

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 DEL CALOR DE COMBUSTIÓN

Objetivo general

Introducir el tema de energía y ver las interrelaciones de sus diversas formas de manifestación.

Objetivos particulares

Obtener la constante de calorímetro de la bomba a partir de datos de la literatura y mediciones experimentales.

Determinar experimentalmente el calor de combustión de un sólido (golosina comercial) a partir de la información obtenida al usar la bomba calorimétrica.

Comparar el valor experimental del calor de combustión del sólido (golosina comercial) con el valor teórico informado en su empaque, determinando el % error correspondiente y determinar su exactitud.

Resumen

Mediante una interacción energética y un balance de energía, se determinó experimentalmente el calor de combustión de un sólido (golosina comercial homogénea, con bajo contenido en humedad y en sales), empleando un calorímetro isocórico (bomba calorimétrica). Con la finalidad de evaluar la calidad de las mediciones realizadas, el valor de dicho calor de combustión del sólido (golosina comercial), se comparó con el valor informado en su empaque, calculando su % error y así determinar su exactitud.

Problema

Determinar el calor de combustión de un sólido a partir de la información obtenida al utilizar la bomba calorimétrica.

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 [1-5]:

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

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 [1-5].

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:

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

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 [1-5]:

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

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 [1-5].

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 [1-5]:

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

Reacción de combustión y calor de combustión.

Es aquel tipo de reacción redox en donde un combustible que es generalmente una sustancia orgánica rica en átomos de carbono, susceptible de ser oxidada por un comburente, el cual es un agente oxidante como el O_2 , produciendo CO_2 y H_2O si esta reacción ocurre de forma completa liberando energía en forma de calor hacia los alrededores, llamada como calor de combustión.

En toda reacción química y en particular, en las reacciones de combustión, se requiere del suministro de una energía de activación (en este caso como calor), con la finalidad de que las moléculas de los reactivos para que tengan la orientación adecuada y que en el momento en que estas colisionen, se rompan sus enlaces químicos y den paso a la formación de los productos correspondientes. Esto se puede ilustrar en el triángulo de fuego, como se muestra en la Figura 1.

Un ejemplo es la reacción de combustión del metano:

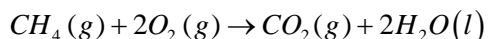




Figura 1. Esquema que muestra el triángulo de fuego de una reacción de combustión: combustible (sustancia rica en carbono susceptible de oxidarse), comburente (típicamente O_2 como agente oxidante) y la energía de activación (calor)

Energía interna.

Por su parte, la energía interna (U), es una función de estado, la cual es una propiedad extensiva, que considera principalmente la energía potencial de tipo electrostático, debido a las interacciones electrostáticas de las nubes electrónicas de las moléculas del sistema, además de la energía cinética que tiene que ver con el movimiento molecular, cuyos modos son el vibracional, el rotacional y el traslacional. Esta energía cinética que poseen las moléculas que integran al sistema, depende fuertemente de la temperatura [1-4].

Sin embargo, a pesar de que la energía interna es una función de estado, desde el punto de vista macroscópico esta no puede medirse experimentalmente. Por lo tanto, sólo es posible medir sus variaciones, es decir, ΔU .

De acuerdo con la primera ley de la termodinámica para sistemas cerrados, al aplicar la ecuación energética:

$$\Delta U = Q + W \quad (12)$$

Si el proceso ocurre a volumen constante (proceso isocórico), entonces, el trabajo de expansión-compresión $W = 0$, entonces: $\Delta U = Q_v$ (13)

De acuerdo con la ecuación (13), la variación de energía interna, equivale al calor transferido a volumen constante. Esto quiere decir que experimentalmente ΔU se puede medir, transfiriendo calor a través de una pared rígida que rodee al sistema en estudio, como es el caso de la bomba calorimétrica [1-4].

Entalpía

Por otra parte, la entalpía (H), es una función de estado y es una propiedad extensiva que representa la energía total del sistema, considerando la contribución térmica en el sistema que corresponde con la energía interna (U) mencionada anteriormente y la contribución mecánica en el sistema (PV), cuya ecuación es [1-4]:

$$H = U + PV \quad (14)$$

Basándose en la Primera Ley de la termodinámica, para un cambio de estado a presión constante (proceso isobárico), el calor transferido en esta condición equivale al cambio de entalpía, de tal manera que [1-4]:

$$\Delta H = Q_p \quad (15)$$

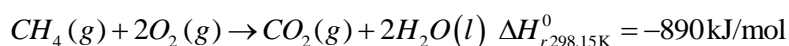
En este trabajo, se llevará a cabo una reacción de combustión al interior de la bomba calorimétrica. Por lo tanto, será necesario abordar conceptos sobre termoquímica que se explicarán a continuación.

Ecuación termoquímica

Una ecuación termoquímica es una ecuación química balanceada en masa y en carga que incluye un término que indica la magnitud de la energía involucrada en el proceso químico correspondiente. Sus características son [1-4]:

- La ecuación química deberá estar balanceada previamente en masa y carga.
- Se deben indicar los estados de agregación de las especies químicas que participan en la reacción: (s) sólido; líquido (l); gas (g); acuoso (ac), etc.
- Se indica la magnitud de la energía involucrada como calor en la reacción, acompañada de sus unidades correspondientes.
- Se coloca el signo correspondiente a la magnitud de la energía involucrada en forma de calor en la reacción: $Q_r > 0$ (proceso endotérmico) y $Q_r < 0$ (proceso exotérmico).
- Se indican las condiciones de temperatura y presión a las que se lleva a cabo la reacción (usualmente las condiciones estándar: $T = 298.15 \text{ K}$ y $P = 1 \text{ bar}$).
- Si el proceso químico ocurre a $P = \text{cte}$, entonces $(Q_r)_p = \Delta H_r$ y si el proceso ocurre a $V = \text{cte}$, entonces $(Q_r)_v = \Delta U_r$.

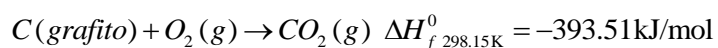
Un ejemplo de una ecuación termoquímica que cumple con las características antes mencionadas, es la reacción de combustión del metano a condiciones estándar [1-4]:



Entalpía de formación

Es la cantidad de calor involucrada a condiciones estándar (1 bar y 298.15 K) para formar 1 mol de un compuesto a partir de sus elementos más estables en estas condiciones.

