



Capítulo 1: Definición de Temperatura y Calor

1.1.	<u><i>La concepción histórica del Calor</i></u>	1-2
1.2.	<u><i>Las mediciones del “calor” y el concepto de temperatura. Temperatura empírica</i></u>	1-3
1.3.	<u><i>Calor</i></u>	1-6
1.4	<u><i>Ejemplos</i></u>	1-7

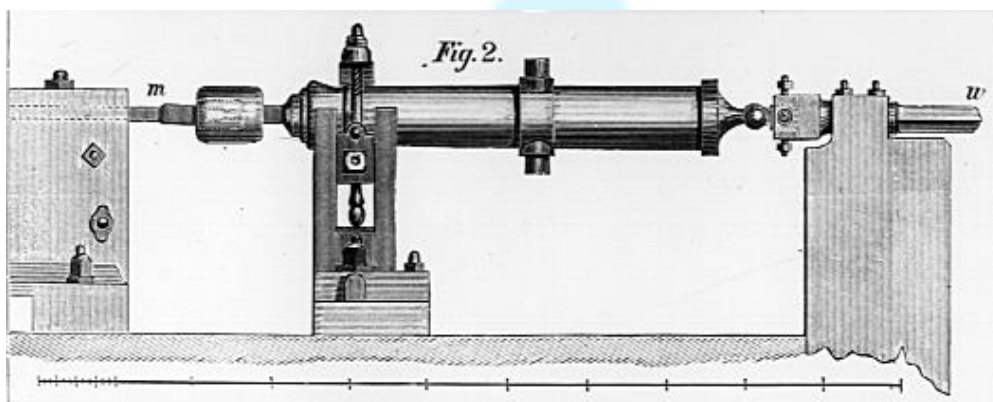
1.1. *La concepción histórica del Calor*

Hoy en día se habla de la “teoría cinética del calor”. Es una vieja idea que se dejó en el siglo XVIII, pero que se volvió a usar a fines del siglo XIX y en la actualidad. En la “antigüedad” consideraban que el calor era una manifestación del movimiento. Es decir, que el calor estaba relacionado con la agitación de pequeñas partículas de materia que componían los cuerpos. Pero, hasta el siglo XVIII no se hizo ninguna teoría ni experiencia que fuera consistente con la idea.

En el siglo XVIII comenzó a haber una aceptación gradual de que existía una materia “invisible de fuego” sin peso, fluida (*flogisto*) que era poseída por la madera, carbón, etc. (i.e. por aquellos elementos que se quemaban). Desafortunadamente, el fluido invisible dio lugar a otra ficción: el **calórico** (llamado así por Lavoisier)¹: un fluido indestructible, sin peso, autorepelente. El calor “era” una nueva forma de materia (algunos griegos también lo habían considerado así muchos siglos antes). El calórico fluía de los objetos ‘calientes a los fríos’ y la imposición del modelo fue bastante útil durante un tiempo.

El primer ataque a la teoría del calórico fue realizado por Benjamin Thomson (conde de Rumford) en 1798². Más allá de su historia personal fascinante, contempló mientras perforaban unos cañones que se liberaba gran cantidad de calor en el proceso. Fue midiendo la temperatura hasta que hirvió el agua (tardó dos horas y media).

Los “caloristas” hubieran dicho que se extraía el “calórico”. Pero Rumford demostró que se podía seguir generando calor mientras se realizara trabajo. Era “inextinguible”. Por lo tanto no podía ser una sustancia material. El concepto de calórico se fue extinguiendo. A



finales del siglo XIX y principios del XX se “reconoció” que el calor es la energía de movimiento de los átomos que constituyen la materia.

Liliana I. Perez, María T. Gareta, Guillermo D. Santiago

Conocemos varias formas de energía ORGANIZADA: cinética, potencial (gravitatoria, elástica, electromagnética) que surge de considerar que los átomos o moléculas actúan en forma organizada. Pero, se puede impartir a los cuerpos un movimiento desorganizado en su interior, no del cuerpo, sino de las partículas que forman el cuerpo. **La energía térmica es la energía cinética del micromundo...**

Calor: es la energía térmica en tránsito. i.e. es la energía del movimiento aleatorio de las moléculas transferidas de un cuerpo a otro. **Un cuerpo almacena energía térmica; no almacena calor!!!**. Se transfiere calor (parecido a la noción de viento como aire en movimiento). La energía térmica de un objeto puede ser aumentada o disminuida por distintos mecanismos: golpeando, frotando (i.e. haciendo trabajo), poniéndolo en contacto con algo a mayor temperatura o iluminándolo (radiación).

