



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



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	13177
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	ANÁLISIS DIMENSIONAL	PRÁCTICA NÚMERO	0
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Son cuatro equipos por sesión.	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
Agosto 2019	Semestre 2019-2
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	
Vargas Viveros Eunice	

1.- INTRODUCCIÓN:

La aplicación de la Termodinámica a cualquier problema real comienza con la identificación del *sistema* como punto central de atención; su estado termodinámico está definido por algunas propiedades macroscópicas mensurables. Éstas dependen de las *dimensiones* fundamentales de la ciencia, de las cuales, la longitud, el tiempo, la masa, la temperatura y la cantidad de sustancia son las de mayor interés.

Las dimensiones *fundamentales* son reconocidas por nuestras percepciones sensoriales y no son definibles en términos de algo más simple. Sin embargo, su empleo requiere la definición de escalas arbitrarias de medición, divididas en *unidades* de tamaño específico. Las unidades originales fueron establecidas mediante un acuerdo internacional, y codificadas como el Sistema Internacional de Unidades (abreviado como SI, para el Sistema Internacional), ver Figura 1.

Las siete dimensiones fundamentales (o primarias) y sus unidades en el SI	
Dimensión	Unidad
Longitud	metro (m)
Masa	kilogramo (kg)
Tiempo	segundo (s)
Temperatura	kelvin (K)
Corriente eléctrica	ampere (A)
Cantidad luminosa	candela (cd)
Cantidad de materia	mol (mol)

Figura 1. Sistema internacional

Clasificación de las unidades.

Las **unidades básicas**, o unidades fundamentales son utilizadas para las dimensiones de masa, longitud, tiempo, temperatura, corriente eléctrica, intensidad de la luz y cantidad de sustancia.

Las **unidad derivadas** se obtienen de dos formas:

- Multiplicando y dividiendo las unidades básicas o múltiplos (cm^2 , m/s , $\text{kg}\cdot\text{m/s}^2$, etc.), que se conocen como *unidades compuestas*.
- Definidas como equivalentes de las unidades compuestas ($1 \text{ erg} = 1 \text{ g}\cdot\text{cm/s}^2$, $1 \text{ lbf} = 32.174 \text{ lb}_m\cdot\text{ft/s}^2$)

Los **múltiplos de las unidades**, que se definen como múltiplos o fracciones de las unidades básicas, como los minutos, las horas y los milisegundos, todas ellas definidas en términos de la unidad básica de un segundo.



Los múltiplos y fracciones decimales de las unidades del SI se designan mediante prefijos. En la Figura 2, se listan los prefijos estándar en unidades SI. De esta manera, el centímetro está determinado como $1\text{ cm} = 10^{-2}\text{ m}$ y el kilogramo como $1\text{ kg} = 10^3\text{ g}$.

Múltiplos	Prefijo
10^{24}	yotta, Y
10^{21}	zetta, Z
10^{18}	exa, E
10^{15}	peta, P
10^{12}	tera, T
10^9	giga, G
10^6	mega, M
10^3	kilo, k
10^2	hecto, h
10^1	deca, da
10^{-1}	deci, d
10^{-2}	centi, c
10^{-3}	mili, m
10^{-6}	micro, μ
10^{-9}	nano, n
10^{-12}	pico, p
10^{-15}	femto, f
10^{-18}	atto, a
10^{-21}	zepto, z
10^{-24}	yocto, y

Figura 2. Prefijos estándar en unidades SI

Las unidades pueden trabajarse como variables algebraicas cuando las cantidades se suman, se restan, se multiplican o se dividen. *Los valores numéricos de dos cantidades pueden sumarse o restarse si las unidades son las mismas.*

$$3\text{ cm} - 1\text{ cm} = 2\text{ cm}, \text{ es como tener: } 3x - x = 2x$$

$$3\text{ cm} - 1\text{ mm (o 1 s)} = ?, \text{ es como tener: } 3x - y = ?$$

Por otro lado: *Los valores numéricos y sus correspondientes unidades siempre pueden combinarse por medio de la multiplicación o la división.*

$$3\text{ N} \times 4\text{ m} = 12\text{ N} \cdot \text{m}$$

$$3\text{ m} \times 4\text{ m} = 12\text{ m}^2$$

$$\frac{5\text{ km}}{2\text{ h}} = 2.5\text{ km/h}$$

$$7\frac{\text{km}}{\text{h}} \times 4\text{ h} = 28\text{ km}$$

$$6\text{ cm} \times 5\frac{\text{cm}}{\text{s}} = 30\text{ cm}^2/\text{s}$$

$$\frac{6\text{ g}}{2\text{ g}} = 3$$

El 3 es una cantidad adimensional

Una cantidad medida puede expresarse en términos de cualquier unidad que tenga la dimensión apropiada. Por ejemplo, una velocidad puede expresarse en pies/s, millas/h, cm/año, o cualquier otro cociente de una unidad de longitud entre una de tiempo.



El valor numérico de la velocidad depende de la unidad seleccionada.

La equivalencia entre dos expresiones de una cantidad dada puede definirse en términos del cociente:

$$\frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ mm}}$$

1 centímetro por 10 milímetros

$$\frac{10 \text{ mm}}{1 \text{ cm}}$$

10 milímetros por 1 centímetro

$$\left[\frac{10 \text{ mm}}{1 \text{ cm}} \right]^2 = \frac{100 \text{ mm}^2}{1 \text{ cm}^2}$$

Ésta relaciones se conocen como **factores de conversión**.

Para convertir una cantidad expresada en términos de una unidad en su equivalente en términos de otra unidad, se multiplica la cantidad dada por el factor de conversión. Por ejemplo, para convertir 36 mg en su equivalente en gramos, se escribe

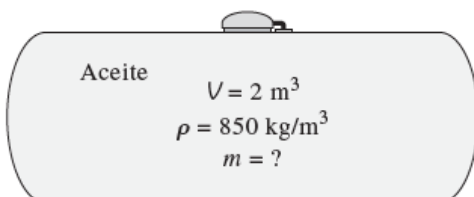
$$(36 \text{ mg}) \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = 0.036 \text{ g}$$

Nótese que la unidad vieja se cancela, quedando sólo la unidad deseada. Una forma alternativa de escribir esta ecuación es utilizar una línea vertical en lugar del símbolo de multiplicación.

36 mg	1 g	=0.036 g
	1000 mg	

En ingeniería, las ecuaciones deben ser *dimensionalmente homogéneas*; es decir, cada término de una ecuación debe tener la misma unidad. Así que comprobar las dimensiones puede servir como una herramienta valiosa para detectar errores. Las unidades sirven también para comprobar fórmulas e incluso se pueden usar para deducir fórmulas, como en el siguiente ejemplo.

Ejemplo. Se llena un depósito con aceite cuya densidad es $\rho = 850 \text{ kg/m}^3$. Si el volumen del depósito es $V = 2 \text{ m}^3$, determine la cantidad de masa m en el depósito.



Es evidente que se puede eliminar m^3 y finalizar con kg al multiplicar estas cantidades. Por tanto, la fórmula que se busca debe ser

$$m = \rho V$$

Así,

$$m = (850 \text{ kg} / \text{m}^3)(2 \text{ m}^3) = 1700 \text{ kg}$$

2.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):

- ☐ Reconocer el método de conversión de unidades para su aplicación en problemas de Termodinámica.
- ☐ Realizar los análisis dimensionales adecuados en las ecuaciones termodinámicas.

3.- PROCEDIMIENTO

Verifique en los siguientes ejemplos la aplicación de los conceptos mostrados en la introducción y aplíquelos en los ejercicios de la sección de cálculos.

Identificación de unidades.