Un ejemplo es la formación de 1 mol de $\text{CO}_2(g)$ a partir de C (grafito) y $\text{O}_2(g)$ [1-4]:



Entalpía de reacción estándar

De acuerdo con la ecuación (15), para un proceso químico, la entalpía de reacción (ΔH_r^0) corresponde con el calor absorbido (proceso endotérmico, $\Delta H_r^0 > 0$), o con el calor cedido (proceso exotérmico, $\Delta H_r^0 < 0$), a presión constante y a la temperatura estándar (298.15 K), y que cuya magnitud se puede calcular teóricamente a partir de las entalpías de formación informadas en la literatura a condiciones estándar y conociendo la ecuación química balanceada en masa y en carga para todas las especies químicas, incluyendo sus estados de agregación [6,7] (ecuación termoquímica), empleando la siguiente expresión general [1-4]:

$$\Delta H_r^0 = \sum_i \nu_i \Delta H_{f,\text{productos}}^0 - \sum_i \nu_i \Delta H_{f,\text{reactivos}}^0 \quad (16)$$

Un ejemplo es el cálculo de la entalpía de reacción para la combustión del ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$), la cual es la sustancia que se utilizará como estándar calorimétrico en este trabajo, debido a que es muy estable, es poco higroscópica, no se hidroliza, es poco volátil y no se descompone a temperatura ambiente [8]. Esto permite emplearla para determinar la constante de calorímetro de la bomba.

Los valores de las entalpías de formación de las especies químicas involucradas en este proceso químico, se presentan en la Tabla 1.

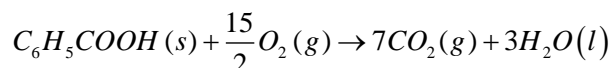


Tabla 1. Entalpías de formación de las especies químicas involucradas en la reacción de combustión del ácido benzoico, empleado como estándar calorimétrico para determinar la constante del calorímetro de la bomba.

Sustancia:	ΔH_r^0 298.15 K / (kJ/mol)
C ₆ H ₅ COOH (s)	-384.80
O ₂ (g)	0
CO ₂ (g)	-393.51
H ₂ O (l)	-285.83

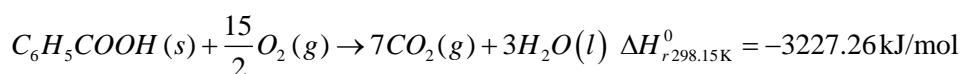
Al aplicar la ecuación (16) a la reacción química de combustión del C₆H₅COOH, y tomando en cuenta la estequiometría del proceso químico, se tiene que:

$$\Delta H_r^0 = \sum_i v_i \Delta H_{f, \text{productos}}^0 - \sum_i v_i \Delta H_{f, \text{reactivos}}^0 = [7\Delta H_{f \text{CO}_2}^0 + 3\Delta H_{f \text{H}_2\text{O}}^0] - \left[\Delta H_{f \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}^0 + \frac{15}{2} \Delta H_{f \text{O}_2}^0 \right]$$

Al sustituir los valores de las entalpías de formación de la Tabla 1, se obtiene:

$$\Delta H_r^0 = [(7)(-393.51 \text{ kJ/mol} + (3)(-285.83 \text{ kJ/mol})] - \left[(1)(-384.80 \text{ kJ/mol}) + \frac{15}{2}(0) \right]$$

$$\Delta H_{r298.15\text{K}}^0 = -3227.26 \text{ kJ/mol}$$



No obstante, para fines de este trabajo, la bomba calorimétrica funciona a volumen constante, ya que se trata de un sistema cerrado, el cual posee una pared rígida de acero inoxidable, cuyo calor transferido a través de ella, será equivalente al ΔU_r^0 . Por este motivo, partiendo de la ecuación (14) y aplicándola para un proceso químico a condiciones estándar en términos de variaciones finitas, se obtiene [1-5]:

$$\Delta H_r^0 = \Delta U_r^0 + \Delta(PV)_r \quad (17)$$

Despreciando el volumen de las fases condensadas que participan en la reacción, el término $\Delta(PV)_r \approx \Delta(PV)_{\text{gases}}$. Entonces, la ecuación (17) que relaciona a ΔH_r^0 con ΔU_r^0 se transforma en:

$$\Delta H_r^0 = \Delta U_r^0 + \Delta(PV)_{\text{gases}} \quad (18)$$

Considerando que las especies químicas que participan en la reacción en fase gaseosa, se comportan idealmente, entonces $\Delta(PV)_{\text{gases}} = \Delta(nRT)_{\text{gases}}$. Si la temperatura es constante, entonces:

$$\Delta(PV)_{\text{gases}} = \Delta n_{\text{gases}} RT \quad (19)$$

Al sustituir la ecuación (19) en la (18) [1-5]:

$$\Delta H_r^0 = \Delta U_r^0 + \Delta n_{\text{gases}} RT \quad (20)$$

Despejando ΔU_r^0 :

$$\Delta U_r^0 = \Delta H_r^0 - \Delta n_{\text{gases}} RT \quad (21)$$

De donde:

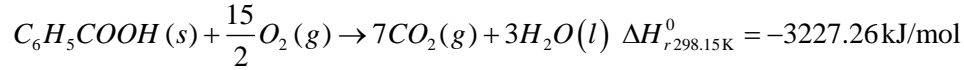
$$\Delta n_{\text{gases}} = \sum_i v_{i, \text{productos}}^{\text{gases}} - \sum_i v_{i, \text{reactivos}}^{\text{gases}} \quad (22)$$

Constante Universal de los gases: $R = 8.314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$.

Temperatura estándar: $T = 298.15 \text{ K}$.

Entalpía de reacción estándar ΔH_r^0 (J/mol).

Retomando la reacción de combustión del ácido benzoico, ΔH_r^0 corresponde al calor transferido a $P = cte$ por la reacción (véase la ecuación (15)). Sin embargo, si esta misma reacción ocurre al util de la bomba, entonces esta se llevará a cabo a $V = cte$ debido a la presencia de una pared rígida y a que el sistema cierra herméticamente. Por lo tanto, el calor transferido a $V = cte$, equivale al ΔU_r^0 , como lo indica la ecuación (13). En este sentido, se debe calcular para la bomba ΔU_r^0 a partir del ΔH_r^0 ya calculado, empleando la ecuación (21).



