

## MEDIDA DEL CALOR ESPECÍFICO

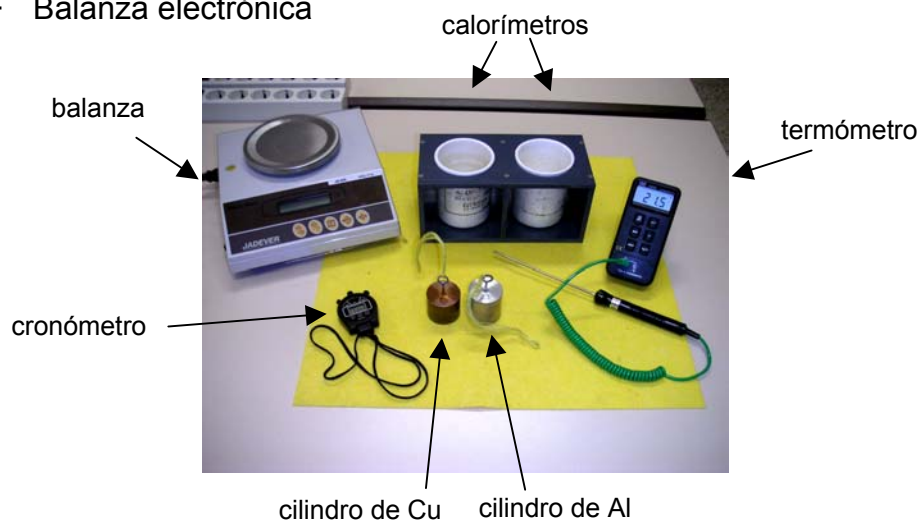
Fecha: 07/02/05

### 1. Objetivo de la práctica

Familiarizarse con las medidas calorimétricas mediante la medida del calor específico con un calorímetro.

### 2. Material

- Dos calorímetros de styrofoam
- Termómetro
- Cronómetro
- Cilindros de Al y Cu (~200 g y ~500 g respectivamente)
- Para uso compartido con otras prácticas equivalentes:
  - Termo de agua caliente
  - Balanza electrónica



### 3. Teoría

Si un cilindro de aluminio (que tomamos como ejemplo) se encuentra a una temperatura  $T_{Al}$  y se introduce en agua (por ejemplo) que se encuentra a otra temperatura menor  $T_{agua}$ , se produce el paso de *energía calorífica* o *calor* desde el Al al agua hasta que la temperatura de ambos se iguala, siendo la temperatura final del conjunto un valor  $T_{final}$  intermedio entre  $T_{Al}$  y  $T_{agua}$ . La cantidad de calor  $\Delta Q$  intercambiada viene dada por la expresión:

$$\Delta Q = c_{Al} m_{Al} (T_{Al} - T_{final}) \quad (1)$$

donde  $m_{Al}$  es la masa del cilindro y  $c_{Al}$  una constante característica que se denomina *calor específico* del aluminio. Por tanto, las unidades de  $c_{Al}$  son "J/(kg·°K)", aunque también se utiliza la unidad antigua y tradicional "cal/(g·°C)" (1 cal = 4,186 J). El producto  $C_{Al} = c_{Al} m_{Al}$  se denomina *capacidad calorífica* del cilindro, y es una característica de ese cilindro pero no del aluminio en general, puesto que depende de la masa.

Esa misma cantidad de calor es la que ha recibido el agua, y se puede expresar de un modo análogo a la ecuación (1), es decir,

$$\Delta Q = c_{agua} m_{agua} (T_{final} - T_{agua}) \quad (2)$$

siendo  $c_{agua} = 1 \text{ cal/(g}^\circ\text{C)} = 4,186 \times 10^3 \text{ J/(kg}^\circ\text{C)}$  el calor específico del agua y  $m_{agua}$  la masa de agua empleada. La razón de que  $c_{agua}$  sea 1 en las unidades tradicionales se debe a que la *caloría* (cal) se define precisamente como la cantidad de calor necesaria para elevar 1°C la temperatura de 1 g de agua entre 14,5°C y 15,5°C. Aunque este valor varía algo en otros intervalos de temperatura (por ejemplo entre 80°C y 81°C) la variación es despreciable a todos los efectos de las medidas que haremos aquí. (Todavía se utiliza la kilocaloría para medir la energía que recibe el organismo en una dieta de alimentación). Si se igualan las expresiones (1) y (2) se tiene,