Sensaciones de frío y de calor: son perceptibles con otros sentidos, además del tacto. Por ejemplo, al ver un paisaje nevado a través de una ventana, tendremos sensación de frío.

Estado térmico de un cuerpo: es un conjunto de cualidades relacionadas con las sensaciones de frío y de calor. Pero, desgraciadamente, el tacto no es un sensor objetivo para determinar el estado térmico. Pero se pueden definir magnitudes objetivas para indicar cuán caliente o frío está un objeto. ¿Cómo podemos asegurar que dos objetos están “igual de frío o de caliente”? Como a dos cuerpos que están “igual de caliente o de frío” se les dice que están en equilibrio térmico, la pregunta se transforma en: **¿cómo podemos asegurar que dos cuerpos estén en equilibrio térmico?**

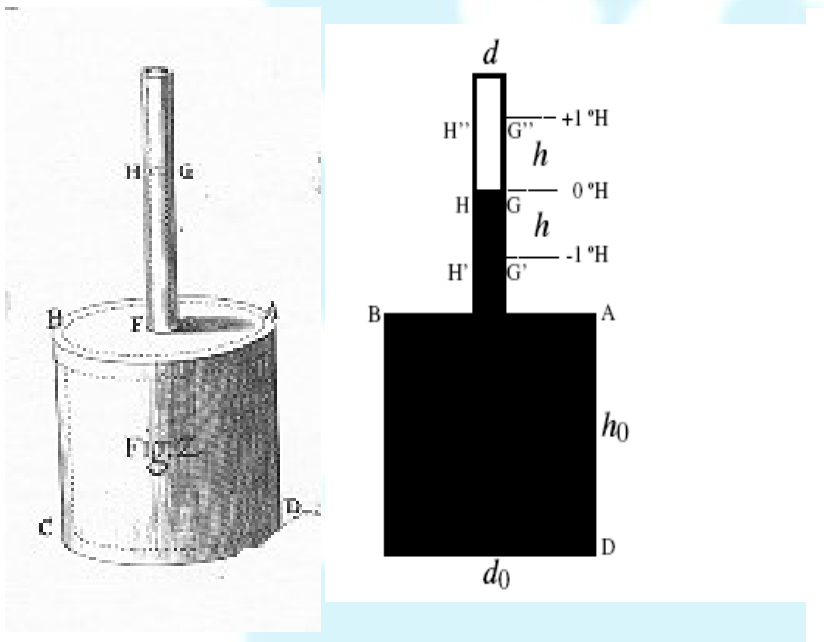
1.2. Las mediciones del “calor” y el concepto de temperatura

En la figura está representado uno de los instrumentos pioneros para medir la temperatura. ¿Cómo funciona? Galileo Galilei aprovechó una conocida propiedad de la mayoría de las sustancias: se contraen con el frío y se dilatan con el calor. Con “más calor” aumenta el volumen del aire (se dilata) y el menisco baja (el líquido baja). Si se hace una graduación (que depende de la presión atmosférica) se puede hacer una medición del estado térmico relativo. Se usaba agua y alcohol etílico (“espíritu de vino”). Pero la dependencia con la presión atmosférica era un problema. Por eso éste no es un verdadero termómetro.





Se intentaron otras sustancias y con recintos cerrados (para que no dependiera de la presión atmosférica). R. Hooke (1665) hizo el primer termómetro con un punto fijo (el de congelación del agua, llamado 0).



En 1702, el alemán O. Roemer diseñó un termómetro con dos puntos fijos como había propuesto Galeno siglos antes (el punto de congelación y el de ebullición del agua).

En 1709 Fahrenheit fabricó un termómetro de alcohol que tenía 2 puntos fijos. Pero el “cero” debía ser el más bajo, el “más frío existente”: el punto de equilibrio de agua con sal y hielo: 0°F (A). Un punto fijo era el punto de ebullición del agua y otro el de congelación.