Realizando la conversión de kJ/mol a J/mol para ΔH_r^0 , se obtiene:

$$\Delta H_{r,298.15K}^0 = (-3227.26 \text{ kJ/mol}) \left(\frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \right) = -3227260 \text{ J/mol}$$

El cálculo del cambio de los coeficientes estequiométricos entre productos y reactivos exclusivamente en fase gaseosa, se realiza a través de la ecuación (22) y se tiene que:

$$\Delta n_{gases} = \sum_i \nu_{i, productos}^{gases} - \sum_i \nu_{i, reactivos}^{gases} = 7 - \frac{15}{2} = -\frac{1}{2}$$

Aplicando la ecuación (21), con $T = 298.15 \text{ K}$ y $R = 8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$:

$$\Delta U_r^0 = \Delta H_r^0 - \Delta n_{gases} RT$$

$$\Delta U_r^0 = -3227260 \text{ J/mol} - \left(-\frac{1}{2} \right) (8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}) (298.15 \text{ K}) = -3226020 \text{ J/mol}$$

Sin embargo, en este trabajo se van a utilizar las unidades de energía (en cal), y el combustible (ácido benzoico) se pesará en la balanza digital (en g). Para ello, se requiere realizar la conversión de J/mol a cal/g y para este fin, se utiliza el equivalente calor-trabajo de 4.184 J/cal y la masa molar del ácido benzoico de 122 g/mol. Entonces:

$$\Delta U_{comb} = \left(-3226020 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \right) \left(\frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol}}{122 \text{ g}} \right) = -6319.97 \text{ cal/g}$$

Para conocer el calor de combustión de la masa de ácido benzoico colocada, se utiliza la siguiente ecuación:

$$Q_{comb} = m_{C_6H_5COOH} \Delta U_{comb} \quad (23)$$

La bomba calorimétrica y su funcionamiento

El calorímetro consiste en un recipiente adiabático que contiene una cubeta metálica con una cantidad conocida de agua (2000 g), en cuyo interior se introduce un cilindro de acero inoxidable, el cual cierra herméticamente a través de una válvula y cuyo interior es la cámara de combustión, que se conoce como bomba calorimétrica.



Figura 2. Fotografía que muestra los accesorios principales de este dispositivo experimental. De izquierda a derecha: termómetro digital termopar; calorímetro (camisa adiabática, tapa, cubeta de acero inoxidable y cámara de combustión) y la unidad de ignición.

Los accesorios principales de este dispositivo experimental, son: un termómetro digital termopar, con una división mínima de $\pm 0.001^{\circ}\text{C}$; el calorímetro (camisa adiabática, tapa, cubeta de acero inoxidable y cámara de combustión) y la unidad de ignición (véase la Figura 1).

Dentro de la cámara de combustión, se coloca una masa determinada de la sustancia que se va a quemar (aproximadamente 1 g), se introduce oxígeno en exceso a una presión de 23 a 25 atm, y por medio de unos electrodos conectados a una unidad de ignición que suministra una corriente eléctrica que circula a través de un alambre de ignición (10 cm de longitud) se enciende la mezcla y el calor producido por la reacción de combustión eleva la temperatura del agua contenida en la cubeta, la cual se mantiene en agitación con ayuda de un motor acoplado a una propela, con la finalidad de homogeneizar y minimizar los gradientes de temperatura en todo el sistema.

En la reacción de combustión que se lleva a cabo al interior de la bomba, el reactivo en exceso es el comburente (O_2), mientras que el combustible será el reactivo limitante. El esquema del interior del calorímetro, se muestra en la Figura 3.

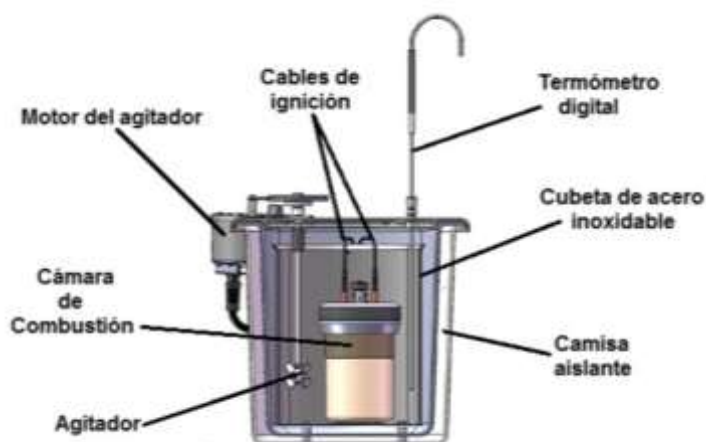


Figura 3. Esquema que muestra los accesorios principales del calorímetro.

Partiendo de esta elevación de temperatura y conociendo la cantidad de calor requerido para elevar en un grado la temperatura del calorímetro con su contenido (constante del calorímetro), determinada previamente y utilizando el valor de ΔU_r^0 obtenido de las tablas a condiciones estándar, se puede calcular el calor de combustión por cada g. Se procura que la variación de la temperatura sea pequeña, utilizando para ello una gran masa de agua (en este caso 2000 g). De esta manera, la temperatura final de los productos de reacción queda próxima a la temperatura inicial de los reactivos.

Para evaluar la calidad de las mediciones realizadas en este trabajo, se determinó la exactitud, calculando el % error, comparando el valor teórico obtenido a partir de la información nutricional en el empaque del producto comercial sólido (golosina de grenetina y azúcar Pandita®) y el valor experimental obtenido, de la siguiente forma [11]:

$$\% \text{ error} = \left| \frac{\Delta U_{comb}^{teo} - \Delta U_{exp}^{teo}}{\Delta U_{comb}^{teo}} \right| \cdot 100 \quad (24)$$

Reactivos

Ácido benzoico.	Agua destilada.
Alimento sólido (golosina).	Indicador universal pH.
Oxígeno.	Agua destilada.

Equipo por grupo

- 1 cilindro de oxígeno.
- 1 prensa pastilladora.
- 1 balanza digital (± 0.001 g).

Material por equipo

- 1 calorímetro isocórico con accesorios.
- 1 unidad de ignición.
- 1 termómetro digital termopar ($\pm 0.001^\circ\text{C}$).
- 1 probeta de 1000 mL.
- 1 vaso de precipitados de 250 mL.
- 1 pipeta volumétrica de 1 mL.
- 1 broca de 1.5 mm.
- 2 vidrios de reloj.
- 1 espátula.
- 2 alambres ignición de Ni-Cr de 10 cm de longitud.
- *1 termómetro de columna de Hg ($\pm 0.01^\circ\text{C}$).
- *1 cronómetro.
- *NOTA: este material se utiliza en caso de no disponer del termómetro digital.