1. ¿Qué nombre se da a la unidad que es igual a (a) 10^{-9} gramos; (b) 10^{-6} segundos; (c) 10^{-3} metros?
 Resp. (a) nanogramo, ng; (b) microsegundo, μs ; (c) milímetro, mm.
2. Indica cuáles son los factores necesarios (valores numéricos y unidades) para convertir

a) metro en milímetros	Resp. $1 \text{ m} = 1000 \text{ mm}$
b) nanosegundos en segundos	Resp. $1 \text{ ns} = 1 \times 10^{-9} \text{ s}$
c) pies cúbicos en metros cúbicos	Resp. $1 \text{ ft}^3 = 0.028317 \text{ m}^3$
3. a) ¿Qué fracción decimal de un segundo es un picosegundo, ps?
 Resp. 10^{-12} segundos.
 b) Expresa la medición $6.0 \times 10^3 \text{ m}$ empleando un prefijo que sustituya la potencia de 10.
 Resp. 6.0 km
 c) Use la notación exponencial estándar para expresar 3.76 mg en gramos.
 Resp. $3.76 \times 10^{-3} \text{ g}$

Conversión de unidades.

1. Convierte una aceleración de 1 cm/s^2 en su equivalente en km/año^2 .
 Resp.



$$\left(\frac{1\text{cm}}{\text{s}^2}\right)\left(\frac{3600^2\text{s}^2}{\text{h}^2}\right)\left(\frac{24^2\text{h}^2}{1\text{día}^2}\right)\left(\frac{365^2\text{días}^2}{1\text{año}^2}\right)\left(\frac{1\text{m}}{10^2\text{cm}}\right)\left(\frac{1\text{km}}{10^3\text{m}}\right)$$

$$= \frac{(3600 \times 24 \times 365)^2}{10^2 \times 10^3} \frac{\text{km}}{\text{año}^2} = 9.95 \times 10^9 \text{ km/año}^2$$

2. El etilenglicol, el principal ingrediente de los anticongelantes, se congela a -11.5°C . Exprese ese punto de congelación en (a) K; (b) $^\circ\text{F}$.

Resp.

$$a) \quad T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273.15\text{K} = -11.5^{\circ}\text{C} + 273.15 = 261.65\text{K}$$

$$b) \quad T(^{\circ}\text{F}) = 1.8T(^{\circ}\text{C}) + 32 = 1.8(-11.5^{\circ}\text{C} + 32) = 11.3^{\circ}\text{F}$$

3. Convertir $23 \text{ lb}_m \cdot \text{ft}/\text{min}^2$ a su equivalente en $\text{kg} \cdot \text{cm}/\text{s}^2$.

Resp.

$$\left(\frac{23 \text{ lb}_m \cdot \text{ft}}{\text{min}^2}\right)\left(\frac{0.454\text{kg}}{1 \text{ lb}_m}\right)\left(\frac{100\text{cm}}{3.281\text{ft}}\right)\left(\frac{1\text{min}^2}{(60)^2\text{s}^2}\right) \quad \text{La cancelación de unidades da } \text{kg} \cdot \text{cm} / \text{s}^2$$

$$= \frac{(23)(0.454)(100)\text{kg} \cdot \text{cm}}{(3.281)(3600)\text{s}^2} = 0.088 \frac{\text{kg} \cdot \text{cm}}{\text{s}^2}$$

Análisis dimensional.

1. Si $y(\text{m}/\text{s}^2) = az(\text{m}^3)$, ¿cuáles son las unidades de a ?

Resp.

$$y\left(\frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right) = az(\text{m}^3)$$

Entonces, a debe tener las unidades: $\frac{1}{\text{m}^2 \cdot \text{s}^2}$

De esta manera, la ecuación será:

$$y\left(\frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right) = a\left(\frac{1}{\text{m}^2 \cdot \text{s}^2}\right)z(\text{m}^3)$$

Al eliminarse las unidades, sólo quedan m/s^2 .

2. Hallar las dimensiones de K , sabiendo que P : presión, V : volumen, y que la siguiente ecuación es dimensionalmente correcta:

$$K = PV + Q$$

Resp.

Si se colocan las unidades a los términos del lado derecho de la ecuación, se tiene

$$K = \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \cdot \text{m}^3 + Q = \frac{1\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{m}^2 \cdot \text{s}^2} \cdot \text{m}^3 + Q = \frac{1\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2} + Q = J + Q$$

Entonces las unidades del término PV , en conjunto son Joules, de la dimensión de energía, al igual que del término Q .



3. Una cantidad k depende de la temperatura T de la siguiente forma:

$$k \left(\frac{\text{mol}}{\text{cm}^3 \cdot \text{s}} \right) = 1.2 \times 10^5 \exp \left(- \frac{20\,000}{1.987 T} \right)$$

Las unidades de la cantidad 20 000 son cal/mol, y T está en K (grados K). ¿Cuáles son las unidades de 1.2×10^5 y de 1.987?

Resp.

Como la ecuación debe ser dimensionalmente homogénea y la exponencial es adimensional, 1.2×10^5 debe tener las mismas unidades que k , mol/cm³·s. Además, como el argumento de la exponencial debe ser adimensional, se puede escribir

$$\left(\frac{20\,000 \text{ cal}}{\text{mol}} \right) \left(\frac{1}{T(\text{K})} \right) \left(\frac{\text{mol} \cdot \text{K}}{1.987 \text{ cal}} \right) \text{ (Todas las unidades se cancelan)}$$

Las respuestas son entonces: 1.2×10^5 mol/cm³·s y 1.987 cal/mol·K

4.- CÁLCULOS

Identificación de unidades.

1. Indique si las siguientes son mediciones de longitud, área, volumen, masa, densidad, tiempo o temperatura. Clasifíquelas como básicas, derivadas o múltiplos.

(a) 5 ns	_____	(b) 5.5 kg/m ³	_____	(c) 0.88 pm	_____
(d) 173 K	_____	(e) 2 mm ³	_____	(f) 23 °C	_____
(g) 540 km ²	_____				

2. Use prefijos métricos apropiados para escribir las siguientes mediciones sin usar exponentes:

a) 6.5×10^{-6} m	_____	b) 6.35×10^{-4} L	_____
c) 2.5×10^{-3} L	_____	d) 4.23×10^{-9} m ³	_____
e) 12.5×10^{-8} kg	_____	f) 3.5×10^{-11} s	_____

Conversión de unidades.

- Empleando las ecuaciones dimensionales, transforme:
 - Tres semanas a milisegundos
 - 38.1 ft/s a millas/hora
 - 554 m⁴/(día·kg) a cm⁴/(min·g)
- Usando un factor de conversión adecuado, determine la longitud en kilómetros de una carrera de automóviles de 500.0 mi.
- La velocidad media de una molécula de nitrógeno en el aire a 25 °C es de 515 m/s. Convierta esta velocidad a millas por hora.
- En una autopista interestatal en una región rural de Wyoming, un automóvil viaja con una rapidez de 38.0 m/s. ¿El conductor rebasó el límite de velocidad de 75.0 mi/h?

Análisis dimensional.



1. Muestre que la expresión $v = at$ es dimensionalmente correcta, donde v representa rapidez, a aceleración y t un instante de tiempo.
2. Si el trabajo mecánico se define como el producto de la fuerza por distancia, compruebe que tiene las mismas unidades que la energía cinética ($1/2 mv^2$).
3. La siguiente es una fórmula física correcta $KF = mV$, donde; m =masa, F =fuerza, V =velocidad. Determinar qué magnitud representa K .
4. Escriba las unidades de la entropía (dq/T) y de la tensión superficial (fuerza por unidad de longitud) en el sistema de unidades SI.
5. La ecuación del estado gaseoso $PV=n RT$ en donde V =volumen, n =número de moles, T = Temperatura absoluta en K y R (constante de los gases ideales) igual $8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Calcule las unidades de la presión P y compruebe que es igual a fuerza entre área.

