

CALOR Y TRABAJO EN LA ENSEÑANZA DE LA TERMODINÁMICA

A. González Arias, Dpto. Física Aplicada, Universidad de La Habana

RESUMEN

Calor y Trabajo se encuentran en la base de la Termodinámica. Ambos conceptos son parte integrante de la Primera Ley, y el primero de ellos también está asociado a la Segunda Ley. Sería de esperar, por tanto, que ambos términos estuvieran muy bien definidos en la literatura docente, sin dar lugar a dudas o ambigüedades. En la práctica sucede todo lo contrario. De aquí que se examinen en detalle las definiciones de calor y trabajo proporcionadas por varios textos conocidos de Física General y Termodinámica. El procedimiento conduce a la introducción de dos definiciones razonablemente simples, modernas e independientes, y que no desmerecen en rigurosidad. Adicionalmente se destaca el hecho de que expresiones bastante extendidas, tales como “el sistema hace trabajo” y “se hace trabajo sobre el sistema” equivalen a utilizar indistintamente, de manera confusa y poco satisfactoria, dos referencias diferentes para describir diferentes etapas de un mismo proceso.

ABSTRACT

Heat and Work are in the basement of Thermodynamics. Both terms are included in the First Law, and the first term is also associated to the Second Law. Therefore, it would be reasonable to expect that both expressions would be very well defined in the common Thermodynamic textbooks, without giving rise to doubts or misconceptions. In practice the entire contrary happens. Due to this reason, the definitions of work and heat provided in several well-known textbooks are analyzed here. This procedure leads to the introduction of two reasonably simple, modern and independent definitions, without lack of rigorousness. Additionally, it is discussed the fact that widespread expressions such as “the system does work” and “work is done on the system” means that we are indistinctly using, in a confusing and no satisfactory way, two different reference frames to describe different stages of the same process.

INTRODUCCIÓN

La Termodinámica se imparte usualmente, de una u otra forma y con mayor o menor profundidad, en todas las especialidades asociadas a las Ciencias de la Vida y de la Tierra, en todas -o en casi todas- las Ingenierías, en gran parte de la Enseñanza Técnica y Pedagógica y desde luego, en Física, en Química y en toda la Enseñanza Media Superior (pre-universitaria).

Por otra parte, los conceptos *calor* y *trabajo* se encuentran en la base de la Termodinámica. Ambos son parte integrante de la primera ley, y el primero de ellos también está asociado a la segunda mediante la eficiencia de las máquinas térmicas. Tener una noción clara de lo mismos es esencial para que cualquier estudiante aprenda a razonar correctamente en términos termodinámicos y sea capaz de profundizar por sí mismo en el estudio de la disciplina. Sería de esperar, por tanto, que ambos términos estuvieran muy bien definidos en la literatura docente, sin dar lugar a dudas o ambigüedades. En la práctica sucede todo lo contrario, como se verá más adelante.

Ha sido precisamente la falta de coincidencia entre las definiciones propuestas por diferentes

autores lo que nos condujo a analizar en detalle las definiciones de calor y trabajo que aparecen en varios textos conocidos de Física General y Termodinámica. Casi todos han sido utilizados alguna vez como textos básicos o de consulta en diferentes facultades de la Universidad de La Habana y de otras universidades nacionales. Varios aún se utilizan, en nuevas ediciones o incluso en la misma edición. Como resultado del análisis, fue posible encontrar dos definiciones razonablemente simples y compatibles con los conceptos modernos de calor y trabajo. A pesar de la relativa simplicidad de sus enunciados, las definiciones propuestas resultan ser lo suficientemente generales como para no desmerecer en rigurosidad científica.

Todas las definiciones analizadas a continuación pertenecen a textos que siguen la formulación usual de Poincaré (1908), basada en definiciones de variables mensurables. En el apéndice 1 se exponen brevemente algunos criterios sobre los textos que siguen la formulación matemática alternativa de Carathéodory (1909), identificada por su carácter lógico, abstracto y postulacional¹. La práctica ha demostrado ampliamente que, desde el punto de vista didáctico, ésta última formulación resulta totalmente inadecuada para una primera aproximación al estudio de la Termodinámica.

Calor

Tabla 1.

En la Tabla 1 se reproducen las definiciones de calor y trabajo proporcionadas por los textos mencionados anteriormente. Unas se destacan por su falta de precisión y transparencia (definición de trabajo en /3/ y /4/), otras por su falta de actualización /1/, y otras son francamente desafortunadas y pueden conducir a falsas interpretaciones de la realidad /2/.