Figura 4. Fotografía que muestra el equipo y sus accesorios empleados en esta práctica: (1) tapa con agitador del recipiente adiabático; (2) soporte de la tapa del recipiente adiabático; (3) soporte de la tapa de la cámara de combustión; (4) tapa de la cámara de combustión; (5) cámara o celda de combustión; (6) tapa roscada; (7) recipiente o camisa adiabática; (8) termómetro de columna de Hg con resolución de 0.01°C ; (9) probeta de 1000 mL; (10) pinzas para el transporte de la cámara o celda de combustión; (11) unidad de ignición y (12) cubeta de acero inoxidable.

Procedimiento experimental

Primera Parte: determinación de la constante del calorímetro.

1. Pesar aproximadamente 1 g de ácido benzoico.
2. Con la prensa pastilladora, hacer una pastilla de ácido benzoico (la técnica para hacer la pastilla será indicada por el profesor).
3. Atravesar la pastilla por el centro con una broca de 1.5 mm.

4. Cortar 10 cm del alambre de ignición.
5. Pesar la pastilla y el alambre por separado en la balanza digital.
6. Pasar el alambre por el orificio de la pastilla y amarrar las puntas a los electrodos de la bomba, cuidando que no haya falso contacto (véase la Figura 4).



Figura 5. Fotografía que muestra la colocación de la pastilla de ácido benzoico con el alambre de ignición en los electrodos de la tapa de la cámara de combustión.

7. Colocar en el fondo de la cámara de combustión 1 mL de agua destilada medida con una pipeta volumétrica.
8. Colocar la tapa de la cámara de combustión, apretando la tuerca anular con la mano. No utilizar herramientas.
9. Antes de colocar la tapa roscada, se debe verificar que el empaque de neopreno *o-ring* quede en la parte interior como se muestra en la imagen de la Figura 5.



Figura 6. Fotografía que muestra el detalle de la verificación de la colocación de la tapa de la cámara de combustión en donde se aprecia que al introducir y empujar esta en el cilindro, el empaque de neopreno *o-ring* ya no se observa, lo que indica que fue colocado correctamente.

10. Introducir el oxígeno al interior de la cámara de combustión (véase la Figura 7).
 - a) Conectar el juego de manómetros al cilindro de oxígeno.
 - b) Conectar la terminal moleteada a la bomba (apretar con la mano), con la válvula de descarga y de control cerradas.
 - c) Abrir la válvula maestra totalmente o lo suficiente hasta que la presión del tanque se lea en el manómetro (por ejemplo, 125 atm para el tanque recién cargado).

- d) Abrir con cuidado la válvula de control hasta alcanzar una presión manométrica entre 20 y 25 atm. NOTA: No llegar a presiones superiores de 30 atm, porque puede explotar el sistema.
- e) Cerrar la válvula de control una vez alcanzada la presión deseada.
- f) Cerrar la válvula maestra.
- g) Retirar la conexión moleteada de la tapa de la cámara de combustión.



Figura 7. Fotografía que muestra la carga de oxígeno de la cámara de combustión.

11. Preparación del baño de agua.

- a) En la cubeta metálica, colocar 2000 mL exactos de agua destilada a temperatura de 25.5°C aproximadamente (para disponer de un baño de agua de 25°C).
- b) Introducir la cubeta en el recipiente adiabático, observando que quede colocado en el sitio adecuado correspondiente.
- c) Sumergir dentro de la cubeta con agua la cámara de combustión o bomba calorimétrica, utilizando las pinzas especiales para su transporte.
- d) Colocar y conectar en la bomba los cables que suministran corriente eléctrica a los electrodos (la intensidad de corriente que pasa por el alambre de ignición es de aproximadamente 4 A, con un voltaje de 18 V, suficiente para hacer ignición y encender la pastilla de ácido benzoico).
- e) *Si se observan burbujas en la tapa de la bomba (intensas), sacarla de la cubeta, secarla y liberar el oxígeno usando la válvula de descarga. Posteriormente, repetir la operación de llenado con oxígeno. Alguna que otra burbuja (una cada 5 o 10 s) carece de importancia.*
- f) Colocar la tapa con el agitador y colocar el termómetro de precisión (graduado en 0.01 o 0.02°C) en el orificio de la tapa, observando que puedan leerse los 25°C. En ese momento, colocar el lente de aumento el termómetro para mejorar las lecturas. En el caso de que la bomba tenga un termómetro digital termopar (graduado en 0.001°C), utilizarlo en lugar del termómetro de columna de Hg.
- g) Accionar el motor del agitador.

12. Conectar los electrodos de la bomba calorimétrica (cámara de combustión) a la unidad de ignición y esta al tomacorriente de 125 V
13. Iniciar la lectura de la temperatura del baño de agua cada 30 s, durante 5 min.
14. Oprimir el botón de encendido de la unidad de ignición. El operador deberá permanecer alejado del calorímetro durante 15 s después de hacer ignición por seguridad.
15. A partir de este momento, tomar la temperatura cada 15 s, hasta alcanzar una temperatura máxima en donde se repita una misma lectura al menos 6 veces.
16. Desconectar el agitador y la unidad de ignición del tomacorriente.
17. Apagar el termómetro digital y retirar con mucho cuidado el vástago del interior de la cubeta con el baño de agua, o bien, si se trata del termómetro de columna de Hg, retirarlo de dicho baño, para no romper este, por ser de vidrio.
18. Retirar la tapa del calorímetro.
19. Con las pinzas especiales, retirar la bomba calorimétrica de la cubeta, desconectando los cables de los electrodos.
20. Secar la parte externa de la cámara de combustión con una servitoalla.
21. Abrir la válvula de purga lentamente para que los gases de combustión escapen hacia el ambiente.
22. Destapar la cámara de combustión (bomba calorimétrica) manualmente. No utilizar herramientas para este fin.
23. Recolectar los restos del alambre de ignición sobrante y pesarlos en la balanza digital.
24. Si se encuentra que el interior de la bomba está cubierto de hollín, posiblemente la cantidad de oxígeno disponible en el momento de la combustión fue insuficiente para provocar una combustión completa y el ensayo debe ser descartado.
25. Si lo anterior no sucedió, lavar la bomba con agua destilada y guardar toda el agua del lavado, para determinar el ácido nítrico formado, utilizando una solución de carbonato de sodio 0.0725 N y anaranjado de metilo como indicador.

Segunda Parte: determinación del calor de combustión de la muestra problema.

La técnica es la misma que la empleada para la determinación de la constante del calorímetro, empleando como combustible y estándar calorimétrico el ácido benzoico.