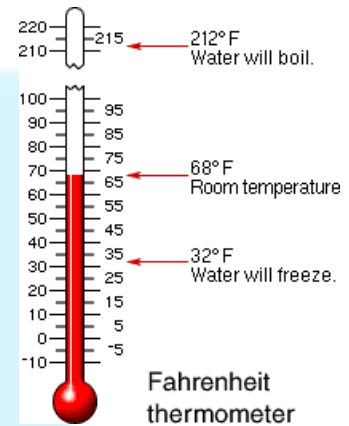
Liliana I. Perez, María T. Gareta, Guillermo D. Santiago

Pero... qué números ponerles? Hizo algo más que complicado. Marcó 2 puntos: el de congelación del agua (B) y el de ebullición del agua (C). Y los comparó con el “CERO” (A): AC lo dividió en 12 y luego en 8, BC en 180 y así le queda B en 32 y C en 212. Entonces:

Punto de equilibrio de agua con sal y hielo: 0°F

Punto de congelación del agua: 32°F

Punto de ebullición del agua: 212°F.



Pero uno de los problemas era el uso de agua o alcohol como sustancia que se dilatava o contraía. En 1714 Fahrenheit hizo el primer termómetro que medía la dilatación y contracción del mercurio en respuesta a la variación de temperatura.

Con la llegada del sistema métrico, en 1742 Celsius tomó, **para el termómetro de mercurio**, como puntos fijos el de congelación y ebullición del agua (asignándoles valores 0 y 100, respectivamente) y, lo que hacía las lecturas más sencillas, dividió la escala en 100 (por eso se llama escala centígrada) . Además comprobó que el punto de fusión del agua era independiente de la latitud y de la presión atmosférica. Pero como el de ebullición dependía de la presión atmosférica, hizo mediciones precisas y determinó la dependencia del punto de ebullición con la p_{atm} (propuesto por Huygens aprox en 1650). Usó mercurio y un capilar con bulbo y vacío. ¿Cómo construyó la escala? Asignó

$$l_0 \Rightarrow t=0;$$

$$l_{100} \Rightarrow t_{100}$$

con lo que
$$t = \frac{l - l_0}{l_{100} - l_0} 100.$$

Luego se amplió para valores menores a cero y mayores a cien³.

A la temperatura así definida (que depende de la sustancia utilizada, es decir, agua, alcohol o mercurio) se la llama **temperatura empírica**.

Ahora podemos contestar la pregunta original. **¿Cómo podemos asegurar que dos cuerpos estén en equilibrio térmico?**

Dos cuerpos están en equilibrio térmico cuando tienen la misma temperatura.

1.3. Calor

Surge de la experiencia que no alcanza con medir la temperatura junto con las magnitudes mecánicas para describir los procesos que involucran cambio de temperatura. Experimentalmente surge que si dos cuerpos de distintas sustancias de masas m_1 y m_2 a temperaturas t_1 y t_2 ($t_1 > t_2$) se ponen en contacto se obtiene un objeto de masa $m_1 + m_2$ a temperatura t (temperatura de equilibrio). De la experiencia resulta:

- $t_2 < t < t_1$
- $t \neq \frac{t_1 + t_2}{2}$
- $t \neq \frac{m_1 t_1 + m_2 t_2}{m_1 + m_2}$ (promedio ponderado)
- $t = \frac{C_1 m_1 t_1 + C_2 m_2 t_2}{C_1 m_1 + C_2 m_2}$ donde los C_j no dependen de las m_j sino de la naturaleza

química de las sustancias y se los denomina Calores Específicos.

Reordenando la última expresión, resulta que **en el equilibrio térmico** a temperatura t se cumple

$$t(C_1 m_1 + C_2 m_2) = C_1 m_1 t_1 + C_2 m_2 t_2$$

$$C_1 m_1 (t_1 - t) + C_2 m_2 (t_2 - t) = 0$$

Definiendo como calor $Q \equiv m C \Delta t$, podemos decir que la cantidad de calor entregada por el cuerpo a mayor temperatura es igual a la cantidad de calor absorbida por el más frío. Es decir, $Q_1 + Q_2 = 0$

Está claro de la definición que si $Q_j > 0$ debe $\Delta t > 0$ la masa m_j “absorbe calor” i.e. decimos que aumenta su **energía térmica**.

