

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE QUÍMICA
DEPARTAMENTO DE FISICOQUIMICA

MANUAL DE PRÁCTICAS DE
LABORATORIO DE TERMODINÁMICA
CLAVE: 1212

**Elaborado y revisado por profesores del
Departamento de Físicoquímica.**

Elaborado por: Dr. Gerardo Omar Hernández Segura M. en D. Ricardo Manuel Antonio Estrada Ramírez
Revisado por: Dra. Aline Villarreal Medina
Agradecemos a la DGAPA por los recursos otorgados mediante el proyecto PAPIME PE 102122 para el desarrollo de este protocolo.

GUÍA EXPERIMENTAL PARA LA DETERMINACIÓN DE LA CAPACIDAD TÉRMICA

Objetivo general

Determinar experimentalmente la capacidad térmica y la capacidad térmica específica de una masa de metal.

Objetivos particulares

Determinar experimentalmente las propiedades termodinámicas capacidad térmica y capacidad térmica específica de una masa de metal y explicar sus diferencias.

Construir la gráfica del calor cedido por el metal (Q_{metal}) como función del cambio de temperatura del metal (ΔT_{metal}), y obtener de ella la capacidad térmica de los cilindros de metal.

Calcular la capacidad térmica específica del material con el que están hechos los cilindros metálicos, a partir de su capacidad térmica y de su masa total.

Comparar el valor experimental de la capacidad térmica específica con el valor teórico informado en la literatura, determinando el % error correspondiente.

Resumen

Mediante una interacción energética y un balance de energía, se determinaron experimentalmente la capacidad térmica y la capacidad térmica específica de una masa de cilindros de metal, empleando un calorímetro que funciona a presión atmosférica constante. Con la finalidad de evaluar la calidad de las mediciones realizadas, el valor de la capacidad térmica específica del metal se comparó con el informado en la literatura, calculando su % error y así determinar su exactitud.

Problema

Manteniendo constantes la presión atmosférica, determinar experimentalmente la capacidad térmica y la capacidad térmica específica de una masa de cilindros de metal.

Introducción

La calorimetría es una rama de la termodinámica experimental que se encarga del estudio, medición y caracterización de la cantidad de calor intercambiada entre sistemas en estudio, tanto en procesos físicos (termodinámica) como químicos (termoquímica), la cual brinda las herramientas y los fundamentos teóricos para definir al calor (Q) como un mecanismo de transferencia de energía entre al menos dos sistemas en contacto a través de una pared diatérmica, debido a una diferencia de temperaturas entre ellos [1-4]. Es una función de trayectoria cuya magnitud es un escalar que posee unidades de energía, la cual se manifiesta físicamente a través la pared durante un cambio de estado, provocado por un proceso. Termodinámicamente, los factores de los que depende esta magnitud son la masa m , la naturaleza química de una sustancia (capacidad térmica específica c) y de la diferencia de temperaturas ($\Delta T = T_f - T_i$), cuya ecuación es [1-4]:

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

En donde Q es el calor transferido (cal), m es la masa (g), c es la capacidad térmica específica (cal/g°C), T_i es la temperatura inicial (°C), mientras que T_f corresponde con la temperatura final. De acuerdo con la Ley Cero de la termodinámica, dos sistemas en contacto a través de una pared diatérmica, llegarán al equilibrio térmico, y por ello, la temperatura final para ambos sistemas es la misma y se le suele denominar como temperatura de equilibrio T_{eq} . La temperatura es una propiedad intensiva que dirige la dirección en la que se transfiere el calor de forma natural, la cual ocurre del sistema de mayor temperatura hacia el de menor temperatura, lo que trae como

consecuencia que el término ΔT de la ecuación (1), posea un signo y que a su vez, determine el signo para Q . A partir de esta evidencia, se establece una convención de signos para el calor, la cual indica que si $\Delta T > 0$ (aumento de temperatura en el sistema), $Q > 0$ y el proceso será endotérmico; en tanto que si $\Delta T < 0$ (disminución de la temperatura en el sistema), $Q < 0$ y el proceso será exotérmico [1-4].

La interacción térmica entre dos o más sistemas en contacto a través de una pared diatérmica, y basándose en la convención de signos ya mencionada, se puede plantear de manera general el siguiente balance de energía:

$$Q_{ganado} = -Q_{cedido} \quad (2)$$

A partir de la ecuación (1), se puede despejar la capacidad térmica específica, la cual es la cantidad de calor que transfiere una masa unitaria de 1 g de un sistema, para cambiar su temperatura en 1°C. Es una función de estado y es una propiedad intensiva, cuya ecuación es [1-4]:

$$c = \frac{Q}{m\Delta T} \quad (3)$$

Como ya se mencionó y para fines de este trabajo, la capacidad térmica específica se expresa en (cal/g°C).