Si se utiliza otra sustancia sólida como el naftaleno u otra sólida a la que se pretende determinar experimentalmente el calor de combustión, lo único que varía es el tratamiento de los datos.

Es opcional si así lo solicita el profesor: se puede utilizar un alimento como gomas de grenetina o chocolate en barra, semillas secas, barras energéticas compactas, quesos madurados, botanas o polvos compactables, tales como harinas en polvo. Solo en el caso de polvos se podrá hacer una pastilla, en los otros casos, cortar una porción del alimento de aproximadamente 1 g. Efectuar una perforación al centro con ayuda de la broca de 1.5 mm para introducir el alambre de ignición. Para conocer el valor teórico de estos alimentos, consultar la tabla nutricional que frecuentemente aparece en el empaque o consultar las tablas de valor nutritivo de los alimentos publicadas por el Instituto Nacional de Ciencias Médicas y Nutrición.

Medidas de seguridad

- Utilizar lentes de seguridad.
- Si se detecta una fuga al llenar la bomba con oxígeno, ya sea oyendo o sintiendo el flujo de O_2 , o que el manómetro después de unos diez segundos no marca una presión constante y este valor sigue disminuyendo, detener el llenado de la bomba, abrir la válvula de purga del tanque y también la válvula de purga de la bomba.
- En ninguna circunstancia, intentar llenar la bomba nuevamente si se detectan fugas antes de purgar ambos sistemas.
- Si se continúan detectando fugas durante el llenado, no realizar el experimento.
- Existe riesgo de choque eléctrico o de corto circuito por las terminales expuestas.
- Revisar cuidadosamente todas las conexiones antes de conectar la unidad de ignición al tomacorriente.
- No presurizar la bomba más allá de 25 atm, puesto que puede explotar.
- Los cilindros de gas pueden estar sujetos a la pared con una cadena.
- Verificar los empaques de las juntas para evitar riesgos al cerrar la bomba.
- No utilizar aceite en la conexión para el llenado de oxígeno, ya que puede explotar la unidad de ignición.
- El profesor deberá revisar que la cámara de combustión esté correctamente cerrada, antes de colocar la tapa roscada, como se indica en la Figura 4.
- Transportar la cámara de combustión con ambas manos. Con una mano, sostener el fondo de la cámara de combustión, para evitar que se resbale.

Tratamiento de los datos experimentales

Primera Parte: determinación de la constante del calorímetro.

1. Registrar los datos de temperatura vs tiempo en la Tabla 2.

Tabla 2. Datos experimentales de temperatura vs tiempo.

tiempo / (min)	Temperatura / ($^{\circ}C$)
0	
0.5	
1.0	
:	
5.0 (tiempo de ignición)	
5.25	
5.50	
:	
9.00	
:	

2. Construir la gráfica de temperatura ($^{\circ}C$) vs tiempo (min) y ubicar la temperatura inicial (T_i), que corresponde con la temperatura registrada en el tiempo en el que se realiza la ignición,

además de la temperatura máxima del conjunto de datos, que es aquella que se repite al menos 6 veces, y que corresponde con la temperatura de equilibrio final (T_f).

3. Anotar los datos experimentales correspondientes en la siguiente tabla:

Tabla 3. Datos experimentales para la determinación de la constante del calorímetro.

Propiedad:	Valor:
Masa molar del ácido benzoico ($M_{C_6H_5COOH}$) (g/mol)	
Masa de ácido benzoico ($m_{C_6H_5COOH}$) (g)	
Masa de agua (m_{H_2O}) (g)	
Temperatura inicial (T_i) (°C)	
Temperatura final (T_f) (°C)	
Capacidad térmica específica del agua (c_{H_2O}) (cal/g°C)	
Calor de combustión del ácido benzoico a $V = cte$ (ΔU_{comb}) (cal/g)	
Calor de combustión del alambre ($\Delta U_{alambre}$) (cal/g)	
Masa inicial del alambre (m_i) (g)	
Masa final del alambre (m_f) (g)	
Masa del alambre que se quemó ($m_{alambre}$) (g)	

Como la energía en este experimento se conserva y se transfiere, entonces, se puede aplicar la ecuación (2), es decir:

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

En este experimento, la masa de agua y el calorímetro absorben calor, el cual lo cede la reacción exotérmica de combustión, esto es:

$$Q_{H_2O} + Q_K = -Q_{comb} \quad (25)$$

El calor de combustión (Q_{comb}), corresponde con la combustión de la masa de ácido benzoico, la oxidación del alambre y de la formación de HNO_3 , debido a la presencia de N_2 proveniente del aire, el cual se oxida para formar NO y NO_2 . Este último reacciona con el volumen de 1 mL de agua destilada colocada en el interior de la cámara de combustión y formará HNO_3 , y por lo tanto:

$$Q_{H_2O} + Q_K = -\left(Q_{C_6H_5COOH} + Q_{alambre} + Q_{HNO_3}\right) \quad (26)$$

Sin embargo, como la cantidad de HNO_3 formada es pequeña, la cantidad de calor liberada por la formación de este compuesto es despreciable, y por lo tanto, la ecuación anterior se simplificará como:

$$Q_{H_2O} + Q_K = -\left(Q_{C_6H_5COOH} + Q_{alambre}\right) \quad (27)$$

Aplicando las ecuaciones (1), (8) y (23) al balance de energía de la ecuación (26), y desarrollando cada término, se obtiene:

$$m_{H_2O}c_{H_2O}(T_f - T_i) + K(T_f - T_i) = -\left(m_{C_6H_5COOH}\Delta U_{comb} + m_{alambre}\Delta U_{alambre}\right) \quad (28)$$

O bien:

$$m_{H_2O}c_{H_2O}(T_f - T_i) + K(T_f - T_i) = -m_{C_6H_5COOH}\Delta U_{comb} - m_{alambre}\Delta U_{alambre} \quad (29)$$

Despejando la constante de calorímetro K :

$$K = \frac{-m_{H_2O}c_{H_2O}(T_f - T_i) - m_{C_6H_5COOH}\Delta U_{comb} - m_{alambre}\Delta U_{alambre}}{(T_f - T_i)} \quad (30)$$

Donde $K > 0$ y tiene unidades de (cal/°C), en tanto que $c_{H_2O} = 1$ cal/g°C [9] y $\Delta U_{alambre} = -1400$ cal/g [10].

Segunda Parte: determinación del calor de combustión de la muestra de alimento.