En /2/ el calor y el trabajo se definen en función de los “parámetros externos e internos”. Según esa misma referencia, “...los parámetros externos son cantidades que están determinadas por la posición de cuerpos externos que no entran en nuestro sistema. Ejemplo: el volumen del sistema ...la intensidad de un campo de fuerzas ... etc.”. Por el contrario, la presión del sistema, su densidad y magnetización son parámetros internos. Y aunque no aparece claramente expresado en el texto, aparentemente la temperatura T es también un parámetro interno. En la definición de calor y trabajo se menciona la energía “transmitida por un sistema”. No queda claro si la definición también sería válida para la energía “recibida por un sistema”. Sin embargo, no hay necesidad de esclarecer esta aparente omisión para llegar fácilmente a la conclusión de que las definiciones en /2/ resultan bastante confusas y llegan incluso a contradecir los criterios comúnmente establecidos sobre el calor y el trabajo.

Por ejemplo, considere la solidificación de cualquier sustancia a una presión determinada y el correspondiente calor de solidificación, $-Q_{\text{FUSIÓN}}$. Si a este proceso se le aplican las definiciones en /2/, como el cambio de estado tiene lugar a una temperatura T esencialmente constante, no habrá variación de los parámetros internos. El volumen (parámetro externo) variará durante la solidificación, en mayor o menor grado según la sustancia considerada. Habría que considerar, por tanto, que la transmisión de energía al medio ambiente durante la solidificación es en forma de trabajo, por estar asociada a una variación de volumen a T constante, y no de calor, como ocurre en realidad. Pudiera alegarse que la variación del volumen trae aparejada una variación de la densidad (parámetro interno) y, por tanto, además del trabajo habría también flujo de calor. Pero es que las definiciones propuestas en /2/

Ref.	Calor (Q)	Trabajo (W)
2	Se hace un recuento histórico hasta llegar al equivalente mecánico del calor, sin que se proporcione una definición independiente de la de trabajo.	$\int F \cdot dr$
3	Cantidad de energía transmitida por un sistema sin variación de sus parámetros externos.	Cantidad de energía transmitida por un sistema con variación de sus parámetros externos.
4	Flujo de energía a través de la superficie que limita al sistema, como consecuencia de un gradiente de temperatura.	Calor y trabajo se refieren a dos mecanismos diferentes de transferencia de energía entre sistemas y su medio exterior.
5	Energía transferida de uno a otro sistema en escala atómica, sin que se realice trabajo, mediante interacción térmica	a) Hecho sobre un sistema: incremento (positivo o negativo) de la energía media de un sistema adiabáticamente aislado. b) Si hay decremento (positivo o negativo) el trabajo es hecho por el sistema.
6	Energía media transferida de un sistema a otro como consecuencia de una interacción puramente térmica	Intercambio de energía por “interacción mecánica pura” entre dos sistemas térmicamente aislados

no especifican lo que sucede cuando varían los parámetros internos. Solo se refieren a la variación o constancia de los parámetros externos (ver Tabla 1). No es difícil llegar a la conclusión de que, basándose solamente en estas definiciones, resulta muy difícil -por no decir imposible- diferenciar claramente el calor del trabajo en determinados procesos.

El análisis anterior también es válido para la fusión, sublimación, licuefacción y, en general, para cualquier cambio de estado de agregación. Es válido igualmente para cualquier cambio de fase de primer orden que tenga lugar a p y T constantes con $\Delta H = Q_p \neq 0$ (cambios de fase cristalina, recristalizaciones). En la expresión anterior $H = E + pV$ es la entalpía y Q_p el calor a presión constante.

Los ejemplos anteriores, donde hay presente un flujo de calor a T constante, también tienden a invalidar la definición propuesta en /3/, donde se exige la existencia de un gradiente de temperatura para que exista el mencionado flujo.

Las definiciones de calor en las referencias /4/ y /5/ son aceptables, siempre y cuando se defina

previamente el significado de “interacción térmica”. Como la interacción térmica ocurre a nivel microscópico, donde átomos y moléculas se mueven desordenadamente, es posible adoptar para el calor una definición independiente del concepto de interacción térmica de la siguiente forma:

“Calor: transferencia de energía en forma microscópica y desordenada”. (1)

La definición anterior no sólo permite caracterizar el flujo de calor entre dos sistemas; también permite considerar el calor intercambiado de una región a otra de un mismo sistema.