Asimismo, se puede definir la capacidad térmica C a través de la siguiente ecuación:

$$C = mc \quad (4)$$

Sustituyendo la ecuación (4) en la ecuación (1), se obtiene:

$$Q = C\Delta T \quad (5)$$

Despejando la capacidad térmica de la ecuación (5):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} \quad (6)$$

La ecuación (6) indica que la capacidad térmica es la cantidad de calor trasferida por un sistema para modificar su temperatura en 1°C. Es también una función de estado y es propiedad extensiva [1-4].

La medición y cuantificación del calor intercambiado entre los sistemas en estudio, se realiza empleando un calorímetro, el cual es un dispositivo experimental que consta básicamente de un recipiente con tapa, de paredes adiabáticas y un termómetro que mide el cambio de temperatura en su interior. Como la pared interna del calorímetro, así como el termómetro interactúan con los sistemas en estudio en su interior, se debe cuantificar cuánto calor absorbe o cede el mismo, y para ello, se determina experimentalmente la capacidad térmica del calorímetro (o constante de calorímetro K), cuya expresión está basada en la ecuación (6), es decir [1-4]:

$$K = \frac{Q}{\Delta T} \quad (7) \quad \text{o bien:} \quad Q = K\Delta T \quad (8)$$

Aplicando el método de mezclas, que consiste en introducir al interior del calorímetro una masa de agua conocida a temperatura ambiente y añadiendo una masa de agua caliente conocida, se observa que el calorímetro (Q_K) y el agua a temperatura ambiente (fría) ($Q_{H_2O,fría}$) ganan calor, mientras que el agua caliente lo cede ($Q_{H_2O,caliente}$) y al sustituir en la ecuación (2), se obtiene que:

$$Q_K + Q_{H_2O,fría} = -Q_{H_2O,caliente} \quad (9)$$

Al sustituir las ecuaciones (1) y (8) en (9), se obtiene:

$$m_{H_2O,fría}c_{H_2O}(T_{eq} - T_{H_2O,fría}) + K(T_{eq} - T_{H_2O,fría}) = -m_{H_2O,caliente}c_{H_2O}(T_{eq} - T_{H_2O,caliente}) \quad (10)$$

y al despejar la constante de calorímetro K , se genera la ecuación:

$$K = \frac{-m_{H_2O,caliente}c_{H_2O}(T_{eq} - T_{H_2O,caliente}) - m_{H_2O,fría}c_{H_2O}(T_{eq} - T_{H_2O,fría})}{(T_{eq} - T_{H_2O,fría})} \quad (11)$$

Donde c_{H_2O} es la capacidad térmica específica del agua, la cual tiene un valor de 1 cal/g°C [5,7]. Para fines de este trabajo, la constante de calorímetro se expresará en (cal/°C).

A partir de la ecuación (5), si se aplica para la masa de metal, entonces, su calor transferido es:

$$Q_{metal} = C_{metal} \Delta T_{metal} \quad (12)$$

Al realizar una serie de experimentos, en donde se pueda modificar el cambio de temperatura que experimenta dicha masa de metal (ΔT_{metal}) y determinar su cantidad de calor transferida (Q_{metal}), es posible determinar experimentalmente la capacidad térmica del metal (C_{metal}), a través del ajuste de una recta a tal conjunto de datos experimentales, al construir una gráfica de Q_{metal} (en el eje de las ordenadas) vs ΔT_{metal} (en el eje de las abscisas), en donde C_{metal} corresponde con la pendiente, la cual posee un valor positivo $m = C_{metal} > 0$ y es una propiedad extensiva.

Posteriormente, se puede aplicar la ecuación (4) para la masa de metal, obteniéndose la siguiente ecuación:

$$C_{metal} = c_{metal} m_{metal} \quad (13)$$

Si se conoce la masa de los cilindros de metal (m_{metal}) y la capacidad térmica del metal (C_{metal}) obtenida a partir de la pendiente, empleando la ecuación (12), se puede despejar la capacidad térmica específica del metal (c_{metal}), la cual es la propiedad intensiva, es decir:

$$c_{metal} = \frac{C_{metal}}{m_{metal}} \quad (14)$$

Para evaluar la calidad de las mediciones realizadas en este trabajo, se determinó la exactitud, calculando el % error, comparando el valor teórico calculado obtenido de la literatura [5] y el valor experimental obtenido con la ecuación (14), de la siguiente forma [6]:

$$\% \text{ error} = \left| \frac{c_{teo} - c_{exp}}{c_{teo}} \right| \cdot 100 \quad (15)$$

Reactivos

Cuatro cilindros metálicos con orificio de diferentes materiales como cobre, aluminio o latón.