1. Registrar los datos de temperatura vs tiempo en la Tabla 4.

Tabla 4. Datos experimentales de temperatura vs tiempo.

tiempo / (min)	Temperatura / (°C)
0	
0.5	
1.0	
:	
5.0 (tiempo de ignición)	
5:15	
5:30	
:	
9:00	
:	

2. Construir la gráfica de temperatura (°C) vs tiempo (s) y ubicar la temperatura inicial (T_i), que corresponde con la temperatura registrada en el tiempo en el que se realiza la ignición, además de la temperatura máxima del conjunto de datos, que es aquella que se repite al menos 6 veces, y que corresponde con la temperatura de equilibrio final (T_f).
3. Anotar los datos experimentales correspondientes en la siguiente tabla:

Tabla 4. Datos experimentales para la determinación del calor de combustión de la muestra de alimento.

Propiedad:	Valor:
Masa de alimento ($m_{alimento}$) (g)	
Masa de agua (m_{H_2O}) (g)	
Temperatura inicial (T_i) (°C)	
Temperatura final (T_f) (°C)	
Capacidad térmica específica del agua (c_{H_2O}) (cal/g°C)	
Calor de combustión del ácido benzoico a $V = cte$ (ΔU_{comb}) (cal/g)	
Calor de combustión del alambre ($\Delta U_{alambre}$) (cal/g)	
Masa inicial del alambre (m_i) (g)	
Masa final del alambre (m_f) (g)	
Masa del alambre que se quemó ($m_{alambre}$) (g)	

Como la energía en este experimento se conserva y se transfiere, entonces, se puede aplicar la ecuación (2), es decir:

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

En este experimento, la masa de agua y el calorímetro absorben calor, el cual lo cede la reacción exotérmica de combustión, esto es:

$$Q_{H_2O} + Q_K = -Q_{\text{comb}} \quad (31)$$

El calor de combustión (Q_{comb}), corresponde con la combustión de la masa de alimento, la oxidación del alambre y de la formación de HNO_3 , y por lo tanto:

$$Q_{H_2O} + Q_K = -(Q_{\text{alimento}} + Q_{\text{alambre}} + Q_{HNO_3}) \quad (32)$$

Sin embargo, al igual que en el experimento de la determinación de la constante del calorímetro, la cantidad de HNO_3 formada es pequeña, y en consecuencia, la cantidad de calor liberada por la formación de este compuesto es despreciable, y por lo tanto, la ecuación anterior se simplificará como:

$$Q_{H_2O} + Q_K = -(Q_{\text{alimento}} + Q_{\text{alambre}}) \quad (33)$$

Aplicando las ecuaciones (1), (8) y (23) al balance de energía de la ecuación (33), y desarrollando cada término, se obtiene:

$$m_{H_2O}c_{H_2O}(T_f - T_i) + K(T_f - T_i) = -(m_{\text{alimento}}\Delta U_{\text{comb}} + m_{\text{alambre}}\Delta U_{\text{alambre}}) \quad (34)$$

O bien:

$$m_{H_2O}c_{H_2O}(T_f - T_i) + K(T_f - T_i) = -m_{\text{alimento}}\Delta U_{\text{comb}} - m_{\text{alambre}}\Delta U_{\text{alambre}} \quad (35)$$

Despejando el calor de combustión del alimento:

$$\Delta U_{\text{comb}} = \frac{m_{H_2O}c_{H_2O}(T_f - T_i) + K(T_f - T_i) + m_{\text{alambre}}\Delta U_{\text{alambre}}}{-m_{\text{alimento}}} \quad (36)$$

Donde $\Delta U_{\text{comb}} < 0$ y posee unidades de (cal/g), en tanto que $c_{H_2O} = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$ [9] y $\Delta U_{\text{alambre}} = -1400 \text{ cal/g}$ [10].

Resultados

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 ($^\circ\text{C}$) como función del tiempo (min), los cuales son los siguientes:

Tabla 5. Datos experimentales de temperatura vs tiempo.

tiempo (min)	Temperatura (°C)
0	26.92
0.50	26.92
1.00	26.92
1.50	26.92
2.00	26.93
2.50	26.93
3.00	26.93
3.50	26.93
4.00	26.93
4.50	26.93
5.00 (tiempo de ignición)	26.93
5.25	26.94
5.50	27.08
5.75	27.39
6.00	27.66
6.25	27.96
6.50	28.27
6.75	28.45
7.00	28.59
7.25	28.7
7.50	28.78
7.75	28.88
8.00	28.94
8.25	28.98
8.50	29.01
8.75	29.03
9.00	29.05
9.25	29.06
9.50	29.07
9.75	29.09
10.00	29.10
10.25	29.11
10.50	29.11
10.75	29.12
11.00	29.12
11.25	29.12
11.50	29.13
11.75	29.13
12.00	29.13
12.25	29.14
12.50	29.14
12.75	29.14
13.00	29.14
13.25	29.14
13.50	29.14

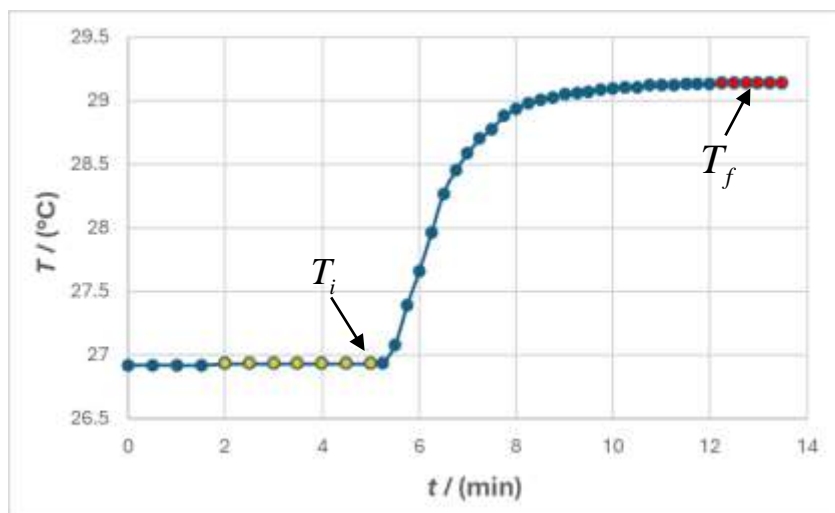


Figura 8. Gráfica que muestra a manera de ejemplo el conjunto de datos de temperatura ($^{\circ}\text{C}$) vs tiempo (min) para la determinación de las temperaturas inicial y de equilibrio final.