Si un sistema incrementa su energía interna E al recibir una cierta cantidad de calor Q proveniente del medio ambiente, el proceso suele simbolizarse por la expresión analítica

$$Q = \Delta E. \quad (2)$$

El convenio de signos es aquí muy sencillo. Un valor positivo de Q indica un incremento ΔE de la energía interna, donde el sistema A gana o recibe energía en forma de calor, proveniente del medio ambiente A' (ver Figura 1). Un valor negativo indicará, por tanto, una disminución de la energía interna, con el calor pasando de A hacia A' .

El calor así definido es una magnitud perfectamente *mensurable* en forma independiente del trabajo. Históricamente, como unidad de medida se tomó la *caloría*, definida como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1°C^a .

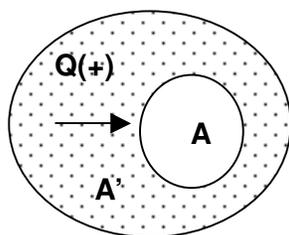


Figura 1

Trabajo

La relativa simplicidad con que se logra definir el significado del calor desaparece cuando la transferencia de energía se refiere al trabajo. La razón es que existen diferentes tipos de trabajo (mecánico, eléctrico, magnético) y no resulta evidente encontrar lo que es común a todos ellos y que, a la vez, los diferencia del calor. Así, por ejemplo, las definiciones de trabajo en /4/ y /5/ dejan bastante que desear. En /5/ no se considera la posibilidad de trabajo eléctrico o magnético, y la definición en /4/ resulta bastante confusa.

Con el ánimo de llegar a una definición de trabajo que fuese lo más general posible y que, además, fuera compatible con la definición en (1), se analizaron las relaciones para el trabajo y la energía que usualmente se derivan en los cursos de Mecánica. Estas relaciones aparecen resumidas en la Tabla 2, donde se utilizan los símbolos E_c , E_p y E_M para designar la energía cinética, potencial y mecánica. El trabajo de la fuerza resultante y los trabajos conservativo y no conservativo se designan por W_R , W_C y W_{NC} , respectivamente. Las expresiones de la Tabla, en el caso (I), se refieren a algún cuerpo o sistema A sobre el cual actúa una fuerza aplicada por algún otro sistema A' . En Mecánica el sistema A' usualmente no se toma en cuenta; ni siquiera se menciona. Así, un cuerpo cualquiera al que se le aplica una fuerza de fricción variará su energía mecánica, sin que usualmente nos interese lo que le sucede al otro cuerpo cuya superficie ha interaccionado con el cuerpo objeto de estudio. La representación correspondiente al flujo de energía en forma de trabajo sería similar a la Figura 1, sustituyendo el calor por el trabajo W .

Tabla 2.

(I) Mecánica de la partícula	
Teorema del trabajo y la energía	$W_R = \Delta E_C$
Trabajo de una fuerza conservativa	$W_C = -\Delta E_P$
Trabajo no conservativo	$W_{NC} = \Delta E_M$
(II) Mecánica de los Sistemas de Partículas	
Teorema del trabajo y la energía	$W_{R(\text{externo})} + W_{R(\text{interno})} = \Delta E_C^b$

En el caso (II) las variaciones de energía en el sistema pueden ser originadas tanto por fuerzas externas como por fuerzas internas.³ Sin embargo, siempre será posible *redefinir* nuestro sistema para considerar el trabajo de interés como externo al mismo, de forma que no haya diferencias esenciales con el caso (I).

Un error bastante extendido, y que usualmente induce a confusión en los estudiantes, es referirse al trabajo realizado *por el sistema*. El trabajo se define para las fuerzas, no para los sistemas. En un determinado sistema habrá tantos trabajos como fuerzas haya desplazándose.

^aActualmente la caloría se encuentra redefinida sobre la base de las unidades del Sistema Internacional; 1 cal = 4.1868 J.

^bLa energía cinética del sistema de partículas se define como la suma de las energías cinéticas de todas las partículas en el sistema.

En Mecánica las fuerzas involucradas en un proceso y el correspondiente trabajo realizado siempre son *macroscópicos*, y en principio se podría considerar al trabajo como una *transferencia de energía en forma macroscópica*, para diferenciarlo del calor microscópico en (1). Sin embargo, en los casos eléctrico y magnético el trabajo también puede ser *microscópico* (i.e., trabajo de polarización y de magnetización). No obstante, en estos casos siempre aparece (o desaparece) un cierto *orden* asociado a la transmisión de energía, a causa de la redistribución ordenada de las cargas o a la alineación de los dipolos eléctricos o magnéticos. Esta particularidad de los trabajos eléctrico y magnético permite redefinir el trabajo desde el punto de vista termodinámico, de forma razonablemente simple y general, sin incompatibilidades con los conocimientos previos de Mecánica, y bien diferenciado de la definición de calor en (1), como

"Trabajo: transferencia de energía
en forma ordenada y/o macroscópica" (3)

Las definiciones anteriores (1) y (3) han sido adoptadas por el autor durante la impartición de varios cursos introductorios de Termodinámica, con resultados razonablemente satisfactorios. Una versión escrita de estos cursos puede ser consultada en la WEB^a.