Agua del grifo.

*Ver Apéndice II



Figura 1. Fotografía que muestra a manera de ejemplo los cilindros empleados en esta práctica.

Material

1 calorímetro de 200 mL.

1 hielera de unicel de 3 L.

1 parrilla de agitación.

1 barra magnética de ½ in.

1 vaso de precipitados de 600 mL.

1 parrilla magnética.

1 probeta de 100 mL.

1 resistencia eléctrica de tallo corto.

1 carrete de hilo de nylon.

1 rollo de servitoallas.

1 par de guantes de algodón.

1 bata y lentes de seguridad.

Equipo

- 1 balanza analítica (± 0.001 g).
- 1 termómetro de columna de mercurio (± 1 °C).
- 1 termómetro digital (± 0.1 °C).
- 1 termostato recirculador digital sumergible (± 0.1 °C).
- 1 barómetro digital.



Figura 2. Fotografía que muestra el material y equipo empleados en esta práctica.

Procedimiento experimental

Primera Parte: determinación de la constante del calorímetro.

1. Introducir la barra magnética de $\frac{1}{2}$ in al interior del vaso de aluminio.
2. Medir 90 mL de agua del grifo a temperatura ambiente con la probeta de 100 mL y verterlo al interior del vaso de aluminio del calorímetro.
3. Colocar la tapa de plástico del calorímetro sobre este, e insertar el termómetro digital ya encendido previamente a través del orificio de la tapa.
4. Colocar el calorímetro sobre la parrilla magnética. Encender esta con agitación moderada.
5. Con ayuda del cronómetro, medir la temperatura como función del tiempo cada 30 s, durante 5 min, con la finalidad de que el agua a temperatura ambiente y el calorímetro se equilibren térmicamente. Considerar como temperatura del agua fría ($T_{H_2O, fría}$) aquella que se mide en a los 300 s.
6. En un vaso de precipitados de 600 mL, agregar suficiente agua del grifo para que cubra la resistencia eléctrica.
[Precaución: no conectar la resistencia eléctrica hasta que esta se encuentre completamente sumergida en el agua líquida].
7. Conectar al tomacorriente la resistencia eléctrica y permitir que el agua llegue al punto de ebullición.
8. Una vez que el agua haya ebullido, desconectar la resistencia eléctrica del tomacorriente y retirar esta del agua.

9. En el minuto 4.5, medir 90 mL de agua caliente con ayuda de la probeta de 100 mL e inmediatamente medir la temperatura de esta con el termómetro de columna de Hg, la cual deberá ser mayor o igual a 78°C.
[Recomendación: tratar de que la temperatura sea justo de 80°C antes del siguiente paso].
10. Posteriormente, retirar el tapón de plástico de la tapa del calorímetro, verter el agua caliente al interior del vaso de aluminio del calorímetro en el minuto 5, colocando de nuevo el tapón de plástico en la tapa del calorímetro.
11. Continuar con el registro de la temperatura como función del tiempo pero ahora en intervalos de 10 s, durante 5 min más.
12. Llenar la siguiente tabla con los datos experimentales de temperatura contra tiempo.

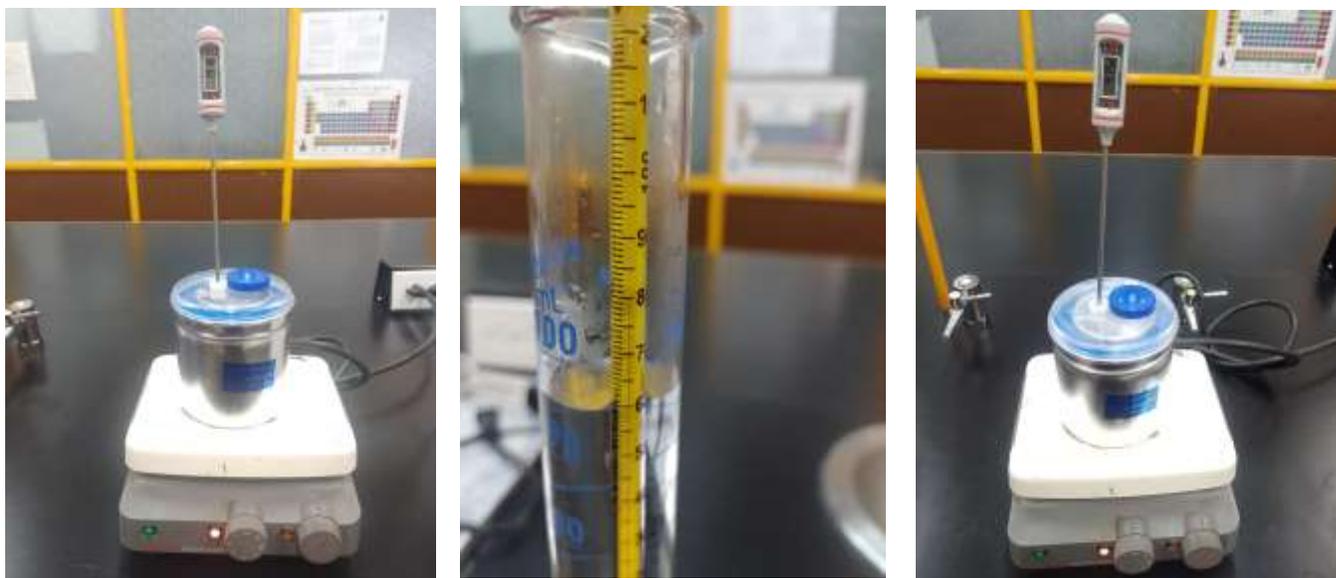
Tabla 1. Datos experimentales de temperatura vs tiempo.

