

DETERMINACIÓN DEL CALOR ESPECÍFICO DE SÓLIDOS MEDIANTE EL CALORÍMETRO

(Práctica nº 8: Calorimetría)

CARLOS HUERTAS BARRA
FERNANDO HUESO GONZÁLEZ
1º DE FÍSICA Grupo B. L1/2
Práctica realizada el 23-I-08
Memoria entregada el 5-III-08

RESUMEN

En este experimento hemos determinado el calor específico de dos sólidos con la finalidad de observar cómo se transmite el calor según el material de cada objeto y, comparando con valores tabulados, saber aproximadamente de qué material se pueden tratar dichos objetos.

Para ello se ha empleado el montaje experimental del calorímetro, determinando previamente el equivalente en agua del calorímetro a partir de la mezcla de agua a distintas temperaturas. Posteriormente se ha calentado cada objeto hasta 100°C y se ha sumergido posteriormente en agua a una temperatura inferior, hasta llegar a una temperatura final de equilibrio dependiente de la masa y la temperatura previa y posterior de cada elemento del sistema. A partir de estas medidas se puede estudiar, efectivamente, cómo se transfiere el calor entre cuerpos según el material, es decir, determinar el calor específico característico del material empleado para poder identificarlo.

El procedimiento experimental se detalla separadamente en cada apartado.

EQUIVALENTE EN AGUA DEL CALORÍMETRO*

El proceso para determinar el equivalente en agua del calorímetro es el siguiente:

Se calienta hasta 80° C una determinada cantidad (masa) de agua. Posteriormente, cuando se ha estabilizado la temperatura, se vierte en el calorímetro, que estaba lleno con otra cantidad de agua a una temperatura determinada. Finalmente se mide la temperatura final de equilibrio. En nuestro experimento en el laboratorio empleamos los siguientes materiales y método concreto:

Con la báscula electrónica taramos la probeta que empleamos para medir el agua.

$m_{\text{prob}} = 231,4 \pm 0,1 \text{ g}$. Introducimos 150,0 \pm 0,2 ml de agua destilada en dicha probeta, que volvemos a pesar: m_{cal} . Vertimos esa agua en el calorímetro y rellenamos la probeta con aproximadamente otros 150 ml, volviendo a pesar la probeta llena m_{vaso} , y vertiendo dicha agua en el vaso de precipitados. Éste se coloca en el trípode y se calienta con el mechero de gas hasta 80 °C. La temperatura del agua en el vaso se mide con un termómetro de mercurio con un error de sensibilidad de 1°C. Tras esperar a que se estabilice la temperatura T_{vaso} , se mide la temperatura en el calorímetro T_{cal} y después se vierte el agua en el calorímetro, se agita con suavidad, y se mide la temperatura en el interior del calorímetro T_{final} cuando se ha alcanzado efectivamente la temperatura final de equilibrio. La temperatura medida en el calorímetro se realiza con el termómetro electrónico con una precisión de $\pm 0,1^\circ\text{C}$, realizando además tres medidas para cada temperatura (apenas había dispersión). Consideramos que la posible pérdida de temperatura al verter el agua en el calorímetro y entrar en contacto directo con el ambiente exterior más frío queda reflejada ya en el error de sensibilidad de 1°C.

Para determinar con bastante seguridad el equivalente en agua del calorímetro, pues será un dato en el que basaremos todos los cálculos posteriores, hemos repetido este proceso hasta cinco veces, hallando la media y el error de dispersión para obtener un valor lo más ajustado posible al valor real. En el proceso reciclamos el agua, con lo que se va perdiendo algo; es por ello por lo que pesamos cada vez el agua. En el apartado de los calores específicos no volvimos a pesar el agua al repetir las medidas, lo cual puede ser una fuente de error, al perderse parte del agua al agitar o quedarse adherida en las paredes o rebordes del calorímetro.