5.-CUESTIONARIO

1. ¿Cuáles son los otros sistemas de unidades? Describe cada uno en una tabla.
2. Responda cada pregunta con sí o no. Dos cantidades deben tener las mismas dimensiones
 - a) ¿si se suma?,
 - b) ¿si se multiplica?,
 - c) ¿si se resta?,
 - d) ¿si se dividen?,
 - e) ¿si usa una cantidad como exponente al elevar la otra a una potencia?,
 - f) ¿si se igualan?
3. ¿Qué tipo de medición (por ejemplo, longitud, volumen, densidad) indican las siguientes unidades: (a) mL ; (b) cm^2 ; (c) mm^3 ; (d) mg/L ; (e) ps ; (f) nm ; (g) K ?
4. La densidad del aire a presión atmosférica normal y $25^\circ C$ es de 1.19 g/L . Calcule la masa, en kilogramos, del aire contenido en una habitación que mide $12.5 \times 15.5 \times 8.0 \text{ ft}$.
5. En las especificaciones técnicas de un auto japonés se marca una eficiencia de combustible de 36.6 mi/gal , mientras que la de un auto europeo similar es de 13.2 km/L . ¿Cuál de los dos autos tiene mejor rendimiento de combustible? Argumente su respuesta basada en cálculos.
6. Suponga que su cabello crece a una proporción de $1/32$ pulgada por cada día. Encuentre la proporción a la que crece en nanómetros por segundo. Dado que la distancia entre átomos en una molécula es del orden de 0.1 nm , su respuesta sugiere cuan rápidamente se ensamblan las capas de átomos en esta síntesis de proteínas.
7. El valor de la constante de los gases es $0.08206 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$. Expresé esta constante en las siguientes unidades: a) $\text{m}^3\cdot\text{Pa}/\text{mol}\cdot\text{K}$, b) $8.314 \text{ J}/\text{mol}\cdot\text{K}$.
8. Hallar las dimensiones de " ρ " en el sistema internacional, tomando en cuenta la siguiente ecuación: $P = P_0 + \rho gh$; donde: P y P_0 se miden en Pa , g se mide en m/s^2 y h se mide en m .
9. Obtenga las dimensiones (unidades) de G (la constante de gravitación universal) en el sistema internacional (SI) en la ecuación $F_g = Gm_1m_2/r^2$, que mide la fuerza de atracción entre dos objetos de masas m_1 y m_2 separadas una distancia r .



10. La energía en reposo E de un objeto con masa en reposo m , está dada por la ecuación de Einstein: $E = mc^2$ donde c es la velocidad de la luz en el vacío ($c = 299\,792\,458\text{ m/s}$).
- Calcule E para un electrón cuya masa es $m = 9.11 \times 10^{-31}\text{ kg}$
 - Redondee el resultado a 3 cifras significativas.
 - Obtenga las unidades correctas mediante el análisis dimensional.

6.- CONCLUSIONES

7.- REFERENCIAS

- ⌘ Smith, J.M., Van Ness H.C., Abbott, M.M. (2007). Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química. México: McGraw-Hill.
- ⌘ Cengel, Y.A., Boles, M.A. (2012). Termodinámica. México: McGraw-Hill.
- ⌘ Felder, R.M. & Rousseau, R.W. (1991). Principios elementales de los procesos químicos. México: Addison Wesley.
- ⌘ Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E. (1998). Química la Ciencia Central. México: Pearson Educación.
- ⌘ Rivas R. J., Solís C. H.. (1976). La Termodinámica aplicada a los fenómenos químicos. México: ANUIES.





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



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	13177
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 (recto)	1
Tubo de vidrio (forma L)	1
Jeringa de 10 mL	1
Pizeta con agua	1
Manguera (trozos ~5 cm)	1
Colorante	
Regla	
Marcador de punta fina	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Son cuatro equipos por sesión.	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
Agosto 2017	Semestre 2019-2
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	
Vargas Viveros Eunice	

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 .



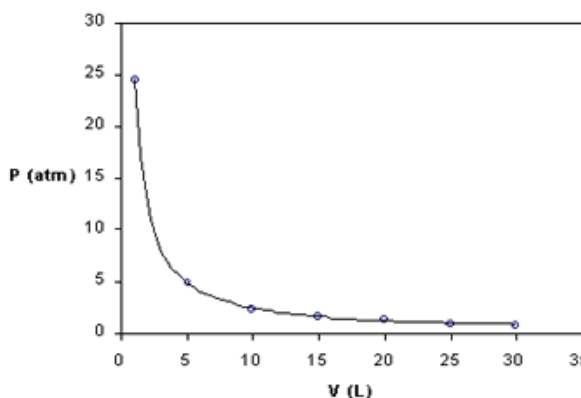


Figura 1. Representación gráfica de la Ley de Boyle.

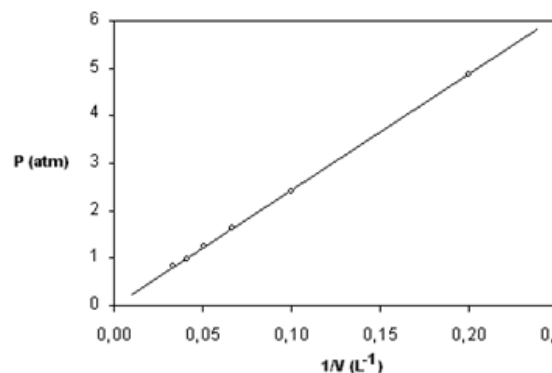


Figura 2. P versus $1/V$ en la ley de Boyle

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

1. En un tubo capilar de vidrio realizar marcas con un plumón fino cada 0.5 cm.
2. Disponer el montaje que se muestra en la Figura 3.

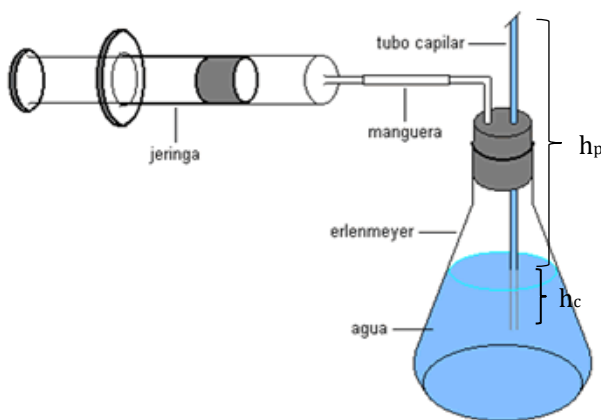


Figura 3. Montaje para la comprobación de la Ley de Boyle.

3. Adicionar agua al Erlenmeyer hasta sus 2/3 partes y añadir una gota de colorante para que pueda visualizarse más fácilmente la columna de líquido.
4. Las lecturas se inician con un volumen conocido de aire en la jeringa y anotando el máximo de volumen de la columna de líquido en el capilar.

Este valor se obtiene midiendo la altura de la columna (h_c) hasta la superficie del líquido en el matraz Erlenmeyer.

5. 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.

NOTA Se debe mantener el sistema hermético

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

4.- DATOS EXPERIMENTALES

Registrar los datos obtenidos en el experimento en las Tablas 1 y 2.

Tabla 1. Mediciones experimentales.

Número de lectura	Volumen en la jeringa (V_j)	Altura de la columna (h_p)
	mL	mm
1	20	0
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		
11		
12		
13		
14		
15		

Tabla 2. Condiciones del experimento

Temperatura ambiente	°C
Presión atmosférica	atm
Volumen total del matraz Erlenmeyer (V_e)	mL
Volumen de agua en el matraz Erlenmeyer (V_L)	mL
Volumen del capilar dentro del Erlenmeyer (V_c)	mL



5.- CÁLCULOS

Con las ecuaciones (3) y (4) calcular el volumen de aire (V_a) y la presión del aire (P_a) para cada lectura y registrar sus resultados en la Tabla 3.