$$c_{Al} = c_{agua} \frac{m_{agua} (T_{final} - T_{agua})}{m_{Al} (T_{Al} - T_{final})} \quad (3)$$

que permite determinar el calor específico del aluminio  $c_{Al}$  a partir del calor específico del agua  $c_{agua}$  que es bien conocido.

## 4. Equipo experimental

Se dispone de dos calorímetros, que en este caso son vasos de styrofoam de muy poca masa y bien aislados térmicamente. De este modo, se comete un error pequeño si se desprecia la cantidad de calor que absorbe o cede el calorímetro cuando se varía su temperatura. Existen diseños de calorímetros más elaborados (incluso muy sofisticados y costosos), pero los que se usan aquí son muy sencillos, económicos y dan resultados excelentes. El pequeño efecto de su masa y de sus pérdidas deberemos tenerlo presente a la hora de interpretar los datos.

La base del método experimental que se sigue aquí es el uso del agua (caliente y fría) en dos calorímetros para intercambiar calor con otro material. La temperatura del agua caliente o fría se mide introduciendo en la misma un termómetro en grados centígrados. Para medir las masas del agua y de las muestras de metal se utiliza una balanza digital con indicador en gramos y resolución de  $\pm 0,1$  g.

### ◆ PRECAUCION DE SEGURIDAD PERSONAL:

En esta práctica se maneja agua hirviendo y metales muy calientes que alcanzan rápidamente temperaturas próximas a  $100^{\circ}\text{C}$ . Si se trabaja de manera descuidada o imprudente se pueden producir quemaduras serias.

## 5. Medidas

### NOTA:

Los calorímetros son muy ligeros y frágiles (para que su masa repercuta muy poco en las medidas). **Para evitar su rotura fácil:** se deben coger desde abajo (no por los bordes de arriba) y evitar que el termómetro “pinche” en el styrofoam con lo que se saldría el agua caliente.

#### 1. *Peso del calorímetro.*

Antes de empezar, se debe determinar el peso del calorímetro usando la balanza y se anota en la Tabla 2. Se supone que, al empezar, está completamente seco; en caso contrario se secará con precaución lo mejor posible antes de pesarlo. (El error puede ser grande dado que la densidad del agua es muy superior a la del styrofoam).

## 2. Aislamiento del calorímetro.

Para familiarizarse con el grado de aislamiento de los calorímetros, se medirá la rapidez con que baja la temperatura del agua caliente que contiene uno de ellos. Para ello:

- A. Utilizando el termo del Laboratorio, se llena de agua caliente un calorímetro hasta la mitad (la temperatura normalmente debe ser de  $\sim 80^{\circ}\text{C}$ ). **Precaución: el agua a la salida puede estar por encima de  $80^{\circ}\text{C}$  y puede producir quemaduras.**
- B. Sin sacar el termómetro y en la escala de  $0,1^{\circ}\text{C}$ , se mide la temperatura del agua al mismo tiempo que se agita con el propio termómetro para homogeneizar. Se anota la temperatura y el tiempo; cada minuto al principio, cada dos minutos después y cada tres minutos al final de unos 15 minutos.
- C. Se dibuja la gráfica de la temperatura en función del tiempo. De este modo se tiene una estimación de lo que varía la temperatura del agua debido a las pérdidas, en los intervalos de tiempo y temperatura que se usan en los experimentos siguientes.

