

Transferencia de energía en forma de calor

Mariana Isabel Genna y María Fernanda Romano

migena57@hotmail.com

Marcovalli@ciudad.com.ar

Laboratorio II para Biólogos y Geólogos - UBA

Resumen:

Bajo la hipótesis de sistema adiabático y calorímetro ideal, se analizó la conservación de la energía en un proceso de mezcla de agua fría y agua caliente.

Introducción:

Se define como calor (Q) a la cantidad de energía intercambiada desde un cuerpo más caliente hacia uno más frío. Esta transferencia de energía ocurre hasta que el sistema (parte del Universo en estudio) se encuentre en equilibrio térmico. Se dice, por tanto, que un sistema está en equilibrio térmico cuando ha alcanzado la condición de estado estable, en la que no tiene lugar intercambio neto de energía entre cualquiera de las partes del sistema y sus temperaturas son idénticas (temperatura final del equilibrio).

Llamamos sistema adiabático a aquel sistema aislado que no intercambia calor con el medio. Asimismo, un calorímetro ideal o perfecto es aquel que no intercambia calor con las restantes partes del sistema, es decir que no entrega ni absorbe calor del resto del sistema.

La capacidad calorífica de un cuerpo o sustancia se define por:

$$C = \Delta Q / \Delta T \quad [1]$$

en donde ΔQ es la cantidad de calor que debe intercambiarse para efectuar un cambio ΔT en la temperatura. Mientras mayor sea el cuerpo, mayor será la cantidad de calor, por lo tanto, se define el calor específico, c , de un cuerpo como la capacidad calorífica por unidad de masa:

$$c = C / M \quad [2]$$

donde M es la masa del cuerpo.

En consecuencia, y de acuerdo con esta definición, la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de M gramos de un objeto es:

$$\Delta Q = M c \Delta T \quad [3]$$

Considerando un sistema adiabático, un calorímetro “ideal” y una mezcla de dos masas de agua a distintas temperaturas, se sabe que después de un cierto tiempo se alcanzará la misma temperatura final. Para calcular la temperatura de equilibrio se recurre a la conservación de la energía. Como no se efectúa trabajo mecánico, se mantiene la energía térmica total del sistema. Por tanto, se puede escribir:

$$\text{ganancia de calor (por una parte del sistema) + pérdida de calor (por otra parte del sistema) = 0} \quad [4]$$

Esta ecuación de conservación se puede escribir en términos de masas, calores específicos y diferencias de temperatura de los diversos componentes:

$$M_c c_a (T_m - T_c) + M_f c_a (T_m - T_f) = 0 \quad [5]$$

donde:

M_c = masa de agua caliente

M_f = masa de agua fría

c_a = calor específico del agua

T_m = temperatura de la mezcla en el equilibrio

T_c, T_f = temperaturas iniciales del agua caliente y fría, respectivamente

Tomando el módulo de la variación de temperatura y simplificando el calor específico del agua (si suponemos insignificante la variación de c con la temperatura), obtenemos:

$$M_c |\Delta T_c| = M_f |\Delta T_f| \quad [6]$$

El objetivo del experimento es analizar el grado de validez de la Ec. [6].

Método experimental:

Se utilizó un dispositivo compuesto por un termo, un termómetro conectado a la PC (previamente calibrado), agua caliente (inicialmente cercana a la temperatura de ebullición, ≈ 100 °C) y fría (a temperatura ambiente) y una balanza eléctrica (Fig.1).