tiempo / (s)	Temperatura / (°C)
0	
30	
60	
:	
300 (tiempo de mezclado)	
310	
320	
:	
:	
600	

13. Construir la gráfica de temperatura (°C) vs tiempo (s) y ubicar la temperatura máxima del conjunto de datos, la cual corresponde con la temperatura de equilibrio (T_{eq}).
14. Anotar los datos experimentales correspondientes en la siguiente tabla:

Tabla 2. Datos experimentales para la determinación de la constante del calorímetro.

Propiedad:	Valor:
Masa de agua fría ($m_{H_2O,fría}$) (g)	
Temperatura del agua fría ($T_{H_2O,fría}$) (°C)	
Masa de agua caliente ($m_{H_2O,caliente}$) (g)	
Temperatura del agua caliente ($T_{H_2O,caliente}$) (°C)	
Temperatura de equilibrio (T_{eq}) (°C)	
Capacidad térmica específica del agua (c_{H_2O}) (cal/g°C)	



(a)

(b)

(c)

Figura 3. Fotografías que muestran de izquierda a derecha: (a) masa de agua colocada al interior del calorímetro a temperatura ambiente con agitación; (b) Medición de la temperatura del agua caliente dentro de la probeta; (c) medición de la temperatura de equilibrio al añadir la masa de agua caliente a la masa de agua a temperatura ambiente con agitación al interior del calorímetro.

Segunda Parte: determinación de la capacidad térmica y capacidad térmica específica de los cilindros de metal.

1. Pesar los cuatro cilindros metálicos juntos en la balanza digital y anotar su masa total (m_{metal}).
2. Amarrar los cuatro cilindros juntos con un trozo de 20 cm de hilo de nylon y sumergirlos en el baño a 40°C durante 2 min, anotando dicha temperatura (T_{metal}).
3. Depositar 90 mL de agua fría (temperatura ambiente) en el calorímetro.
4. Introducir la barra magnética dentro del calorímetro y colocar este sobre la parrilla de agitación.
5. Encender la agitación y esperar 2 min para que se alcance el equilibrio térmico y medir dicha temperatura (T_{H2O}).
6. Transferir los cilindros de metal rápidamente, del baño al calorímetro. Esperar al menos 3 min, anotando dicha temperatura de equilibrio (T_{eq}).
7. Descartar el agua del calorímetro del experimento anterior.
8. Colocar nuevamente 90 mL de agua fría (temperatura ambiente) en el calorímetro.
9. Introducir la barra magnética dentro del calorímetro y colocar este sobre la parrilla de agitación.
10. Encender la agitación y esperar 2 min para que se alcance el equilibrio térmico y medir dicha temperatura (T_{H2O}).
11. Repetir el experimento, modificando cada vez la temperatura del baño de agua a 50, 60 y 70°C y realizando los pasos anteriores.



(a)



(b)

Figura 4. Fotografías que muestran de izquierda a derecha: (a) cilindros de metal amarrados al hilo de nylon y sumergidos durante 3 min en el baño de agua a temperatura constante para alcanzar el equilibrio térmico; (b) montaje experimental y transferencia de los cilindros de metal desde el baño de agua a temperatura constante hacia el calorímetro con agitación.

12. Registrar los datos medidos experimentalmente en la siguiente tabla:

Tabla 3. Registro de datos experimentales de temperaturas en cada experimento.

Exp.:	T_{H_2O} (°C)	T_{metal} (°C)	T_{eq} (°C)
1			
2			
3			
4			

Tratamiento de datos experimentales

Primera Parte: determinación de la constante del calorímetro.