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

$$V_a = V_e + V_j - V_L - V_c \quad (3)$$

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:

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

Tabla 3. Datos calculados

Número de lectura	Volumen del aire, (V_a)	1 / V_a	Presión del aire (P_a)
	mL	mL ⁻¹	mm de Hg
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			
9			
10			
11			
12			
13			
14			
15			

6.-DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

- Construir un gráfico de P_a versus $1/V_a$. ¿Qué puede concluirse de la gráfica?
- 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).



- C. 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?
- D. 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.

7.-CUESTIONARIO

1. Define los siguientes términos: gas ideal, gas real, ley de Boyle, presión, proceso isotérmico.
2. Describa un manómetro y su utilidad.
3. Un aprendiz de Boyle encuentra que el aire atrapado en un tubo J, ocupa 24.8 cm³ a 1.12 atm. Al adicionar mercurio al tubo, aumenta la presión sobre el aire atrapado hasta 2.64 atm. Considere que la temperatura es constante, ¿Cuál es el nuevo volumen del aire en L?

8.- CONCLUSIONES

9.- REFERENCIAS

- ⌘ Granados A., (2004), Técnicas de laboratorio químico, Universidad de Antioquia Facultad de Ciencias Exactas y Naturales, tomado de <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	13177
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
Vaso de precipitado 100 mL	2
Vaso de precipitado 250 mL	1
Tubos de ensaye	2
Tubo de vidrio (forma de U)	1
Pipeta de 10 mL	2
Pipeteador	1
Regla	1
Marcador permanente	1
HCl	
NH ₄ OH	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Son cuatro equipos por sesión.	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
Agosto 2017	Semestre 2019-2
Elaboración del manual	
Muñoz Muñoz Franklin	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Evangelista Hernández Viridiana	
Eunice Vargas Viveros	

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 (NH_3) y del cloruro de hidrógeno (HCl) por la formación de cloruro de amonio (NH_4Cl).



1. Medir la longitud total del tubo de vidrio (forma de U) y si las ramas no son simétricas medir la diferencia en longitud entre ellas.
2. Ensamblar el aparato que se muestra en la Figura 1. Etiquete cada vaso o tubo con los nombres de los reactivos.

****Para sujetar los tubos de ensaye puede rellenar el vaso con papel, procurando que los tubos se mantengan visibles.**

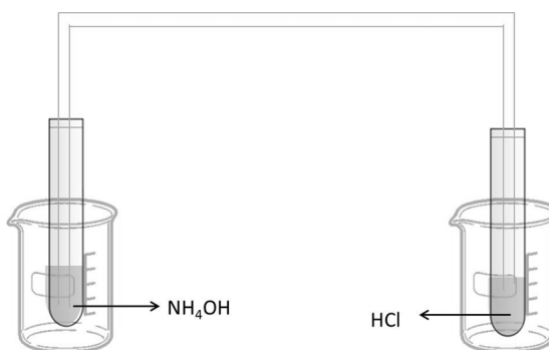


Figura 1. Ensamble experimental

3. En la campana de extracción, se agregan en uno de los tubos de ensaye 3 mL de NH_4OH concentrado y en el otro 3 mL de HCl concentrado.

***NOTA: Si las ramas no son simétricas, medir (sin introducir el tubo en forma de U) si el tubo quedaría sumergido en los líquidos, de no ser así agregue más mililitros de sustancia.

4. Cuando las alturas de los líquidos y las longitudes de las ramas se han ajustado, introducir las dos ramas simultáneamente en los líquidos y comience a medir el tiempo con ayuda de un cronómetro.
5. 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.
6. La presencia del cloruro de amonio se manifiesta por la formación de un sólido blanco al interior del tubo de vidrio. Cuando detecte la aparición de este sólido con ayuda de un marcador permanente indique el punto en que se forma la primera porción de NH_4Cl y detenga el cronómetro.
7. Retirar el tubo de vidrio de las soluciones, 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 ésta 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.

4.- DATOS EXPERIMENTALES

Registrar los datos obtenidos en el experimento en la Tabla 1.

Tabla 1. Mediciones experimentales

Longitud total del tubo	cm
Longitud rama 1	cm
Longitud rama 2	cm
Distancia recorrida por el HCl	cm
Distancia recorrida por el NH_3	cm
Tiempo total de aparición de NH_4Cl	s



5.- CÁLCULOS

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

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

6.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

- 1.- Calcule $\frac{V_{NH_3}}{V_{HCl}}$ en términos de pesos moleculares
- 2.- ¿Cuál es el error en tanto por ciento con respecto al valor experimental? Explique su resultado.

7.- CUESTIONARIO

- 1.- ¿Cuántas veces más deprisa se difundirán el O_2 con respecto al SO_3 ?
- 2.- Explique por qué la velocidad de difusión es función del peso molecular o la densidad.
- 3.- Se encontró experimentalmente que el compuesto gaseoso X se difunde a lo largo de 20.8 cm en el mismo periodo (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.

8.- CONCLUSIONES

9.-REFERENCIAS

- ⊙ Glasstone S. Tratado de Físicoquímica. 2da edición. Ed. Aguilar





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



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	13177
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE LOS GASES IDEALES: R	PRÁCTICA NÚMERO	3
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Soporte universal	1
Pinzas para soporte	1
Mechero	1
Manguera trozos ~5 cm	2

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Vaso de precipitado de 250 mL	2
Tubo de ensaye	1
Tapón horadado para tubo de ensaye	1
Tapón doblemente horadado para matraz Erlenmeyer	1
Matraz Erlenmeyer de 250 mL	1
Tubo de vidrio con ángulo (forma L)	2
Tubo de vidrio recto	2
Pinzas de presión (clip mariposa)	1
Pizeta con agua	1
Pipeteador	1
Probeta de 100 mL	1
Espátula	1
Vidrio de reloj	1
KClO ₃	
MnO ₂	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Son cuatro equipos por sesión.	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
Agosto 2017	Semestre 2019-2
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	
Vargas Viveros Eunice	

1.- INTRODUCCIÓN:

La ley de gas ideal trata a las moléculas de un gas, como partículas puntuales con colisiones perfectamente elásticas. Esto funciona bien en muchas circunstancias experimentales, con gases diluidos. Pero las moléculas de gas no son masas puntuales, y hay circunstancias donde las propiedades de las moléculas, tienen un efecto medible experimentalmente.

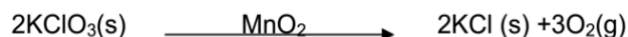
Johannes D. van der Waals en 1873 propuso una modificación de la ley de gas ideal, para tener en cuenta el tamaño molecular y las fuerzas de interacción moleculares. Se la refiere normalmente como la ecuación de estado de van der Waals.

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

Las constantes **a** y **b** tienen valores positivos y son características del gas individual. La ecuación de estado de van der Waals, se aproxima a la ley de gas ideal $PV=nRT$ a medida que el valor de estas constantes se acercan a cero. La constante **a** provee una corrección para las fuerzas intermoleculares. La constante **b** es una corrección para el tamaño molecular finito y su valor es el volumen de un mol de átomos o moléculas.

Con el objetivo de estudiar el comportamiento de un gas real y comprender el uso de tablas de vapor saturado y densidad del agua a diferentes temperaturas, se plantea realizar descomposición térmica que tiene como producto de reacción oxígeno gaseoso.

La reacción que se propone llevar a cabo se presenta en la siguiente ecuación química:



El oxígeno será obtenido de la descomposición del clorato de potasio, usando dióxido de manganeso como catalizador.