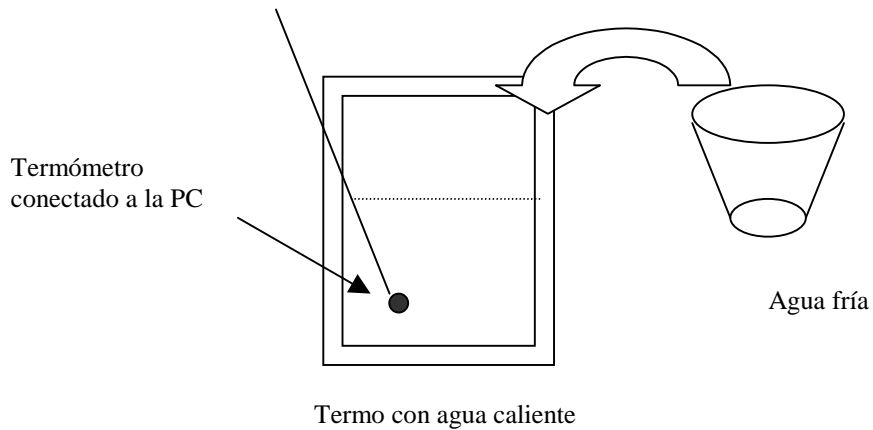


Fig.1: dispositivo experimental

El termo es un recipiente de vidrio Pyrex construido con una doble pared, el cual soporta grandes variaciones de temperatura resistiendo las tensiones. Tiene un recubrimiento plateado con el fin de producir la reflexión de la radiación incidente. Cabe señalar que el espacio entre las paredes de vidrio está evacuado (vacío), lo que evita la conducción del calor entre ambas.

La primera medición fue aquella en la cual se consideró como temperatura inicial del agua caliente la cercana al punto de ebullición. La del agua fría, fue para todas las mediciones la temperatura del agua del grifo (22C°). Luego, se pesó el termo vacío, se le colocó un cierto volumen de agua caliente y se pesó nuevamente. La diferencia entre ambos valores determinó la masa de agua caliente contenida en el termo, procedimiento que se repitió para cada medición. Una vez alcanzado el equilibrio entre el agua caliente y el termo (temperatura constante) se incorporó al termo un cierto volumen de agua fría. Registramos la temperatura en función del tiempo, agitando continuamente para asegurar la homogeneidad de la mezcla, hasta no observar variación de temperatura, es decir hasta que el sistema se estabilizó en una dada temperatura (temperatura de la mezcla, T_m). Dicha temperatura y la masa de agua de la mezcla fueron consideradas como la temperatura y masa inicial del “agua caliente” para la siguiente medición. La variación de temperatura del agua caliente fue, para todo el experimento, la diferencia entre la temperatura de la mezcla (T_m) y la temperatura inicial para cada medición (T_c). La variación de temperatura del agua fría fue, para todo el experimento, la diferencia entre la temperatura de la mezcla y la temperatura inicial del agua fría, 22C° .

En todos los casos, las masas de agua fría fueron calculadas como la diferencia entre la masa final de la mezcla y la masa de agua caliente conocida.

A continuación y utilizando el programa Excell, se graficó:

$$M_c \cdot |\Delta T_c| \text{ vs. } M_f \cdot |\Delta T_f|$$

Los datos se analizaron para ver si eran compatibles con la hipótesis de sistema adiabático y calorímetro ideal, es decir, que nuestro sistema no intercambia calor con el medio y que nuestro termo no absorbe ni cede calor. En otras palabras, todo el calor entregado por el agua caliente es absorbido por el agua fría (hipótesis que llevan a la Ec. [6]).

El error de la temperatura medida por el termómetro conectado a la PC fue tomado como la mitad de la mínima variación detectable por dicho instrumento. El error de la temperatura medida por el termómetro de mercurio fue tomado como la mitad de la mínima división de la escala de dicho instrumento. El error de la masa se tomó como la mitad de la mínima masa detectable por la balanza eléctrica (0,005 g).

Los errores de las variaciones de temperatura fueron aproximados por:

$$\begin{aligned} \Delta T_c = t_m - t_c &\Rightarrow \Delta(\Delta T_c) = \left| \frac{\partial(\Delta T_c)}{\partial t_m} \right| \cdot \Delta t_m + \left| \frac{\partial(\Delta T_c)}{\partial t_c} \right| \cdot \Delta t_c = \Delta t_m + \Delta t_c \\ \Delta T_f = t_m - t_f &\Rightarrow \Delta(\Delta T_f) = \left| \frac{\partial(\Delta T_f)}{\partial t_m} \right| \cdot \Delta t_m + \left| \frac{\partial(\Delta T_f)}{\partial t_f} \right| \cdot \Delta t_f = \Delta t_m + \Delta t_f \end{aligned}$$

donde Δt_m y Δt_c son iguales al error del termómetro conectado a la PC y Δt_f es el error del termómetro de Hg.