Para establecer un convenio de signos similar al del calor en la Figura 1, bastaría considerar positivo el trabajo W' cuando hay un incremento de energía interna ΔE . Sin embargo, este proceder introduciría la dificultad de que, al aplicar la primera ley, obtendríamos expresiones donde se encontrarían mezclados parámetros de estado del sistema y del medio ambiente. Esto haría prácticamente imposible la definición posterior de cualquier función termodinámica que dependa exclusivamente de los parámetros del sistema.

Así, por ejemplo, si consideramos el trabajo reversible de expansión o compresión de un gas ideal (Figura 2), es correcto considerar el trabajo W' como positivo cuando el gas se comprime y se incrementa su energía interna. La correspondiente expresión analítica sería

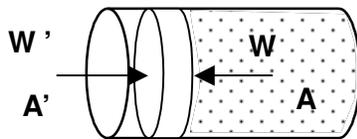


Figura 2

$$W' = \Delta E \quad (4)$$

Si se utiliza la notación diferencial con el fin de simplificar las expresiones^b, es posible expresar el trabajo como $\delta W' = p'dV$, donde p' es la presión *externa* al sistema. Al sumar las relaciones (2) y (4) para llegar a la primera Ley, se obtiene:

$$Q + W' = \Delta E$$

$$\delta Q = dE - p'dV \quad (5)$$

Como p' es la *presión externa*, y no la ejercida por el gas, no sería entonces posible definir posteriormente las restantes funciones de estado o potenciales termodinámicos del sistema^c pues la energía interna en (5) es función de estado^d, pero p' no es un parámetro de estado del sistema, sino del medio ambiente.

Afortunadamente, es posible sustituir en (4) la presión externa p' por la presión p del sistema con sólo cambiar el signo del trabajo. Esta última afirmación se demuestra fácilmente al recordar que *el trabajo reversible es el único que puede ser representado analíticamente en Termodinámica*. Durante el trabajo reversible el proceso ocurre esencialmente en equilibrio (o tan cercano a él como se quiera). Examinando el caso simplificado de una fuerza constante en la Figura 2, tendremos que $\mathbf{F}' = -\mathbf{F}$, y como el área de la pared móvil es común al sistema y al medio ambiente, $p' = p$. Entonces, si d es el desplazamiento de la pared durante el proceso y V el correspondiente volumen barrido;

$$W' = \mathbf{F}' \cdot \mathbf{d} = F'd \cos \theta = p' A d \cos \theta = p' V \cos \theta,$$

con una expresión análoga para W , donde aparece p en vez de p' y el resto de los parámetros no varía. Como los valores de F' , A , d , V y p' son modulares, tanto el signo de W' como el de W dependerán exclusivamente del valor de $\cos \theta$. En la compresión W' es positivo ($\theta = 0$) y W es negativo ($\theta = 180^\circ$). Durante la expansión se intercambian los signos. En general, para ambos procesos se cumple que $W' = -W$. La generalización a fuerzas variables en tres dimensiones es inmediata^e.

Sustituyendo $W' = -W$ en (4) y p' por p , se obtiene finalmente:

$$Q = \Delta E + W$$

$$\delta Q = dE + p dV \quad (6)$$

^awww.geocities.com/fisgeo2000, ó www.fisica.uh.cu/bibvirtual/fis1y2.

^bEste razonamiento puede extenderse a estudiantes sin conocimientos previos de cálculo considerando una variación ΔV muy pequeña, de forma que la presión p' se puede considerar aproximadamente constante durante la variación de volumen.

^cPor ej., la energía libre de Gibbs, $G = E - TS + pV$.

^d $E = E(p, V, T, \dots)$

Ahora tanto la presión como el volumen son parámetros de estado de nuestro sistema. Si, por ejemplo, la presión se mantiene constante,

$$Q_p = \Delta E + p\Delta V = \Delta H,$$

y el calor a presión constante pasa a ser función del estado del sistema. La importancia de las funciones de estado o potenciales termodinámicos es que, como su valor depende sólo de los estados inicial y final del proceso, constituyen la única vía para calcular calores y trabajos en procesos reales *irreversibles*, en los cuales las características del sistema en los estados intermedios se desconocen totalmente.