La ecuación química permite deducir que la masa del oxígeno generado se puede obtener por la diferencia de peso entre los reactivos y los productos obtenidos al final de la reacción.

Además, usando la Ley de presiones parciales de Dalton, los datos de la presión de vapor del agua y la presión atmosférica, se puede calcular la presión del oxígeno al ser liberado en fase gaseosa.

2.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):

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



3.- PROCEDIMIENTO

1. Arme el aparato de la Figura 1, pero no conecte el tubo de ensaye. Llene la mitad de la botella con agua destilada. Asegurándose de que el tubo B no se extienda por debajo del nivel de agua en la botella.

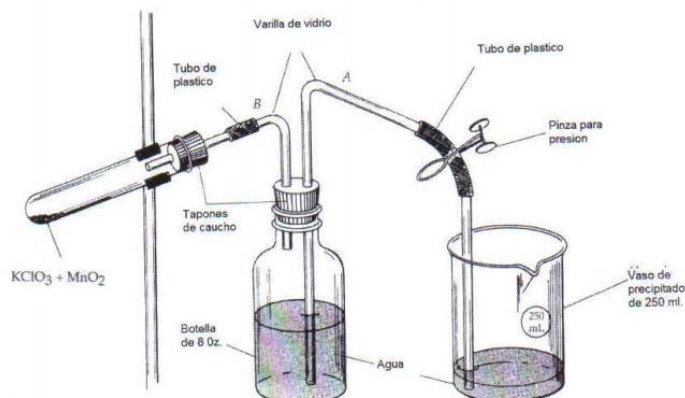


Figura 1. Esquema del aparato para medir el volumen molar de un gas.

2. Conectando una perilla de hule (o un pipeteador) al tubo B (del extremo donde irá el conectado el tubo) expulse aire y llene el tubo de vidrio A y su tubo de hule con agua permitiendo que un poco de agua entre en el vaso de precipitado. Las pinzas de presión estarán abiertas durante este paso. Cierre las pinzas de presión cuando el tubo A esté lleno y desconecte el pipeteador.
3. Asegúrese de que el tubo de ensaye esté limpio y seco. Pese con precisión de 0.001 g un tubo de ensaye. Agregue 0.02 g de MnO_2 y 0.3 g de KClO_3 . Pese nuevamente el tubo de ensaye conteniendo MnO_2 y KClO_3 .
4. 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.

5. Llene el vaso de precipitado con 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.

6. Inserte nuevamente el tubo A en el vaso de precipitado sobre la mesa y abra las pinzas de presión. Deberá haber flujo hacia el vaso de precipitado y el tubo A va a mantenerse lleno con agua. Si esto no sucede, el sistema tiene fugas revise el sistema y comience de nuevo.
7. 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.
8. Vacíe el agua del vaso de precipitado en una probeta y mida el volumen del agua desplazado que será igual al volumen de oxígeno producido.
9. 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.
10. 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.

4.- DATOS EXPERIMENTALES

Registrar los datos obtenidos en el experimento en la Tabla 1.

Tabla 1. Mediciones experimentales

Peso del tubo de ensaye		
Peso del tubo de ensaye + $\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2$	m_1	
Peso del tubo de ensaye + contenidos después de la reacción	m_2	
Volumen del agua desplazada	V	
Temperatura	T	

5.-CÁLCULOS

Se deducen cada uno de los términos de la ecuación $PV=nRT$ para el oxígeno producido en la reacción de descomposición del clorato de potasio.

Presión (P)

Usando la Ley de presiones parciales de Dalton, los datos de la presión de vapor del agua y la presión atmosférica, se puede calcular la presión del oxígeno al ser liberado en fase gaseosa.



$$P_{atmosférica} = P_{O_2} + P_{H_2O \text{ vapor}}$$

****NOTA**** La presión de vapor del agua a varias temperaturas se puede obtener de tablas preestablecidas.

Volumen (V)

Corresponde al volumen del agua desplazado por el sistema cuando se lleva a cabo la reacción y debido a que el oxígeno es el único producto gaseoso de reacción, se considera que éste volumen será igual al volumen de oxígeno producido.

Número de moles (n)

La masa del oxígeno generado se puede obtener por la diferencia de peso entre los reactivos y los productos obtenidos al final de la reacción.

Determine el número de moles de oxígeno que se produjeron en la reacción dentro del tubo de ensayo

$$n_{oxígeno} = \frac{m_{oxígeno}}{PM_{oxígeno}}$$

Donde

$$m_{oxígeno} = m_1 - m_2$$

Constante (R)

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. Muestre sus cálculos.

*****Consideraciones*****

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

$$P = \pm 0.1 \text{ mmHg}$$

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

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

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

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.



6.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

1. A partir de la ecuación química balanceada de la descomposición térmica del clorato de potasio, KClO_3 , determine el número de moles de oxígeno que se producirían de manera teórica si todo el clorato colocado en el tubo reaccionara.
2. Compare con el dato obtenido de forma experimental y calcule el porcentaje (%) de error. Explique
3. Compare los valores calculados de **R** con los datos reportados en tablas de la constante de los gases y haga una conclusión al respecto.

7.- CUESTIONARIO

1. ¿En cuáles condiciones de temperatura y presión esperaría que los gases obedecieran a la ecuación del gas ideal?
2. Calcule el valor de R en $L \text{ atm/mol K}$ asumiendo que un gas ideal ocupa $22.4 L/mol$ en TPE y a temperatura de 0°C .
3. ¿Por qué la presión de vapor del agua contribuye a la presión total en la botella?

8.-CONCLUSIÓN

9.-REFERENCIAS

- Jircitano Alan J., *The Decomposition of Potassium Chlorate*, General Chemistry, Pennsylvania State University, Published in the web site:
<http://chemistry.bd.psu.edu/jircitano/KClO3decomp05.pdf>





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



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	13177
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	CALORIMETRÍA Y CALOR LATENTE	PRÁCTICA NÚMERO	4
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Soporte universal	1
Pinzas para soporte	2
Anillo metálico para soporte	1
Rejilla con tela de asbesto	1
Mechero Bunsen	1
Termómetro	2

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Probeta 100 mL	1
Vaso de precipitado 250 mL	1
Varilla de vidrio	1
Matraz Erlenmeyer 250 mL	1
Piseta	1
Hielo picado	
Agua	
Calorímetro	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Son cuatro equipos por sesión.	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
Agosto 2017	Semestre 2019-2
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	
Vargas Viveros Eunice	

1.- INTRODUCCIÓN:

La calorimetría es la medida de la cantidad de calor que cede o absorbe un cuerpo en el curso de un proceso físico o químico.

En la Termodinámica clásica se define al **calor** como la energía que se intercambia entre un sistema y su ambiente, cuando están en contacto térmico y debido a una diferencia de temperaturas.

El **calor** se expresa en SI en **Joules** o **KJoules**.

Sin embargo la *teoría cinética, estadística o molecular del calor* afirma que, además de los movimientos observables de los cuerpos, existe un *movimiento irregular, en zigzag, de sus partículas microscópicas*.

En el **estado líquido**, las partículas, moléculas, iones o átomos, pueden moverse libremente dentro de su medio. Cuando se calienta gradualmente el líquido, los movimientos de las partículas son al fin lo bastante enérgicos para abandonar el líquido violentamente y entonces se inicia la **ebullición**. Naturalmente el punto de ebullición será más elevado cuando la energía de interacción entre las partículas sea más alta.

Al convertir un sólido en líquido, toda la energía térmica se aplica a romper las interacciones entre las partículas. De ahí que el calor absorbido por el hielo al fundirse no eleve la temperatura (calor latente). Lo mismo cabe decir de un líquido cuando hierve.