Como se puede observar en la Tabla 5, así como en la gráfica de temperatura vs tiempo (Figura 8), la temperatura del agua a los 5 min que es el tiempo en el que se hace la ignición es de 26.93°C , así como la temperatura de equilibrio final (temperatura máxima que se repite al menos seis veces) es de 29.14°C . Esta información se muestra a continuación en la Tabla 6.

Tabla 6. Datos experimentales para la determinación de la constante del calorímetro.

Propiedad:	Valor:
Masa molar del ácido benzoico ($M_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}$) (g/mol)	122.0
Masa de ácido benzoico ($m_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}$) (g)	0.850
Masa de agua ($m_{\text{H}_2\text{O}}$) (g)	2000
Temperatura inicial (T_i) ($^{\circ}\text{C}$)	26.93
Temperatura final (T_f) ($^{\circ}\text{C}$)	29.14
Capacidad térmica específica del agua ($c_{\text{H}_2\text{O}}$) (cal/g $^{\circ}\text{C}$)	1
Calor de combustión del ácido benzoico a $V = cte$ (ΔU_{comb}) (cal/g)	-6319.97
Calor de combustión del alambre ($\Delta U_{\text{alambre}}$) (cal/g)	-1400
Masa inicial del alambre (m_i) (g)	0.015
Masa final del alambre (m_f) (g)	0.009
Masa del alambre que se quemó (m_{alambre}) (g)	0.006

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:

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

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_K = -(Q_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}} + Q_{\text{alambre}})$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}}c_{\text{H}_2\text{O}}(T_f - T_i) + K(T_f - T_i) = -m_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}\Delta U_{\text{comb}} - m_{\text{alambre}}\Delta U_{\text{alambre}}$$

Despejando la constante de calorímetro K :

$$K = \frac{-m_{H_2O}c_{H_2O}(T_f - T_i) - m_{C_6H_5COOH}\Delta U_{comb} - m_{alambre}\Delta U_{alambre}}{(T_f - T_i)}$$

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

$$K = \frac{-(2000\text{g})(1\text{cal/g}\cdot^\circ\text{C})(29.84^\circ\text{C} - 28.52^\circ\text{C}) - (0.850\text{g})(-6319.97\text{cal/g}) - (0.006\text{g})(-1400\text{cal/g})}{(29.84^\circ\text{C} - 28.52^\circ\text{C})}$$

$$K = 434.6\text{ cal}/^\circ\text{C}$$

La constante de calorímetro calculada es de 434.6 cal/°C.

Segunda Parte: determinación del calor de combustión de una muestra de alimento sólido.

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 (min), los cuales son los siguientes:

Tabla 7. Datos experimentales de temperatura vs tiempo.

tiempo (min)	Temperatura (°C)
0	28.54
0.50	28.54
1.00	28.53
1.50	28.53
2.00	28.53
2.50	28.53
3.00	28.53
3.50	28.52
4.00	28.52
4.50	28.52
5.00 (tiempo de ignición)	28.52
5.25	28.55
5.50	28.68
5.75	28.96
6.00	29.21
6.25	29.37
6.50	29.48
6.75	29.55
7.00	29.61
7.25	29.68
7.50	29.73
7.75	29.76
8.00	29.78
8.25	29.80
8.50	29.81
8.75	29.83
9.00	29.83
9.25	29.83
9.50	29.84
9.75	29.84
10.00	29.84
10.25	29.84
10.50	29.84

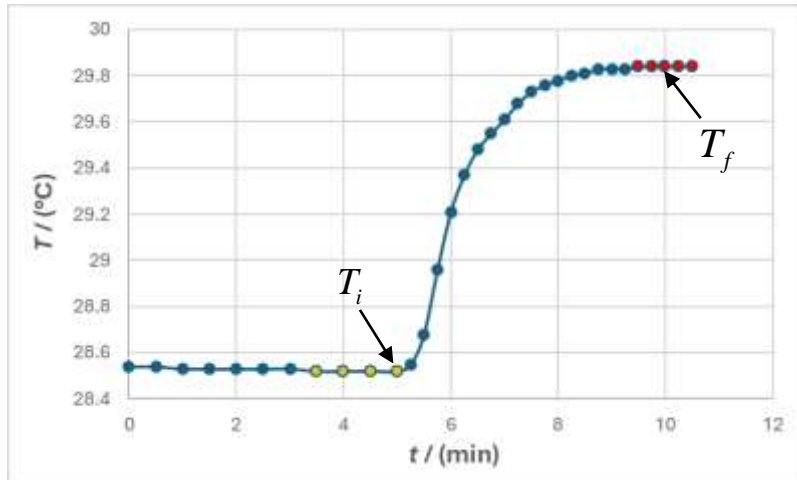


Figura 9. Gráfica que muestra a manera de ejemplo el conjunto de datos de temperatura (°C) vs tiempo (min) para la determinación de las temperaturas inicial y de equilibrio final.

Como se puede observar en la Tabla 7, así como en la gráfica de temperatura vs tiempo (Figura 9), la temperatura del agua a los 5 min que es el tiempo en el que se hace la ignición es de 28.52°C, así como la temperatura de equilibrio final (temperatura máxima que se repite al menos seis veces) es de 29.84°C. Esta información se muestra a continuación en la Tabla 8.

Tabla 8. Datos experimentales para la determinación de la constante del calorímetro.

Propiedad:	Valor:
Masa de alimento sólido ($m_{alimento}$) (g)	1.002
Masa de agua (m_{H_2O}) (g)	2000
Temperatura inicial (T_i) (°C)	28.52
Temperatura final (T_f) (°C)	29.84
Capacidad térmica específica del agua (c_{H_2O}) (cal/g°C)	1
Constante del calorímetro (K) (cal/°C)	434.6
Calor de combustión del alambre ($\Delta U_{alambre}$) (cal/g)	-1400
Masa inicial del alambre (m_i) (g)	0.016
Masa final del alambre (m_f) (g)	0.014
Masa del alambre que se quemó ($m_{alambre}$) (g)	0.002

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

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

$$Q_{H_2O} + Q_K = -(Q_{alimento} + Q_{alambre})$$

$$m_{H_2O}c_{H_2O}(T_f - T_i) + K(T_f - T_i) = -m_{alimento}\Delta U_{comb} - m_{alambre}\Delta U_{alambre}$$

Despejando el calor de combustión del alimento:

$$\Delta U_{comb} = \frac{m_{H_2O}c_{H_2O}(T_f - T_i) + K(T_f - T_i) + m_{alambre}\Delta U_{alambre}}{-m_{alimento}}$$