La unidad de medición de Q es la **caloría** y su símbolo es cal. Hasta mediados del siglo XIX se consideró una unidad fundamental (como el kilogramo, el metro, los grados Celsius y el segundo). Más adelante veremos que no es necesario considerarlo de esta manera.

En la tabla se indican los valores aproximados de calores específicos de distintas sustancias. Como podemos observar, para elevar en un grado un kilogramo de agua se

Liliana I. Perez, María T. Gareta, Guillermo D. Santiago

necesitan 1000 cal, mientras que para aumentar en un grado un kilogramo de hormigón se necesita menos, solo 160 cal.

Pero también se observa, de la experiencia, que una masa puede absorber calor y no cambiar su temperatura (por ejemplo, calentamos una masa de hielo en equilibrio con agua y hasta que no se derrita todo el hielo, la temperatura sigue siendo 0°C). En consecuencia, la ecuación anterior no refleja la existencia de cambios de fase. Para tenerlos en cuenta, se definen los calores latentes de **fusión** (calor requerido para convertir un sólido en un líquido a la misma temperatura) y de **vaporización** (calor requerido para convertir un líquido en un gas a la misma temperatura).

SUSTANCIA	Capacidad calorífica [cal/g°C]
Acero	0,12
Agua (a 15°C)	1
Aire	0,24
Alcohol	0,58
Aluminio	0,215
Cobre	0,0924
Fibra de vidrio	0,19
Granito	0,19
Hielo (-5°C)	0,50
Hierro	0,107
Hormigón	0,16
Ladrillo	0,20
Latón	0,092
Madera de pino	0,60
Madera de roble	0,57
Oro	0,0308
Plata	0,056
Plomo	0,0305
Poliestireno expandido	0,40
Poliuretano expandido	0,38
Tierra seca	0,44
Vidrio	0,20

SUSTANCIA	T _{fusión} [°C]	Calor latente de fusión [cal/g]	T _{vaporización} [°C]	Calor latente de vaporización [cal/g]
Alcohol	-114	25	78	201
Plata	960	25	1950	520
Cobre	1083	50	2330	1110
Agua	0	80	100	580
Mercurio	-39	2,8	357	72
Plomo	327	5,7	1730	220
Carbono	3540	5,7	4000	12000

Vamos a hacer unos ejemplos de aplicación con detalle.

1.4. Ejemplos

Ejemplo 1: En un recipiente que contiene una mezcla en equilibrio de agua y hielo con una masa total de 1,2 kg se introduce lentamente un bloque de cobre de 3,5kg a una temperatura de 80°C. Cuando se alcanza el equilibrio, la temperatura del agua es 8°C. ¿Cuánto hielo existía en el agua antes de que el bloque de cobre se introdujera? Despreciar la capacidad calorífica del recipiente.

El enunciado dice que hay una mezcla de hielo y agua en equilibrio, lo que significa que está a 0°C (es la única temperatura, en condiciones normales de presión, a la que puede haber agua líquida y agua sólida). Luego se introduce el bloque de cobre y se lo hace lentamente. ¿Por qué dice esto? Porque así nos aseguramos que no hay un brusco cambio ni en la mezcla ni en el bloque. Por otra parte, nos dicen que la temperatura final del agua es de 8°C (lo que significa que esa es la temperatura final del bloque). Es decir, hubo una transferencia de calor del bloque a la mezcla agua-hielo que permitió que se derritiera el hielo y aumentar la temperatura del agua hasta 8°C. Observemos que nos dicen que despreciemos la capacidad calorífica del vaso, i.e., consideramos que no cambia absorberá ni entregará calor.