La **capacidad calorífica** de un cuerpo, se define normalmente como la *cantidad de calor necesario para elevar un grado su temperatura*. La capacidad calorífica es una propiedad extensiva (es proporcional a la masa).

Cuando un cuerpo recibe calor aumenta su temperatura, la relación de este calor entre el incremento de temperatura, es la relación matemática de la capacidad calorífica.

$$c = \frac{Q}{T_2 - T_1}$$

$$Q = C(T_2 - T_1)$$

Siendo la capacidad calorífica una propiedad extensiva se puede transformar en intensiva si la dividimos por unidad de masa y entonces recibe el nombre de calor específico “c” (minúscula). De la definición de calor específico se deduce que:

$$c = \frac{q_{1 \rightarrow 2}}{T_2 - T_1}$$



En donde T_1 es la temperatura inicial; T_2 la temperatura final, y $q_1 \rightarrow 2$ es el calor cedido a la unidad de masa mientras se calentaba desde la temperatura T_1 , hasta la temperatura T_2 .

El **calor específico** no es una cantidad constante, varía al variar la temperatura, con la particularidad de que en una serie de casos esta dependencia es bastante considerable. Por esto, el calor específico determinado por la ecuación mediante los cambios de temperatura se le llama calor específico medio en el intervalo de temperaturas de T_1 a T_2 , para diferenciarlo del denominado “calor específico verdadero”, que se define como la derivada de la cantidad de calor, transferida al cuerpo durante su calentamiento, con respecto a la temperatura de dicho cuerpo.

$$C = \frac{dq}{dT}$$

Donde:

$$q_{1 \rightarrow 2} = \int_{T_1}^{T_2} c dT$$

Conociendo la dependencia del calor específico verdadero con respecto a la temperatura, no es difícil hallar el calor específico medio en un intervalo de temperaturas dado:

$$c_m = \frac{\int_{T_1}^{T_2} c dT}{T_2 - T_1}$$

Recibe el nombre de calor específico molar o molecular el calor específico referido a un mol (o a un kilomol) de la sustancia; a este calor se le llama a veces, calor específico másico, aunque en adelante llamaremos simplemente **calor específico**.

Cuando se calienta un sólido hasta que las vibraciones térmicas se intensifican lo suficiente para romper las fuerzas de unión entre las partículas que lo forman, el sólido se funde y pasa al estado líquido. Cuanta más alta sea la energía del enlace entre las partículas vecinas de un sólido, tanto más calor para hacerlas vibrar violentamente hasta romper dichos enlaces. Esto significa que la sustancia tiene un **punto de fusión elevado**.

1. MEDIDA DE LA CAPACIDAD CALORÍFICA DE UN CALORÍMETRO

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

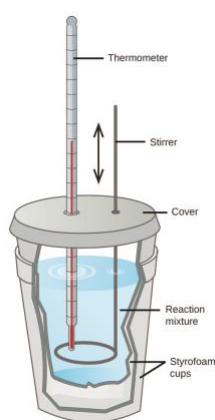


mantiene hasta que se igualan las temperaturas, cuando se dice que ha alcanzado el equilibrio térmico. La cantidad de calor (q) que se transfiere desde el líquido caliente, o la que absorbe el frío, responde a la expresión:

$$q = mC_e\Delta T$$

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

Las transferencias de calor se miden en un **calorímetro** (Figura 1) 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

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

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 cal/g°C.

1. Calorímetro
diabático

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.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):

- ❖ Determinar la capacidad calorífica de un calorímetro.
- ❖ Determinar el calor latente de vaporización del agua.
- ❖ Determinar el calor latente de fusión del hielo.

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 (T_2).

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 2.

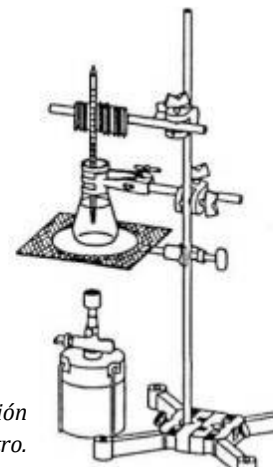


Figura 2. Ilustración del montaje para la determinación de la capacidad calorífica de un calorímetro.

Se calienta el agua hasta alcanzar unos $80\text{ }^{\circ}\text{C}$, 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 $30\text{ }^{\circ}\text{C}$, que controlaremos con un termómetro. De esta agua templada se toman exactamente $V_1=150\text{ mL}$ 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_e 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 $V_1=100\text{ mL}$, 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 °C, se mide el tiempo que tarda en alcanzar los 70 °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 °C, 50 °C y 60 °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, V₂ (V₂ = V₁ - V). Suponiendo que la densidad del agua es 1 g/cm³, tendremos así también la masa de agua evaporada, m₂.

4.- RESULTADOS Y DISCUSIONES

A. MEDIDA DE LA CAPACIDAD CALORÍFICA DE UN CALORÍMETRO

Registrar los datos obtenidos en el experimento en la Tabla 1.

Tabla 1. Mediciones experimentales capacidad calorífica de un calorímetro

	Masa de agua fría m₁	Masa de agua caliente m₂	Temperatura T₁ agua fría (°C)	Temperatura T₂ agua caliente (°C)	Temperatura T_e equilibrio(°C)
Caso 1					
Caso 2					
Caso 3					

Cálculos

Efectuando los cálculos que se derivan de la siguiente expresión determinar el valor de la capacidad calorífica C_K.

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

****NOTA**** La capacidad calorífica del calorímetro se asigna al valor medio de los valores encontrados.

Expresar los resultados en calorías y en unidades del Sistema Internacional, sabiendo que 1cal = 4.185 J.



Discusión

Los valores que se obtienen para C_K ¿dependen de la cantidad de líquido que se utiliza en la experiencia?

B. MEDIDA DEL CALOR LATENTE DE FUSIÓN DEL HIELO

Registrar los datos obtenidos en el experimento en la **Tabla 2**.

Tabla 2. Datos experimentales calor latente de fusión del hielo

Agua templada			Hielo fundido			
V_1	m_1	T_1	V_2	m_2	T_2	T_e

****NOTA**** El volumen de agua procedente del hielo fundido V_2 se obtiene midiendo el volumen total de agua en el calorímetro V_A h, 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.

Cálculos

El cálculo del calor latente de fusión $LF = QF / m_2$ se lleva a cabo utilizando la expresión calorimétrica:

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

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.

Discusión

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

Registrar los datos obtenidos en el experimento en la **Tabla 3**.

Tabla 3. Datos experimentales calor latente de vaporización del agua



Temperaturas	Tiempo transcurrido
30°C-40 °C	
40°C-50 °C	
50°C-60 °C	
60°C-70 °C	
Volumen final de agua después de la evaporación	

Construir la curva de calentamiento del mechero.

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.

La masa de agua evaporada, m_2 se obtiene del volumen final de agua después de la evaporación $V_2 = V_1 - V$ suponiendo que la densidad del agua es 1 g/cm^3 .

Discusión

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

5.- CONCLUSIONES



6.- REFERENCIAS

- ⌘ Manual de prácticas: Fundamentos de Química, Universidad Pablo de Olavide , Sevilla España.





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



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	13177
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	DETERMINACIÓN DEL CALOR ESPECÍFICO DE UN METAL	PRÁCTICA NÚMERO	5
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Soporte universal	1
Pinzas para soporte	1
Anillo metálico para soporte	1
Tela de asbesto	1
Mechero Bunsen	1

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Tubo de ensaye con tapón	1
Vaso de precipitado de 250 mL	1
Termómetro	2
Probeta 100 mL	1
Calorímetro	
Agua	
Metal	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Son cuatro equipos por sesión.	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
Agosto 2016	Semestre 2019-2
Elaboración del manual	
Muñoz Muñoz Franklin	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Evangelista Hernández Viridiana	
Vargas Viveros Eunice	

1.- INTRODUCCIÓN:

El calor específico es la cantidad de calor que se necesita por unidad de masa para elevar la temperatura un grado Celsius. La relación entre calor y cambio de temperatura, se expresa normalmente como:

$$Q = cm\Delta T \quad (1)$$

donde c es el calor específico. Esta fórmula no se aplica si se produce un cambio de fase, porque el calor añadido o sustraído durante el cambio de fase no cambia la temperatura.