## 3. Medida del calor específico del aluminio.

La muestra de Al debe llevar un hilo con el que se pueda manejar sin tocarla; esto evitará tanto una **posible quemadura** como el intercambio de calor con la mano que falsearía las medidas. Para realizar la medida del calor específico:

- A. Se pesa el cilindro de Al.
- B. El calorímetro que se ha pesado, se llena de agua fría del grifo hasta la mitad; en cualquier caso la cantidad de agua debe ser suficiente para que, como se indica en el apartado D, el agua cubra y sobrepase un poco al aluminio. Se pesa otra vez el calorímetro con el agua y se anota en la Tabla 2; se mide la temperatura del agua  $T_{\text{agua}}$  y se anota en la Tabla 2.
- C. Análogamente, se llena de agua caliente un segundo calorímetro. **¡Cuidado con la temperatura del agua que sale del termo!**; una vez en el calorímetro debe quedar por encima de  $70^{\circ}\text{C}$ .
- D. Se introduce completamente en el agua caliente el cilindro de Al. Se debe agitar el agua suavemente para homogeneizar la temperatura.

- E. Una vez se ha alcanzado el equilibrio térmico entre el agua y el Al (en muy pocos minutos), se anota la temperatura  $T_{Al}$  en la Tabla, se saca el Al del agua y, después de secarlo ligeramente para que no transporte agua caliente, se introduce en el agua fría. Para secar el Al, se usa papel absorbente y hay que tomar **precauciones para no quemarse**. Todo ello hay que hacerlo con cierta rapidez para que no se enfríe (variaría demasiado la  $T_{Al}$  que se ha medido), por lo que el secado no debe ser muy meticuloso.
- F. En muy pocos minutos, la temperatura del agua fría subirá unos grados y se estabilizará. Se anota esta temperatura final  $T_{final}$  en la Tabla y se calcula el  $c_{Al}$  del aluminio usando la fórmula (3).
- G. Se repite la medida completa tres veces y se obtiene el valor medio de  $c_{Al}$  y su error.
4. Se repite el paso 3 completo usando el cilindro de Cu en vez del Al.
5. Se comparan los valores obtenidos con los que se dan en la bibliografía (cualquier libro de Física General o de Termodinámica), y se discuten las repercusiones de los efectos indeseados pero inevitables: a) Pérdidas de calor durante el secado del metal; b) pérdidas en el calorímetro (conductividad térmica de las paredes, capacidad calorífica del mismo, evaporación del agua, etc.); c) transporte de restos de agua caliente al calorímetro; d) efecto de la anillita para colgar los cilindros (que es de hierro), etc.

**NOTA.** Las pérdidas no controladas de calor hacia el ambiente están siempre presentes en las medidas experimentales en calorimetría e implican una disminución inevitable de la precisión. Estas pérdidas son mayores cuanto mayor es la diferencia de temperatura entre los materiales estudiados y el medio ambiente ( $T.A. \approx 22^\circ C$ ), por lo que las diferencias de temperatura deben ser pequeñas. Por otra parte, mayores diferencias de temperatura producen mayores intercambios de calor, lo que mejora la precisión de las medidas. Por tanto, las temperaturas usadas en esta práctica son un compromiso razonable entre ambos efectos contrapuestos.

## Bibliografía

Cualquier libro de Física General. Por ejemplo:

1. F. W. Sears, M. W. Zemansky, H. D. Young y R. A. Freedman, "Física Universitaria", Ed. Pearson Educación (1999).



**Tabla 1.** Temperatura del agua en función del tiempo  
(Precis. cronómetro:  $\pm$  s; Precis. termómetro  $\pm$  °C)

Tiempo, min	Temperatura, °C
0	
1	
2	
3	
5	
7	
9	
12	
15	
18	

**Tabla 2.** Datos de masas y temperaturas  
(Precis. balanza:  $\pm$  g; Precis. termómetro  $\pm$  °C)

Al					Cu					
	medida 1	medida 2	medida 3	media	error	medida 1	medida 2	medida 3	media	error
$m_{metal}$ , g										
$m_{cal}$ , g										
$m_{total}$ , g										
$m_{agua}$ , g										
$T_{agua}$ , °C										
$T_{metal}$ , °C										
$T_{final}$ , °C										
$C_{metal}^{\pm\Delta C}$ (cal/g°C)										
$C_{metal}^{\pm\Delta C}$ (J/kg°C)										