Conviene señalar que hemos despreciado la posible evaporación del agua al calentarse, así como posibles transferencias de calor al agitar el agua con el artefacto metálico, así como pérdidas al tener un orificio de salida el calorímetro. Esto puede verse reflejado en el equivalente en agua del calorímetro, pero es un error sistemático poco controlable, pues no podemos garantizar que las condiciones de pérdidas o de aislamiento sean siempre las mismas, con lo que los valores podrían no ser aceptables. En ese caso deberíamos tener en cuenta esa incertidumbre y elevar los errores que hemos asignado en la toma de nuestras medidas.

En esta tabla se muestran los datos de las 5 medidas completas:

Tabla 1 – Proceso de mezcla de agua a distintas temperaturas en el interior del calorímetro.
Valores de la masa y temperatura de agua mezcladas y temperatura final de equilibrio.
Resultado obtenido para el equivalente en agua K del calorímetro.

$m_{cal} \pm 0,1 \text{ g}$	$m_{vaso} \pm 0,1 \text{ g}$	$T_{vaso} \pm 1 \text{ }^\circ\text{C}$	$T_{cal} \pm 0,1 \text{ }^\circ\text{C}$	$T_{final} \text{ (}^\circ\text{C)}$	$K \text{ (g)}$
379,1	375,5	77	20,5	45,90 \pm 0,10	29 \pm 6
376,5	370,8	79	36,9	55,03 \pm 0,15	39 \pm 8
368,3	370,1	77	40,0	56,17 \pm 0,13	42 \pm 9
368,1	363,6	80	39,2	56,83 \pm 0,10	37 \pm 8
376,4	347,6	80	36,5	55,03 \pm 0,15	12 \pm 6

Nota: La T_{final} es un promedio de tres medidas y está redondeada según el error de dispersión.

El equivalente en agua del calorímetro se obtiene a partir de:

$$K = -\frac{m_{av}(T_{final} - T_{vaso})}{(T_{final} - T_{cal})} - m_{ac},$$

donde m_{av} es la masa de agua en el vaso y m_{ac} es la masa de agua en el calorímetro.

Para obtener dichas masas de agua se restan las masas medidas en la probeta m_{cal} y m_{vaso} menos la masa de la probeta vacía m_{prob} . El error de dicha resta será por tanto:

$$\delta(m_{av/ac}) = \sqrt{\delta(m_{prob})^2 + \delta(m_{vaso/cal})^2} = 0,14 \text{ g}$$

El error de la resta de temperaturas será:

$$\delta(T_{final} - T_{vaso/cal}) = \sqrt{\delta(T_{vaso/cal})^2 + \delta(T_{final})^2}, \text{ variando según el caso considerado.}$$

Finalmente, el error de K será:

$$\delta(K) = \sqrt{\left(\frac{(T_f - T_v)}{(T_f - T_c)} \delta(m_{av})\right)^2 + \left(\frac{m_{av}}{(T_f - T_c)} \delta(T_f - T_v)\right)^2 + \left(-\frac{m_{av}(T_f - T_v)}{(T_f - T_c)^2} \delta(T_f - T_c)\right)^2 + \delta(m_{ac})^2}$$

(Nota: se han abreviado los subíndices de las temperaturas)

Es necesario indicar que la toma de temperaturas una vez se ha alcanzado la temperatura de equilibrio es algo imprecisa, pues es difícil saber si baja algunos décimas porque el calorímetro no sea perfectamente aislante y reciba frío del exterior o si se debe a que aún se está estabilizando la temperatura. En cualquier caso, se toman la media de las tres medidas, siendo la dispersión menor del 2%, con lo que dicha incertidumbre queda reflejada en el error.

La razón por la cual la temperatura a la que vertimos el agua es distinta en las cinco medidas es que existe una dificultad experimental para controlar dicha temperatura. Al apagar el mechero de gas, hay que esperar un cierto tiempo a la que temperatura se estabilice (inercia térmica) y sea homogénea en todo el líquido, pero sin que comience a descender debido al frío exterior. Por tanto es complicada y en cierta manera imprecisa la medida de dichas temperaturas, aunque consideramos que la incertidumbre de 1° C, que viene dada por la sensibilidad del termómetro de mercurio, es suficiente y puede englobar el efecto explicado.