El calor específico del agua es $1 \text{ caloría/gramo } ^\circ\text{C} = 4.186 \text{ julios/gramo } ^\circ\text{C}$ que es más alto que el de cualquier otra sustancia común. Por ello, el agua desempeña un papel muy importante en la regulación de la temperatura.

El calor específico por gramo de un metal a partir del calor específico del agua se calcula con la siguiente ecuación:

$$C_m = (M_a) (C_a) (\Delta T_a) / (M_n)(\Delta T_m) \quad (2)$$

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

De acuerdo con la ley de Dulong y Petit, el calor específico molar de la mayor parte de los sólidos, a temperatura ambiente y por encima, es casi constante.

$$\text{Calor específico} \cdot \text{Masa atómica} = 25 \text{ J/mol } ^\circ\text{C} \quad (3)$$

$$\text{Masa atómica} = (25 \text{ J/mol } ^\circ\text{C} \cdot 25) / (\text{Calor específico}) \quad (4)$$

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.



- 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:

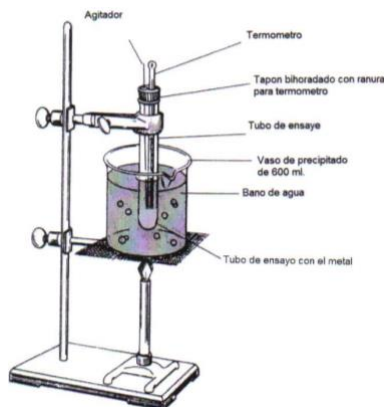


Figura 1. Montaje experimental

- Caliente el vaso hasta que el agua hierva y manténgalo así 5 min.

****NOTA**** Cuando falten 2 minutos para terminar el tiempo de calentamiento del metal, proceda con el paso 5.

- Usando una probeta vacíe 25 mL de agua en un calorímetro.
- Inserte un termómetro y tome lecturas cada 15 s. Durante 1 minuto 45 s.
- Exactamente a los 2 minutos mida la temperatura del metal y transfíralo al metal caliente al vaso mezclando inmediatamente.
- Empezando en la marca de 2 minutos con 15 segundos, registre la temperatura cada 15 segundos durante 3 minutos.

4.- DATOS EXPERIMENTALES

Registrar los datos obtenidos en el experimento en las Tablas 1 y 2.

Tabla 1. Datos experimentales

Masa del metal	
Volumen del agua	
Temperatura del metal	

Tabla 2. Registro de tiempo vs temperatura

Tiempo (s)	Temperatura (°C)	Tiempo (s)	Temperatura (°C)	Tiempo (s)	Temperatura (°C)
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	

Elabore una gráfica con la información obtenida (temperatura en eje vertical y tiempo eje horizontal). Explique.

5.-CÁLCULOS

1. Sustituyendo los valores obtenidos durante la práctica calcule con la ecuación (2) el calor específico del metal.
2. Una vez obtenido el calor específico del metal desconocido sustituir en la ecuación de Dulong y Petit (4) para obtener la masa atómica.
3. Compare con su tabla periódica y mencione a cuál metal se aproxima más.

6.- DISCUSIÓN

7.-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.
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.

8.-CONCLUSIONES

9.-REFERENCIAS

- ⊙ Manual de prácticas de laboratorio de Física y Química, Departamento de sistemas físicos, químicos y naturales, Facultad de Ciencias Experimentales, Universidad Pablo de Olavide, Sevilla, España.



Carl R. (Rod) Nave, Department of Physics and Astronomy, Georgia State University, Atlanta, Georgia. Sitio web: <http://hyperphysics.phyastr.gsu.edu/hbasees/thermo/spht.html>





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



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	13177
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	ENTALPÍA DE NEUTRALIZACIÓN	PRÁCTICA NÚMERO	6
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD

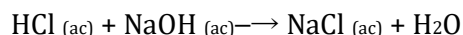
MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Probeta 100 mL	2
Termómetro	2
Vidrio de reloj	1
Pipeta	1
Pipeteador	1
Matraz de aforación 100 mL	1
Pizeta	1
Espátula	1
Vaso de precipitado 250 mL	2
Calorímetro	
NaOH	
HCl	
CH ₃ COOH	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Son cuatro equipos por sesión.	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
Agosto 2016	Semestre 2019-2
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	
Vargas Viveros Eunice	

1.- INTRODUCCIÓN:

La neutralización de soluciones acuosas diluidas de un ácido por medio de una solución acuosa diluida de una base, es un tipo particular de reacción química; es una reacción de neutralización.

El calor de neutralización es definido como el calor producido cuando un equivalente gramo de ácido es neutralizado por una base. El calor de neutralización de un ácido fuerte (HCl) con una base fuerte (NaOH) tiene un valor aproximadamente constante, debido a que en esta reacción se obtiene como producto un mol de agua.



El calor estándar de reacción $\Delta H^\circ_{25^\circ\text{C}}$ puede calcularse a partir de los respectivos calores de formación ΔH°_f obteniéndose -13.7 kcal. Esta constancia en el valor se entiende fácilmente cuando se recuerda que los ácidos y bases fuertes así como las sales, están completamente disociados en sus soluciones diluidas; y, en consecuencia el efecto químico común a todas estas neutralizaciones, es sustancialmente el único cambio responsable para el efecto térmico observado: la unión de los iones hidratados hidrógeno e hidroxilo para formar agua no ionizada.

En la neutralización de soluciones diluidas de ácidos débiles y bases débiles, el calor desprendido es menor que 13680 cal. Por ejemplo, en la neutralización del ácido acético (CH_3COOH) con NaOH, el calor desarrollado es de sólo 13300 cal por mol de agua formado. La diferencia de calor no desarrollado ($13680 - 13300 = 380$ cal), puede ser interpretada como el calor requerido para completar la disociación del ácido acético en iones H^+ y CH_3COO^- a medida que la reacción de neutralización tiene lugar; por cada ión H^+ proveniente del CH_3COOH que se neutralice con un ión OH^- , más CH_3COOH se ionizará en H^+ y CH_3COO^- hasta que la neutralización sea completa; esta ionización del CH_3COOH , requiere calor, que se obtiene a expensas del calor que se desarrolla en la unión de los iones H^+ y OH^- .

2.- OBJETIVOS (COMPETENCIAS):

Determinar el calor de neutralización:

- Para un ácido fuerte y una base fuerte
- Para un ácido débil y una base fuerte

3.- PROCEDIMIENTOS

a) Realice los cálculos pertinentes para preparar las siguientes soluciones:

Sustancia	Volumen	Concentración
NaOH	100 mL	5 M
HCl	100 mL	5 M
CH_3COOH	100 mL	5M

b) Verifique con el profesor que sus cálculos sean correctos.



c) Prepare la solución que le sea indicada.

A. CALOR DE NEUTRALIZACIÓN DE HCl -NaOH (ÁCIDO FUERTE -BASE FUERTE)

1. Mida cuidadosamente 20 mL de NaOH 5 M y agréguelo al calorímetro. Tape el calorímetro sin el termómetro.
2. Mida exactamente la misma cantidad de HCl 5 M en una probeta limpia y seca, y deje que se establezca la temperatura de 3 a 4 minutos.
3. Mida la temperatura del ácido con un termómetro.
4. Inserte otro termómetro en el calorímetro y mida la temperatura de la solución de NaOH.
5. 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.
6. Anote la temperatura de la solución de NaOH.
7. Levante la tapa y agregue cuidadosamente el HCl 5M todo a la vez. Tenga cuidado de no salpicar nada.
8. Agite la solución suavemente y anote la temperatura cada 15 segundos durante 3 minutos aproximadamente.