A continuación, se muestra a manera de ejemplo la tabla y la gráfica del conjunto de datos experimentales de temperatura (°C) como función del tiempo (s), los cuales son los siguientes:

Tabla 4. Datos experimentales de temperatura vs tiempo.

tiempo (s)	Temperatura (°C)
0	19.0
30	19.0
60	19.0
90	19.0
120	19.0
150	19.0
180	19.1
210	19.1
240	19.1
370	19.1

300 (tiempo de mezclado)	19.1
310	19.1
320	19.1
330	19.1
340	27.6
350	39.9
360	43.2
370	45.9
380	46.0
390	47.5
400	47.5
410	47.5
420	47.6
430	47.6
440	47.5
450	47.5
460	47.5
470	47.4
480	47.4
490	47.3
500	47.3
510	47.3
520	47.2
530	47.2
540	47.2
550	47.1
560	47.1
570	47.1
580	47.1
590	47.1
600	47.0

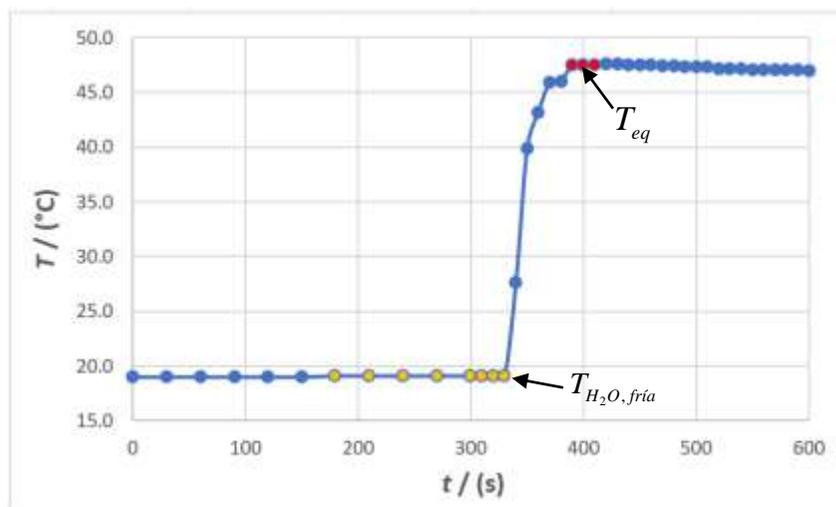


Figura 5. Gráfica que muestra a manera de ejemplo el conjunto de datos de temperatura (°C) vs tiempo (s) para la determinación de las temperaturas inicial y de equilibrio.

Como se puede observar en la Tabla 4, así como en la gráfica de temperatura vs tiempo (Figura 4), la temperatura del agua fría a los 300 s es de 18.8°C, así como la temperatura de equilibrio (temperatura máxima) es de 46.8°C. La temperatura del agua caliente en la probeta fue de 80°C. Esta información se muestra a continuación en la Tabla 5.

Tabla 5. Datos experimentales para la determinación de la constante del calorímetro.

Propiedad:	Valor:
Masa de agua fría ($m_{H_2O,fría}$) (g)	90
Temperatura del agua fría ($T_{H_2O,fría}$) (°C)	19.1
Masa de agua caliente ($m_{H_2O,caliente}$) (g)	90
Temperatura del agua caliente ($T_{H_2O,caliente}$) (°C)	80
Temperatura de equilibrio (T_{eq}) (°C)	47.5
Capacidad térmica específica del agua (c_{H_2O}) (cal/g°C)	1

El cálculo de la constante del calorímetro se realizó a través de la aplicación de la ecuación general para el intercambio de calor entre dos o más sistemas, es decir:

$$Q_{ganado} = -Q_{cedido}$$

$$Q_K + Q_{H_2O,fría} = -Q_{H_2O,caliente}$$

$$m_{H_2O,fría} c_{H_2O} (T_{eq} - T_{H_2O,fría}) + K(T_{eq} - T_{H_2O,fría}) = -m_{H_2O,caliente} c_{H_2O} (T_{eq} - T_{H_2O,caliente})$$

$$K = \frac{-m_{H_2O,caliente} c_{H_2O} (T_{eq} - T_{H_2O,caliente}) - m_{H_2O,fría} c_{H_2O} (T_{eq} - T_{H_2O,fría})}{(T_{eq} - T_{H_2O,fría})}$$

Al sustituir los datos de la Tabla 6 en la ecuación anterior, se obtiene:

$$K = \frac{-(90 \text{ g})(1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C})(47.5^\circ\text{C} - 80^\circ\text{C}) - (90 \text{ g})(1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C})(47.5^\circ\text{C} - 19.1^\circ\text{C})}{(47.5^\circ\text{C} - 19.1^\circ\text{C})}$$

$$K = 13.0 \text{ cal/}^\circ\text{C}$$

La constante de calorímetro calculada es de 13.0 cal/°C.