Como se puede observar, el valor del equivalente en agua del calorímetro obtenido en las distintas medidas es relativamente similar excepto en la quinta, en la que necesariamente debe de haber existido algún error sistemático no detectado. Este podría estar condicionado quizá por la falta de tiempo para tomar las medidas, al ser el experimento largo debido a que estamos experimentando con termodinámica, donde para cada medida se invierte mucho tiempo en calentar el agua.

De ahora en adelante emplearemos el valor medio del equivalente en agua del calorímetro teniendo en cuenta sólo las cuatro primeras medidas, y calculando el error de dispersión entre ellas. El error de dispersión es de 4 gramos. Al ser este menor que el error de cada medida, valoramos que es más adecuado emplear la media de los errores de las medidas.

Por tanto, el resultado final es:

$$K = 37 \pm 8 \text{ g}$$

*Nota:

El equivalente en agua del calorímetro es un término que se suma a la masa de agua que está a menor temperatura dentro del calorímetro previamente a la mezcla. Dicho término compensa las pérdidas del calorímetro por no ser perfectamente aislante, teniéndose en cuenta una masa ficticia que habría que añadir a un sistema termodinámico ideal adiabático para que tuviera la misma influencia que las pérdidas de calor. De esta manera se pueden realizar los cálculos sin tener en cuenta cada vez la posible energía que se pierda. (El valor de K es propio de cada calorímetro.)

CALOR ESPECÍFICO DE SÓLIDOS

Para obtener el calor específico de los sólidos se emplea el siguiente método:

Se calienta mediante un mechero de gas el objeto sumergiéndolo completamente en el agua destilada del vaso de precipitados situado sobre el trípode. Una vez llega a 100°C, (midiéndolo con el termómetro de mercurio), se deja que la temperatura se estabilice durante unos minutos. Posteriormente se vierte en el agua del calorímetro. Dicha agua se ha pesado con la báscula electrónica previamente y su temperatura ha sido medida con el termómetro electrónico. Se desprecia la masa y el calor transmitido por la cuerda que sirve para sujetarlo, así como posibles pérdidas de calor en el traslado desde el vaso al calorímetro (queda contemplado dentro del error de la temperatura). El calorímetro se tapa y se agita suavemente hasta que se alcance la temperatura final de equilibrio de la mezcla, midiéndose con el termómetro electrónico.

En el experimento realizado no se pudo esperar en todas las medidas el tiempo ideal en cada medida, aunque se comprobó que la temperatura final no oscilase más de 0,1°C midiéndola varias veces dejando un lapso de tiempo entre cada medida. Como se podrá observar posteriormente, y también por cuestiones de tiempo, reciclamos el agua para cada medida, con lo que la temperatura en cada medida del agua en el calorímetro T_{cal} tiene una tendencia al alza. El agua la pesamos una vez para cada objeto, habiendo una pequeña incertidumbre al “perderse” una pequeña cantidad de agua en los rebordes y las paredes del calorímetro, así como la parte que moja la pared del objeto. No obstante, consideramos dicho efecto despreciable y en todo caso, contemplado en los errores de las medidas de la masa y la temperatura y subsanado de alguna manera mediante la toma de tres medidas, a partir de las cuales se puede obtener un valor medio. (Una hipótesis sin confirmar podría ser que dicha pérdida de agua se viera reflejada en que los calores específicos de cada objeto son mayores en las primeras medidas)

En cualquier caso, cabe señalar que el valor del calor específico que se obtenga será una aproximación limitada por el procedimiento experimental, en el que no se dispone de una gran precisión, sino que se aproxima un valor sin tener en cuenta la temperatura, la humedad ambiental, etc. No obstante, dicho valor puede acercarse a lo esperado y hacer que el experimento alcance tanto su objetivo cualitativo de observar las variaciones de calor como el cuantitativo obteniendo un valor nada desviado, como se comprobará posteriormente.