¿Cuánto calor transfirió el bloque de cobre? Para ello debemos buscar cuál es la capacidad calorífica del cobre. Encontramos que vale 0,0924 cal/g°C¹. Entonces, el calor transferido del cobre a la mezcla fue de

$$Q = m C \Delta T = 3,5\text{kg} * 0,0924 \frac{\text{cal}}{\text{gK}} * (80^\circ\text{C} - 8^\circ\text{C})$$

Así

$$Q = 3500\text{g} * 0,0924 \frac{\text{cal}}{\text{g}} * 72 = 23,2848 \text{kcal}$$

Este calor fue el absorbido por la mezcla. ¿De qué manera? Una cierta cantidad Q_1 para transformar la masa m_{hielo} en agua a 0°C y el resto (Q_2) para elevar la temperatura de la masa total de agua $m_{\text{agua}}=1,2\text{kg}$. Esta última cantidad es fácil de determinar

$$Q_2 = m_{\text{agua}} * C_{\text{agua}} * 8^\circ\text{C} = 1,2\text{kg} * 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} * 8 = 9600 \text{cal} = 9,6 \text{kcal}$$

Por lo tanto el calor utilizado para transformar el hielo en agua fue de $(23,29 - 9,60) \text{kcal} = 13,69 \text{kcal}$. Como

$$Q_2 = m_{\text{hielo}} * C_{\text{latente de fusión}} = m_{\text{hielo}} * 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$$

Entonces

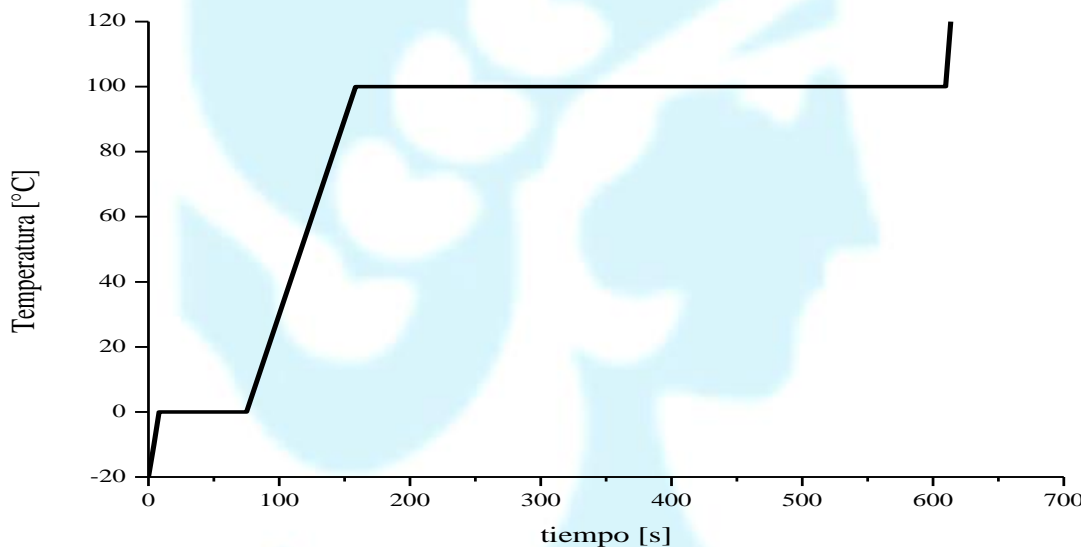
$$m_{\text{hielo}} = \frac{Q_2}{80 \frac{\text{cal}}{\text{g}}} = \frac{13690}{80} \text{g} = 171,06 \text{g} = 0,171 \text{kg}. \quad \text{Lo que responde a nuestro problema.}$$

¹ Recordemos que una diferencia de temperatura de 1K es igual a la de 1°C porque $T[\text{K}] = t[^\circ\text{C}] + 273$. (no es lo mismo una diferencia de 1°F a la de 1K...¿por qué?), por lo que $1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} = 1 \text{ cal/gK}$

Liliana I. Perez, María T. Garea, Guillermo D. Santiago

Ejemplo 2: Se tienen 2kg de hielo a -20°C a presión atmosférica. Se va calentando lentamente en forma uniforme (es decir, la cantidad de calor entregada por unidad de tiempo es constante) hasta que alcanza una temperatura de 120°C . Se va midiendo la temperatura en función del tiempo y se obtiene el gráfico mostrado. Sabiendo que el calor latente de fusión del agua es de 80kcal/kg , el calor latente de vaporización de 580kcal/kg y que en todo el rango de temperaturas, las capacidades caloríficas del hielo, del agua y del vapor de agua, respectivamente, $0,5\text{kcal/kg }^{\circ}\text{C}$, $1\text{kcal/kg}^{\circ}\text{C}$ y $0,48\text{kcal/kg}^{\circ}\text{C}$ (consideradas cada una independiente de la temperatura, lo que es solo una aproximación)