Segunda Parte: determinación de la capacidad térmica y la capacidad térmica específica.

Con los datos recopilados en la Tabla 3, se calcularon para cada experimento el cambio de temperatura para el agua (ΔT_{H_2O}), el cambio de temperatura para los cilindros de metal (ΔT_{metal}), el calor absorbido por el agua (Q_{H_2O}), así como el calor cedido por el metal (Q_{metal}), construyendo la siguiente tabla que se muestra a continuación:

Tabla 6. Datos experimentales y sus cálculos para la determinación de la capacidad térmica.

Exp.:	T_{H_2O} (°C)	T_{metal} (°C)	T_{eq} (°C)	ΔT_{H_2O} (°C)	ΔT_{metal} (°C)	Q_{H_2O} (cal)	Q_K (cal)	Q_{metal} (cal)
1	19.1	40.0	20.5	1.4	-19.5	126	18.2	-144.2
2	18.8	50.0	20.8	2.0	-29.2	180	26.0	-206.0
3	18.6	60.0	21.3	2.7	-38.7	243	35.1	-278.1
4	18.7	70.0	21.9	3.2	-48.1	288	41.6	-329.6

A continuación, se presenta la memoria de cálculo para el llenado de la Tabla 6.

Considerando los datos del experimento 2 a manera de ejemplo, se colocó al interior del calorímetro una masa de agua $m_{H_2O} = 90 \text{ g}$ a una temperatura inicial $T_{H_2O} = 18.8^\circ\text{C}$. Posteriormente, los cuatro cilindros de metal se sumergieron dentro del baño de agua durante 3 min a la temperatura $T_{metal} = 50.0^\circ\text{C}$. Al transferir los cilindros del baño de agua al calorímetro (véase la Figura 3), después de cierto tiempo, se alcanzó una temperatura de equilibrio $T_{eq} = 20.8^\circ\text{C}$.

El cambio de temperatura que experimentó el agua, se calculó como:

$$\Delta T_{H_2O} = T_{eq} - T_{H_2O} = 20.8^\circ\text{C} - 18.8^\circ\text{C} = 2.0^\circ\text{C}$$

Por otra parte, el cambio de temperatura que experimentó el metal, se calculó como:

$$\Delta T_{metal} = T_{eq} - T_{metal} = 20.8^\circ\text{C} - 50.0^\circ\text{C} = -29.2^\circ\text{C}$$

La cantidad de calor que absorbió la masa de agua $m_{H_2O} = 90 \text{ g}$ se obtuvo como:

$$Q_{H_2O} = m_{H_2O} c_{H_2O} \Delta T_{H_2O} = (90 \text{ g})(1 \text{ cal/g}^\circ\text{C})(2.0^\circ\text{C}) = 180 \text{ cal}$$

La cantidad de calor que absorbió el calorímetro, empleando la constante constante de calorímetro $K = 13.0 \text{ cal/}^\circ\text{C}$ y utilizando el mismo cambio de temperatura que experimentó la masa de agua colocada en su interior $\Delta T_{H_2O} = 2.0^\circ\text{C}$ es:

$$Q_K = K \Delta T_{H_2O} = (13.0 \text{ cal/}^\circ\text{C})(2.0^\circ\text{C}) = 26.0 \text{ cal}$$

La cantidad de calor ganada por el agua y el calorímetro, debe ser la misma que la que cedió el metal. Entonces, al aplicar la ecuación general de la calorimetría $Q_{ganado} = -Q_{cedido}$ se puede despejar y obtener como:

$$Q_{metal} = -(Q_{H_2O} + Q_K) = -(180 \text{ cal} + 26.0 \text{ cal}) = -206.0 \text{ cal}$$

De esta manera, se realizan los cálculos para los demás experimentos.

Al construir la gráfica de $Q_{metal} \text{ (cal)}$ vs $\Delta T_{metal} \text{ (}^\circ\text{C)}$, se determinó la pendiente a partir de la regresión lineal. El modelo ajustado al conjunto de datos experimentales es:

$$Q_{metal} = C_{metal} \Delta T_{metal} \quad (12)$$

donde “x” corresponde a $\Delta T_{metal} \text{ (}^\circ\text{C)}$, “y” equivale a $Q_{metal} \text{ (cal)}$, en tanto que la pendiente $m > 0$ y representa a la capacidad térmica del metal $C_{metal} \text{ (cal/}^\circ\text{C)}$. La gráfica correspondiente a este conjunto de datos se presenta a continuación en la Figura 6.