Así pues, el calor específico vendrá dado por la fórmula:

$$c_{1/2} = -\frac{(m_{a1/2} + K)c_a (T_{final} - T_{obj})}{m_{1/2}(T_{final} - T_{cal})}$$

El error de c viene dado de forma bastante similar al error de K:

$$\delta(m_{a1/2} + K) = \sqrt{\delta(m_{a1/2})^2 + \delta(K)^2}$$

Consideramos el error de la capacidad calorífica del agua [$c_a = 1 \text{ cal}/(\text{g } ^\circ\text{C})$] despreciable.

$$\delta(T_{final} - T_{obj/cal}) = \sqrt{\delta(T_{final})^2 + \delta(T_{obj/cal})^2}$$

El error de $m_{1/2}$ es de la sensibilidad de la báscula electrónica, 0,1g.

Finalmente, el error relativo de la capacidad calorífica de un objeto es:

$$\delta_r(c_{1/2}) = \sqrt{(\delta_r(m_{a1/2} + K))^2 + (\delta_r(T_f - T_o))^2 + (-\delta_r(T_f - T_c))^2 + (-\delta_r(m_{1/2}))^2}$$

Tabla 2 –Masas y temperaturas previas a la introducción de un objeto en el calorímetro lleno de agua.

Temperatura final de mezcla. Valores del calor específico de los dos objetos introducidos.

Nota: m_1 se refiere a la masa del objeto, y m_{a1} a la masa del agua en la que se introduce.

		$T_{cal} \pm 0,1 \text{ } ^\circ\text{C}$	$T_{obj} \pm 1 \text{ } ^\circ\text{C}$	$T_{final} \pm 0,1 \text{ } ^\circ\text{C}$	$c \text{ (cal/g } ^\circ\text{C)}$
Objeto 1	Masa (g)	22,1	99	25,5	0,215 \pm 0,015
	$m_1 = 30,2 \pm 0,1$	21,8	96	25,0	0,209 \pm 0,015
	$m_{a1} = 103,6 \pm 0,3$	23,5	100	26,7	0,203 \pm 0,014
Objeto 2	Masa (g)	26,3	100	28,0	0,113 \pm 0,011
	$m_2 = 29,5 \pm 0,1 \text{ g}$	26,8	100	28,4	0,106 \pm 0,011
	$m_{a2} = 103,9 \pm 0,5\text{g}$	27,2	99	28,8	0,109 \pm 0,011

Realizando el análisis de errores se puede comprobar que los errores de dispersión son menores que los de cada medida, en contra de lo que se podría esperar. Este resultado revela que las medidas tomadas han sido muy poco dispersas, es decir, que se ha seguido un método experimental en el que sorprendentemente los errores han sido mínimos, habiendo una fluctuación de datos mínima. Previamente se esperaba que, al tratarse de un experimento termodinámico, hubiese más dispersión de las medidas. Pero el procedimiento cuidadoso y preciso de los experimentadores ha posibilitado reducir dicha dispersión, además del hipotético error sistemático debido a los aparatos e instrumentos de medida del laboratorio, que se supone despreciable.

En conclusión, se observa que la dispersión de los datos ha sido relativamente baja (menor del 6%)*, en contra de lo esperado, con lo que decidimos elegir el error medio de las medidas como error del valor final, al ser mayor que el de dispersión. El sentido de elegir el error mayor de los dos tiene lógica en un experimento de termodinámica, en el que siempre es difícil obtener valores ajustados y nunca se pueden controlar ni calibrar totalmente las pérdidas. Sería una contradicción el dar unos valores cuya precisión fuese más alta de lo que somos capaces de medir, pues estaríamos despreciando la incertidumbre existente e inevitable.

**Nota: Teóricamente se deberían haber tomado más de tres medidas, al ser la dispersión mayor del 2%, pero no había tiempo suficiente para realizar tantas medidas.*

Finalmente, obtenemos los valores:

$$c_1 = 0,209 \pm 0,015 \text{ cal}/(\text{g } ^\circ\text{C}) = 870 \pm 60 \text{ J}/(\text{kg } ^\circ\text{C})$$

$$c_2 = 0,109 \pm 0,011 \text{ cal}/(\text{g } ^\circ\text{C}) = 460 \pm 50 \text{ J}/(\text{kg } ^\circ\text{C})$$

CONCLUSIÓN

A partir de los datos obtenidos podemos hacer una buena suposición del material de los objetos empleados, cuyos calores específicos hemos calculado. Dichos calores caracterizan el material (a una determinada temperatura), con lo que comparando con los valores tabulados podemos afirmar de qué tipo de metal están formados.