- Determinar el calor necesario para transformar el hielo en vapor.
- Explique la relación entre las pendientes de las rectas que corresponden a los estados sólido, líquido y gaseoso y entre el tiempo requerido para la fusión y para la vaporización.
- ¿Puede estimar la velocidad de transferencia de calor a la que fue sometido?



- Como los pasos necesarios para fundir el hielo, transformarlo en vapor y aumentar la temperatura del vapor fueron:
 - elegir la temperatura del hielo hasta elevar su temperatura a 0°C
 - fundir el hielo
 - elegir la temperatura del agua líquida hasta 100°C
 - vaporizar toda el agua líquida
 - elegir la temperatura del vapor

calcularemos los calores que fueron transferidos en cada etapa.

Liliana I. Perez, María T. Gareta, Guillermo D. Santiago

$$1) Q_1 = m C_{hielo} (T_{final} - T_{inicial}) = 2\text{kg} \cdot 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (0^\circ\text{C} - (-20^\circ\text{C})) = 20000\text{cal} = 20\text{kcal}$$

$$2) Q_2 = m L_{fusión} = 2\text{kg} \cdot 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}} = 160000\text{cal} = 160\text{kcal}$$

$$3) Q_3 = m C_{hielo} (T_{final} - T_{inicial}) = 2\text{kg} \cdot 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (100^\circ\text{C} - 0^\circ\text{C}) = 200000\text{cal} = 200\text{kcal}$$

$$4) Q_4 = m L_{vaporización} = 2\text{kg} \cdot 580 \frac{\text{cal}}{\text{g}} = 1160000\text{cal} = 1160\text{kcal}$$

$$5) Q_5 = m C_{hielo} (T_{final} - T_{inicial}) = 2\text{kg} \cdot 0,48 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (120^\circ\text{C} - 100^\circ\text{C}) = 19200\text{cal} = 19,2\text{kcal}$$

En consecuencia, el calor entregado para hacer el proceso completo fue de 1559,20kcal.

b) La respuesta se obtiene de las definiciones. Como la capacidad calorífica es la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado a un gramo de la sustancia, cuanto mayor sea la capacidad calorífica, mayor será el calor requerido. Y como se está entregando calor a tasa constante, se necesitará más tiempo para elevar en un grado la misma masa de agua que de hielo. Así la pendiente será mayor para el hielo que para el agua. En el gráfico no es posible comparar hielo y vapor porque las capacidades caloríficas son lo suficientemente parecidas como para no quedar a la vista. Con respecto a los tiempos requeridos para la fusión y para la vaporización, la cantidad de calor necesaria para fundir un gramo de hielo será menor que la cantidad de calor necesaria para vaporizar un gramo de agua, por lo que se necesitará más tiempo para vaporizar toda el agua que para fundir todo el hielo.

c) Midiendo sobre el gráfico, podemos ver que 700s corresponden a 14cm. El tiempo de vaporización (9cm aproximadamente) fue entonces de 450s, aproximadamente. El calor entregado en esa etapa fue de 1160kcal por lo que la “velocidad de transferencia o tasa” fue de 2,58kcal/s. Lo podríamos haber estimado también con el tiempo de fusión o el correspondiente a elevar la temperatura del agua líquida. ¿Lo hacen?

¹ http://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_cal%C3%B3rica

² <http://www4.ncsu.edu/~kimler/hi322/Rumford-boring.html>

³ Esta escala (llamada Celsius) usa como sustancia termométrica al mercurio. Si usáramos otra sustancia e hiciéramos lo mismo, tendríamos $t' = \frac{l' - l'_0}{l'_{100} - l'_0} \cdot 100$ y $t \neq t'$ en general porque las distintas sustancias

no siguen la misma ley de dilatación. Además, ojo! No se considera la dilatación que experimenta el vidrio y ni la dependencia con la forma del capilar (se considera cilíndrico).