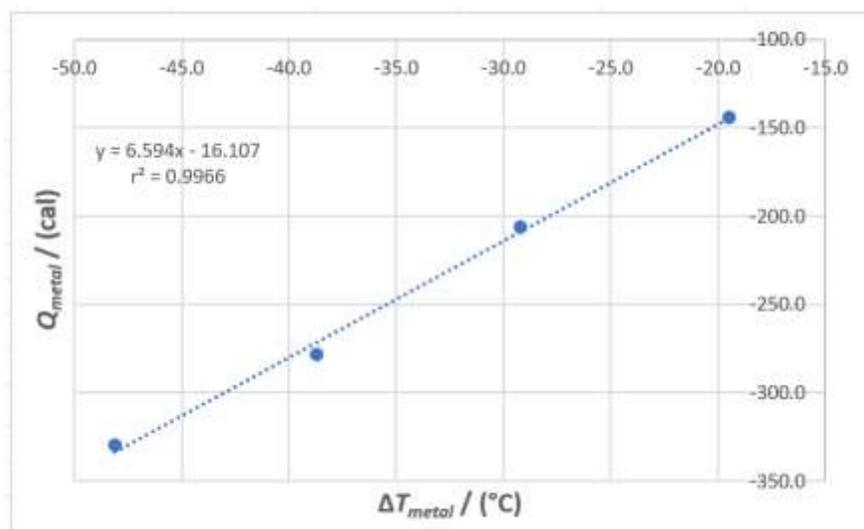


Figura 6. Gráfica de $Q_{metal} \text{ (cal)}$ vs $\Delta T_{metal} \text{ (}^\circ\text{C)}$, que presenta la regresión lineal y la ecuación de la recta obtenida mediante el ajuste del conjunto de datos experimentales a la ecuación (12), a través del método de los cuadrados mínimos.

Por lo tanto, la capacidad térmica de los cilindros de metal es $C_{metal} = 6.594 \text{ cal/}^\circ\text{C}$.

Antes de realizar la segunda parte de la experimentación, se pesaron los cuatro cilindros metálicos en la balanza digital, los cuales tuvieron una masa total $m_{metal} = 30.998 \text{ g}$. Al utilizar la ecuación (14), la capacidad térmica específica de dichos cilindros de metal (c_{metal}), se calculó como:

$$c_{metal} = \frac{C_{metal}}{m_{metal}} = \frac{6.594 \text{ cal/}^\circ\text{C}}{30.998 \text{ g}} = 0.213 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Para este ejemplo, se utilizaron unos cilindros de aluminio, cuya capacidad térmica específica teórica, corresponde con la informada en la literatura, la cual es de $0.215 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$, como se muestra en la siguiente tabla [7]:

Tabla 7. Datos teóricos de las capacidades térmicas específicas de diferentes metales.

Metal:	$c_{metal} \text{ (cal/g}^\circ\text{C)}$
cobre	0.092
aluminio	0.215
latón	0.091

El cálculo del % error se puede obtener a través de la ecuación (15), es decir:

$$\% \text{ error} = \left| \frac{c_{teo} - c_{exp}}{c_{teo}} \right| \cdot 100 = \left| \frac{0.215 \text{ cal/g}^\circ\text{C} - 0.213 \text{ cal/g}^\circ\text{C}}{0.215 \text{ cal/g}^\circ\text{C}} \right| \cdot 100 = 1.1\%$$

Discusión de resultados

En la primera parte, se determinó experimentalmente la constante del calorímetro a través del método de mezclas, la cual representa la capacidad térmica del mismo, considerando el recipiente, su tapa y el termómetro, cuyo valor fue de $13.0 \text{ cal/}^\circ\text{C}$. Dicha constante indica que el calorímetro debe absorber 13.0 cal para aumentar su temperatura en su interior en 1°C y permite cuantificar cuánto calor absorbe este dispositivo.

En la segunda parte, se observa que en cada uno de los cuatro experimentos, la masa agua colocada a temperatura ambiente al interior del calorímetro absorbe calor ($Q_{H2O} > 0$), junto con el calorímetro ($Q_K > 0$), lo que indica que para el agua y el calorímetro experimentaron un proceso endotérmico y que en ambos casos, aumentan su temperatura, es decir, $\Delta T_{H2O} > 0$. Mientras tanto, los cilindros metal que se sumergieron en diferentes baños de temperatura mayores que la temperatura ambiente, al ser transferidos al agua a temperatura ambiente colocada al interior del calorímetro, experimentaron un proceso exotérmico ($Q_{metal} < 0$), lo que indica que estos disminuyeron su temperatura ($\Delta T_{metal} < 0$).