Resultados y discusión:

En la Fig. 2 se puede observar una relación lineal entre las variables representadas, siendo el valor de la pendiente menor a 1, con ordenada al origen igual a cero. Debido a que los errores de las variables graficadas fueron menores que el punto mismo, no se trazaron las barras de error correspondientes.

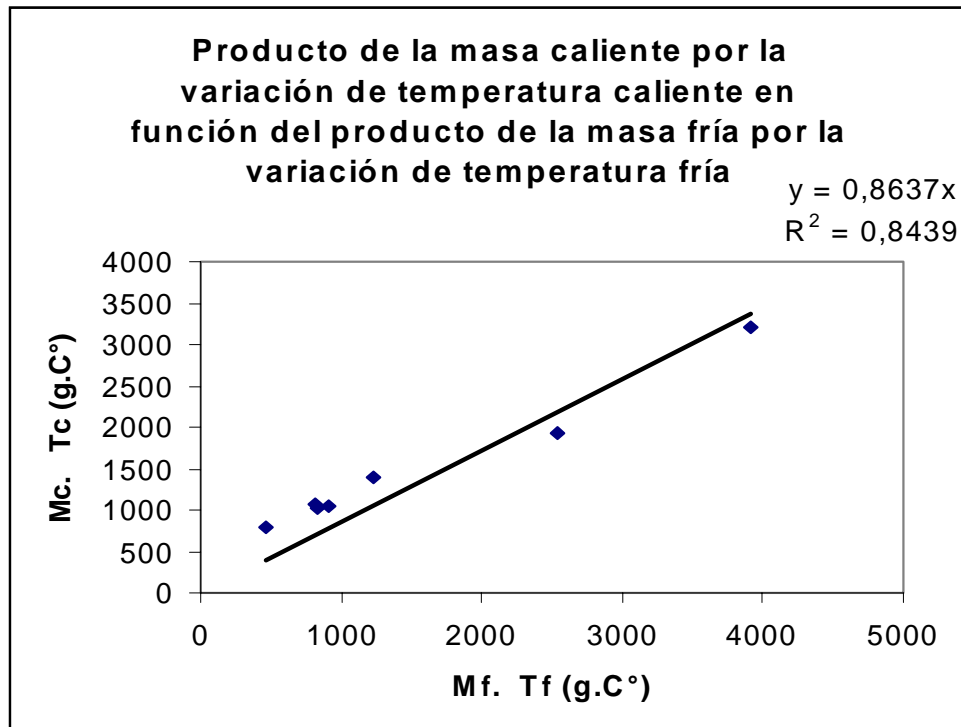


Fig.2: $M_c \cdot |\Delta T_c|$ en función de $M_f \cdot |\Delta T_f|$

Conclusiones:

Una relación lineal con pendiente 1 en la Fig. 2 implicaría que el calor entregado por el agua caliente y el absorbido por el agua fría son iguales, conservándose así la energía (bajo las hipótesis de sistema adiabático y calorímetro ideal). Sin embargo, al ser la pendiente obtenida experimentalmente menor a 1, observamos que las hipótesis antes mencionadas no se cumplen estrictamente. Las posibles causas para ello son:

- El sistema no se comportó como uno adiabático, ya que el termo se destapaba en cada medición, cediendo calor al medio.
- El calorímetro (termo) no es ideal, ya que intercambia calor con el agua. Por lo tanto, todo funcionó como si “inicialmente hubiésemos tenido una masa de agua caliente distinta de la que agregábamos”, ya que el calorímetro actúa como un cuerpo más del sistema y que, además, intercambia calor con las demás partes. Proponemos, entonces, que la ecuación de balance de calor debería decir (incluyendo el calorímetro real):

$$M_{\text{cal}} \cdot c_{v, \text{cal}} \cdot |\Delta T_{\text{cal}}| + M_c \cdot |\Delta T_c| = M_f \cdot |\Delta T_f|$$

donde M_{cal} = masa del calorímetro

$c_{v, \text{cal}}$ = calor específico a volumen constante del calorímetro

ΔT_{cal} = variación de temperatura experimentada por el calorímetro

Bibliografía:

1. Gettys, Keller, Skove, *Física clásica y moderna* (McGraw-Hill, España, 1991).
2. Jorge Vidal, Francisco R. Rivero, *Curso de física, Primera Parte, Mecánica-Calor-Acústica* (Stella, Bs. As., 1981).