B. CALOR DE NEUTRALIZACIÓN DE CH₃COOH-NaOH (ÁCIDO DÉBIL- BASE FUERTE)

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

4.- DATOS EXPERIMENTALES

Registrar los datos obtenidos en los experimentos en las tablas siguientes.

Tabla 1.Datos experimentales

		Reacción HCl-NaOH	Reacción CH ₃ COOH-NaOH
Masa del ácido	m₁		
Temperatura del ácido	T₁		
Masa de la base	m₂		
Temperatura de la base	T₂		
Temperatura de equilibrio	T_e		

Tabla 2.Registro tiempo v.s temperatura reacción HCl-NaOH

Tiempo (s)	Temperatura (°C)	Tiempo (s)	Temperatura (°C)	Tiempo (s)	Temperatura (°C)
15		1.15		2.15	
30		1.30		2.30	
45		1.45		2.45	



1.00		2.00		3.00	
------	--	------	--	------	--

Tabla 3. Registro tiempo vs temperatura reacción CH₃COOH -NaOH

Tiempo (s)	Temperatura (°C)	Tiempo (s)	Temperatura (°C)	Tiempo (s)	Temperatura (°C)
15		1.15		2.15	
30		1.30		2.30	
45		1.45		2.45	
1.00		2.00		3.00	

Construya para cada reacción una curva de temperatura versus tiempo y determine ΔT .
Escriba las ecuaciones para las reacciones entre el NaOH -HCl y CH₃COOH-NaOH

5.-CÁLCULOS

Con datos experimentales:

- a) Calcule el **calor de neutralización**. Asuma que las soluciones de NaCl y de CH₃COONa tienen la misma densidad y capacidad calorífica que el agua.

$$\Delta H_{\text{neutralización}} = (m_{\text{total}} C_{p\text{NaCl}} + C_{p\text{calorímetro}}) \Delta T$$

- b) Calcule el **calor molar de neutralización**

$$\Delta H_{\text{molar de neutralización}} = \Delta H_{\text{neutralización}} / \text{número de moles de agua producidos}$$

Con datos reportados en tablas:

- c) Calcule el valor de la **entalpía de neutralización** teórico de la reacción a partir de los valores de tablas

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

6.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

Para cada reacción compare sus resultados experimentales con el teórico calculado y explique.

7.-CUESTIONARIO

- 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.

$\Delta H_{\text{neut experimental}}$ _____



ΔH_{neut} teórico _____

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

8.-CONCLUSIÓN

9.-REFERENCIA

- ⊙ <http://materias.fi.uba.ar/6302/TP5.pdf>





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



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	13177
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	CALOR DE COMBUSTIÓN	PRÁCTICA NÚMERO	7
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Soporte universal	1
Pinzas para soporte	1

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Probeta 100 mL	1
Termómetro	1
Matraz Erlenmeyer 250 mL	1
Cápsula de porcelana	2
Pipeta 5 mL	1
pipeteador	1
Vaso precipitado 100 mL	1
algodón	
metanol	
etanol	
propanol	
acetona	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Son cuatro equipos por sesión.	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
Agosto 2017	Semestre 2019-2
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	
Vargas Viveros Eunice	

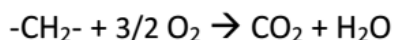
1.- INTRODUCCIÓN:

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

1. Montar el dispositivo experimental mostrado en la Fig. 1

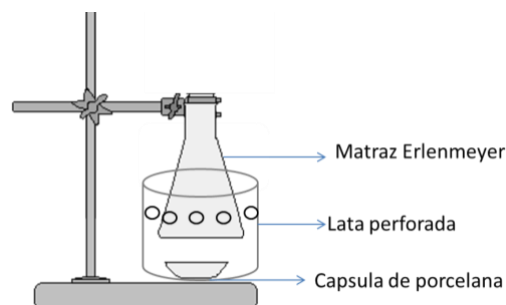


Fig. 1 Montaje experimental

2. Medir 40 mL de agua y agregarlos en el matraz.
3. Determinar la temperatura del agua del matraz. (No retire el termómetro del agua)
4. Por otro lado. Colocar un trozo de algodón en la capsula de porcelana y añadir 2 mL de acetona (mojando el algodón).
5. Inmediatamente encienda la acetona y coloque la lata.
6. Agite de vez en cuando el agua del vaso para que el calentamiento sea homogéneo. Anote la temperatura máxima registrada una vez que se apague el algodón de la capsula.
7. Repita todo el procedimiento para los alcoholes.

4.- DATOS EXPERIMENTALES

Registrar los datos obtenidos en los experimentos en las Tablas siguientes.

Tabla 1. Datos experimentales

Líquido	Temperatura inicial agua en el matraz T_i	Temperatura final agua en el matraz T_f
Acetona		
Metanol		
Etanol		
Propanol		

5.- CÁLCULOS



A partir de datos experimentales

Para medir la entalpía molar de combustión deberemos hacer una serie de suposiciones:

La primera es que el proceso es isobárico, y que por tanto, el calor puesto en juego en la experiencia es asimilable a variaciones de entalpía.

La segunda es que el calor desprendido por la combustión es íntegramente absorbido por el agua. Esto implica que podremos calcularlo midiendo la variación de temperatura que sufre el agua y teniendo en cuenta que esta permanece en estado líquido en toda la experiencia.

Determinar la **entalpía de combustión** de cada uno de ellos.

$$\Delta H_{\text{combustion}} = Q_{H_2O} = m_{H_2O} \cdot C_{p_{H_2O}} \cdot \Delta T_{H_2O}$$

Determinar la **entalpía molar de combustión**.

$$\Delta H_{\text{molar combustion}} = \Delta H_{\text{combustion}} / n$$

Donde n serán el número de moles de acetona o alcohol contenidos en el algodón.

A partir de las ecuaciones químicas

Escribir las reacciones balanceadas de combustión correspondientes. Calcular la masa de CO_2 emitida por cada mol de alcohol combustionado.

Líquido	Reacción balanceada	Masa de CO_2
Acetona		
Metanol		
Etanol		
Propanol		

Calcular las entalpías molares de combustión de cada alcohol a partir de las entalpías estándar de formación de cada alcohol, O_2 , CO_2 y H_2O . (Buscar en las tablas correspondientes)

6.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS



- a) Con los valores experimentales y los obtenidos a partir de las ecuaciones

químicas calcular el error cometido en cada determinación.

- b) A partir de las eficacias energéticas obtenidas en el apartado de cálculos, ¿cuál es el alcohol más eficiente para utilizar como combustible de automoción?
- c) ¿Y cuál sería el que más dióxido de carbono emite, y por tanto, más contaminante como combustible para automoción?
- d) Teniendo en cuenta a la vez los dos parámetros anteriores, ¿cuál de los alcoholes ensayados utilizarías para suministrar energía al motor de tu coche o moto? Explica tu elección.

7.- CUESTIONARIO

- 1. Indica al menos cuatro causas que hayan favorecido el error cometido en las determinaciones experimentales
- 2. Propón mejoras en la determinación de la entalpía de combustión de los alcoholes y muéstralo mediante la descripción de un montaje

8.- CONCLUSIONES

9.-REFERENCIAS

- ⊙ Manual de prácticas, Facultad de Ciencias Químicas BUAP, Departamento de Fisicoquímica, 2010.