Investigando en distintas fuentes encontramos los siguientes resultados (variando ligeramente según cada fuente):

$c_{\text{aluminio}} = 880 \leftrightarrow 900 \text{ J/(kg } ^\circ\text{C)}$

$c_{\text{acero}} = 460 \leftrightarrow 490 \text{ J/(kg } ^\circ\text{C)}$

$c_{\text{hierro}} = 450 \leftrightarrow 460 \text{ J/(kg } ^\circ\text{C)}$

Resultados experimentales:

$c_1 = 870 \pm 60 \text{ J/(kg } ^\circ\text{C)}$

$c_2 = 460 \pm 50 \text{ J/(kg } ^\circ\text{C)}$

Por tanto, podemos afirmar que el primer objeto era probablemente aluminio, mientras que el segundo podría ser acero o hierro, siendo la precisión del resultado que hemos obtenido insuficiente para determinar a cuál de los dos pertenece. Estos resultados son bastante satisfactorios, dada la imprecisión que podría haber surgido al tratarse de un experimento de Termodinámica. En efecto, podemos identificar con bastante seguridad y fiabilidad de qué material se trata, suponiendo que no se ha empleado una aleación poco corriente y que los metales con los que hemos trabajado son simples y corrientes como el acero o el hierro, como era de esperar después de examinarlos visualmente.

En cuanto a los errores, hemos visto que en general han sido reducidos. En la determinación del equivalente en agua del calorímetro sí que ha habido más dispersión, incluso hemos rechazado una medida por considerarla errónea (demasiado desviada del resto). El haber hecho cinco medidas ha favorecido el encontrar un valor medio que se acerca más el valor real.

Posteriormente, en la parte de los calores específicos, se ha realizado el experimento con gran precisión y repitiendo los pasos sin variar las condiciones, con lo que la dispersión ha sido relativamente baja. El error relativo es del 7% en el primer caso y del 10% en el segundo. No obstante, esta imprecisión está justificada y al compararlo con el valor al que podría ajustarse en las tablas, la desviación relativa es del 2% y del 1% respectivamente, con lo que podemos considerar los valores obtenidos como compatibles. Suponiendo que no existen errores sistemáticos de los aparatos, en el primer caso, el resultado es concluyente, mientras que en el segundo, debido al margen de incertidumbre, no podemos discernir con seguridad de qué metal podemos estar hablando, si de hierro o de acero.

En resumen, podemos concluir que el experimento ha sido exitoso y que se han alcanzado los objetivos de obtener el equivalente en agua del calorímetro, la determinación de los calores específicos de los sólidos con un margen de incertidumbre relativamente bajo, así como su posterior identificación a partir de los valores tabulados.

Fuentes consultadas:

- Koshkin, Manual de Física Elemental. Ed. Mir 1975. pág. 36, 74-75, 85-86
 - Tena, Ballester (2002): Guión de prácticas, Técnicas experimentales en Física General
 - Tipler-Mosca, 5ª Ed 2005.; Reverté; pág. 520 y Apéndice
 - http://www.engineeringtoolbox.com/specific-heat-metals-d_152.html
 - http://es.wikipedia.org/wiki/Calor_espec%C3%ADfico
 - <http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/transporte/conduccion/conduccion.htm>
 - <http://www.salonhogar.com/ciencias/fisica/calor/calorespecifico.htm>
 - http://www.kayelaby.npl.co.uk/general_physics/2_3/2_3_6.html
- *Nota: Ésta última página es la más completa, pues presenta una tabla con una relación muy amplia de distintos tipos de metales con los calores específicos según la temperatura.*