Asimismo, al analizar los datos de la Tabla 6, al aumentar la temperatura de los cilindros de metal en cada experimento, la magnitud del calor transferido de los cilindros de metal hacia el agua y el calorímetro aumenta progresivamente, en tanto que la magnitud del cambio de temperatura en cada experimento (ΔT_{H2O}), también aumenta, en tanto que la magnitud del cambio de temperatura de los cilindros de metal (ΔT_{metal}), disminuye progresivamente en cada experimento.

Por otra parte, al construir la gráfica de $Q_{metal} \text{ (cal)}$ vs $\Delta T_{metal} \text{ (}^\circ\text{C)}$, se observa que se encuentra en el tercer cuadrante del plano cartesiano y que sigue una tendencia lineal, continua, monotónica y creciente. Así que determinó la pendiente a partir de la regresión lineal, ajustando al conjunto de datos experimentales la ecuación (12) y cuya pendiente es positiva $m > 0$, la cual corresponde con el valor de la capacidad térmica de los cilindros metálicos. Dicho valor es $C_{metal} = 6.594 \text{ cal/}^\circ\text{C}$, lo que

indica que los cilindros metálicos deben transferir 6.594 cal para modificar su temperatura 1°C. Esta es una propiedad extensiva que depende del tamaño de los cilindros y no del material con el que están hechos.

Por su parte, al utilizar la ecuación (15), se obtuvo la capacidad térmica específica de los cilindros de aluminio, la cual es una función de estado y es una propiedad intensiva, cuyo valor fue de 0.213 cal/g°C. Este indica que una masa unitaria de 1 g de aluminio tiene que transferir 0.213 cal para modificar su temperatura en 1°C.

Finalmente, al comparar el valor experimental de la capacidad térmica específica del aluminio de 0.213 cal/g°C, junto con el valor teórico informado en la literatura de 0.215 cal/g°C, se obtuvo un error del 1.1 %, lo que muestra que el resultado tiende a ser exacto.

Conclusiones

Mediante una interacción energética entre unos cilindros metálicos y una masa de agua colocada al interior de un calorímetro, se determinaron experimentalmente la capacidad térmica y la capacidad térmica específica de unos cilindros de metal.

La gráfica construida de Q_{metal} (cal) vs ΔT_{metal} (°C), se observa que se encuentra en el tercer cuadrante del plano cartesiano y que sigue una tendencia lineal, continua, monótona y creciente.

La pendiente de dicha gráfica es positiva, la cual corresponde con el valor de la capacidad térmica de los cilindros metálicos.

La capacidad térmica obtenida fue de 6.594 cal/°C, la cual es una propiedad extensiva y es una función de estado termodinámica.

La capacidad térmica específica determinada experimentalmente fue de 0.213 cal/g°C, la cual es una propiedad intensiva (característica del material con el que estén elaborados los cilindros de metal) y es una función de estado termodinámica.

El error en la determinación de la capacidad térmica específica del aluminio es del 1.1 %, lo que muestra que el resultado tiende a ser exacto.

En general, se observa que los resultados tienden a ser exactos, pero se consideran aceptables, dadas las condiciones experimentales de trabajo y metodología seguida en el laboratorio.

Referencias

- [1] Hernández Segura G. O., Estrada Ramírez R. M. A., González Rivera A. S., Pérez Sereno D. Y. y Rangel Tenorio R. D. “Determinación de las entalpías de disolución para sales inorgánicas en medio acuoso” *Colección Memorias de los Congresos de la Sociedad Química de México. 4º Congreso Internacional de Educación Química-Modalidad híbrida, octubre 2023.*
- [2] Chang, R. (2008). *Fisicoquímica*. (pp. 81–92, 98–104). Mc Graw Hill.
- [3] Atkins, P., De Paula, J. (2012). *Chimie* (pp. 559–697). De Boeck.
- [4] Laidler, K. J., Meiser, J. H. (2009). *Fisicoquímica*. (pp. 45–69). Grupo Editorial Patria.
- [5] Wagner, W. and Pruß, A. (2002). The IAPWS Formulation 1995 for the Thermodynamic Properties of Ordinary Water Substance for General and Scientific Use. *J. Phys. Chem. Ref. Data*, 31 (2), 387–535. <http://dx.doi.org/10.1063/1.555926>
- [6] Evaluation of measurement data-Guide to the expression of uncertainty in measurement JCGM 100: 2008. *Bureau des Poids et Mesures*. https://www.bipm.org/documents/20126/2071204/JCGM_100_2008_E.pdf
- [7] Serway, R. A., Faughn, J. S. (2003). *College Physics*. (pp. 334–335). Thompson

Agradecimientos

Agradecemos a la DGAPA por los recursos otorgados mediante el proyecto PAPIME PE 102122 “Actualización de la enseñanza experimental en Termodinámica 1212”, para el desarrollo de este protocolo.