Sustituyendo los valores de la Tabla 8, se obtiene:

$$\Delta U_{comb} = \frac{(2000\text{ g})(1\text{ cal/g}^\circ\text{C})(29.84^\circ\text{C} - 28.52^\circ\text{C}) + (434.6\text{ cal/}^\circ\text{C})(29.84^\circ\text{C} - 28.52^\circ\text{C}) + (0.002\text{ g})(-1400\text{ cal/g})}{-(1.002\text{ g})}$$

$$\Delta U_{comb} = -3204.4\text{ cal/g}$$

La marca comercial del alimento sólido (gomitas de grenetina) empleado en este trabajo es el Pandita® de Ricolino. En el empaque de este menciona que para una porción de 100 g, el contenido energético es de 318 kcal. Por lo tanto, el cálculo del ΔU_{comb} teórico, es:

$$\Delta U_{comb}^{teo} = \left(\frac{318\text{ kcal}}{100\text{ g}} \right) \left(\frac{1000\text{ cal}}{1\text{ kcal}} \right) = 3180\text{ cal/g}$$

El valor experimental, corresponde con:

$$\Delta U_{comb}^{exp} = 3204.4\text{ cal/g}$$

El cálculo del % error se puede obtener a través de la ecuación (23), es decir [11]:

$$\% \text{ error} = \left| \frac{\Delta U_{comb}^{teo} - \Delta U_{comb}^{exp}}{\Delta U_{comb}^{teo}} \right| \cdot 100 = \left| \frac{3180\text{ cal/g} - 3204.4\text{ cal/g}}{3180\text{ cal/g}} \right| \cdot 100 = 0.8\%$$



(a)



(b)

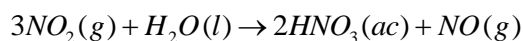
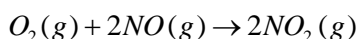
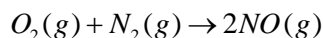
Figura 8. Fotografías que muestran a manera de ejemplo: (a) ejecución de un experimento con el montaje correspondiente (b) colocación de la muestra de alimento sólido (gomita de grenetina) en la tapa de la cámara de combustión, al ser sujeta a los electrodos con el alambre de ignición.

Discusión de resultados

En la primera parte, se determinó experimentalmente la constante del calorímetro K , a través de la combustión de una masa de ácido benzoico, la cual representa la capacidad térmica del mismo, considerando el recipiente, su tapa y el termómetro, cuyo valor fue de 434.6 cal/°C. Dicha constante indica que el calorímetro debe absorber 434.6 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 durante el experimento, la masa agua colocada a temperatura ambiente al interior del calorímetro absorbe calor ($Q_{H_2O} > 0$), 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, $\Delta T > 0$. Mientras tanto, la reacción de combustión de la masa del alimento sólido (gomitas de gretina) ($Q_{alimento}$), junto con la oxidación del alambre al realizar la ignición ($Q_{alambre}$), además de la formación de ácido nítrico (Q_{HNO_3}), son todos ellos procesos exotérmicos donde $Q_{reacción} < 0$.

La formación del HNO_3 al interior de la cámara de combustión, se debe a la presencia de nitrógeno (N_2) proveniente del aire, el cual se oxida para la presencia de exceso de oxígeno O_2 para formar óxidos de nitrógeno (NO_x) y que a su vez, reaccionan con el agua líquida en el fondo de la cámara de combustión, y así formar el HNO_3 . Las reacciones químicas son:



Por su parte, al utilizar la ecuación (36), se obtuvo un calor de combustión de las gomitas de gretina de -3240.4 cal/g, el cual indica que es un proceso exotérmico, además de ser una función de estado y una propiedad intensiva. Esto quiere decir que a volumen constante, al quemar 1 g de gomitas de gretina de Pandita® se liberan 3240.4 cal.

En términos nutricionales, esto quiere decir que 1 g de este producto comercial, al ser consumido por un ser humano, le aporta 3240.4 cal (aproximadamente 3.24 kcal).

Finalmente, al comparar el valor experimental del calor de combustión de 3240.4 cal/g, junto con el valor teórico informado en el empaque de dicho producto comercial de 3180 cal/g, se obtuvo un error del 0.8 %, lo que demuestra que el resultado tiende a ser exacto.

Conclusiones

Mediante una interacción energética a través de la combustión de una masa de gomita de gretina y una masa de agua colocada al interior de un calorímetro, se determinó experimentalmente su calor de combustión correspondiente.

El reactivo limitante es el combustible (gomita de gretina), mientras que el reactivo en exceso es el comburente (O_2)

La capacidad térmica o constante de calorímetro obtenida fue de 434.6 cal/°C, la cual es una propiedad extensiva y es una función de estado termodinámica.

El calor de combustión determinado experimentalmente fue de -3204.4 cal/g, la cual es una propiedad intensiva (característica de la reacción) y es una función de estado termodinámica.

El calor de combustión determinado experimentalmente significa que a volumen constante, la reacción libera 3204.4 cal por cada g de gomita de gretina.

El error en la determinación del calor de combustión del alimento sólido (gomita de gretina) es del 0.8 %, lo que muestra que el resultado tiende a ser exacto.

Referencias

- [1] Chang, R. (2008). *Fisicoquímica*. (pp. 82–90, 98–104). Mc Graw Hill.
- [2] Atkins, P., De Paula, J. (2012). *Chimie* (pp. 559–697). De Boeck.
- [3] Laidler, K. J., Meiser, J. H. (2009). *Fisicoquímica*. (pp. 45–69). Grupo Editorial Patria.
- [4] Rodríguez-Renuncio, J.A., Ruiz-Sánchez, J. J., Urieta-Navarro J. S. (1998). *Termodinámica Química*. (pp. 116–127). Editorial Síntesis.

- [5] Serway, R. A., Faughn, J. S. (2003). *College Physics*. (pp. 332–337). Thompson.
- [6] Speight, J. G. (2005). *Lange's Handbook of Chemistry*. (pp. 1.253, 1.262, 1.264). Mc Graw Hill.
- [7] Haynes, W. M. (2014). *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (pp. 5-1–5-42). CRC Press.
- [8] Jessup, R. S., Green, C. B. (1934). Heat of Combustion of Standard Sample Benzoic Acid. *J. Res. Nat. Stand. Technol.* 13, 469-495.
- [9] 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>
- [10] Parr Instrument Company. Recuperado 01/feb/2024 en: <https://www.parrinst.com/es/products/oxygen-bomb-calorimeters/1341-plain-jacket-bomb-calorimeter/>
- [11] 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

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.