Note que el convenio de signos inicial no ha variado: en ausencia de calor, la energía interna aumenta cuando el gas se comprime (y δW , referido ahora a las variables del sistema, es negativo). Cuando el gas se expande el trabajo es positivo, y si además $Q = 0$, la energía interna disminuye. Este último es el convenio empleado usualmente en los textos de Termodinámica, pero sin que se analicen en detalle los criterios que le dieron origen. Cuando hay presente trabajo eléctrico o magnético el convenio de signos no se altera. Analíticamente, considerando un proceso donde no hay intercambio de calor y $\delta Q = 0$, tendremos que $\Delta E = -W$. Durante la expansión $dV > 0$; $\delta W = pdV > 0$, y el sistema cede energía a los alrededores. Durante la compresión $dV < 0$, $\delta W < 0$ y el sistema gana energía.

A la luz del análisis anterior queda perfectamente esclarecido que expresiones tales como “el sistema hace trabajo” y “se hace trabajo sobre el sistema”, utilizadas frecuentemente para caracterizar las variaciones de energía de un gas, o el trabajo neto realizado por una máquina térmica durante un ciclo, no son satisfactorias. En primer lugar, como se mencionó anteriormente, el trabajo es realizado por las fuerzas y no por el sistema.

En segundo lugar, de la Figura 2 queda perfectamente claro que tanto en la expansión como en la compresión reversible siempre estarán presentes dos fuerzas trabajando en equilibrio y los dos correspondientes trabajos: uno positivo y el otro negativo. Considerar que en un caso “el sistema hace trabajo” y en el otro “se hace trabajo sobre el sistema” equivale a cambiar arbitrariamente el origen de referencia de las fuerzas que actúan: en un caso sólo se considera la fuerza ejercida por el sistema y en el otro la fuerza ejercida por el medio ambiente, ignorando en cada caso la presencia de la otra fuerza.

Finalmente, en la expresión analítica del trabajo de expansión, la presión que siempre aparece es la del sistema y no la del medio ambiente. Si estamos analizando un sistema determinado, y todos los parámetros de estado se refieren a ese sistema, deberíamos referirnos siempre al trabajo realizado por nuestro sistema y no al realizado por el medio ambiente, cuyas características usualmente se desconocen. Tanto durante la expansión como en la compresión el gas trabaja.^a En el primer caso el trabajo es positivo. En el segundo, negativo. Y nada más.

CONCLUSIONES

- A partir del análisis de diversas definiciones poco satisfactorias de calor y trabajo que aparecen en textos conocidos de Mecánica y Termodinámica se proponen las siguientes expresiones generales para el calor y el trabajo. *Calor: transferencia de energía en forma microscópica y desordenada. Trabajo: transferencia de energía en forma ordenada y/o macroscópica.*
- Se hace un llamado de atención sobre las definiciones de calor y trabajo que aparecen en algunos libros de texto, para las cuales es posible encontrar fácilmente casos particulares que dan lugar a contradicciones, dificultando la correcta comprensión de estos términos por parte del estudiante.
- Expresiones como “el sistema hace trabajo” y “se hace trabajo sobre el sistema” equivalen a utilizar indistintamente dos referencias; una asociada al sistema de interés y la otra al medio ambiente. Se debería utilizar siempre una misma referencia, ligada al sistema, y no alternarla con otra asociada al medio ambiente, cuyos parámetros de estado usualmente se desconocen y no son objeto de interés.

APÉNDICE 1

Los textos que siguen la formulación de Carathéodory también suelen presentar ambigüedades en las definiciones de calor y trabajo. Por ej., H.B. Callen⁸ proporciona dos definiciones... ¿independientes?... para el calor, una cuantitativa y otra cualitativa. Sin pretender profundizar en el aspecto gnoseológico o epistemológico de la validez de tal procedimiento^b, pues el tema se escapa totalmente de los objetivos de éste artículo, resulta indispensable señalar lo siguiente.

La definición “cualitativa” proporcionada en [8] introduce, directa o indirectamente, conceptos tales como “modos atómicos ocultos” o “promedio

^aLas fuerzas por él ejercidas realizan trabajo

^b... por ejemplo; ¿por qué dos definiciones donde debería bastar con una?

estadístico". Estos conceptos requieren de conocimientos previos en otras disciplinas y, además, el "promedio estadístico" no es en realidad un término cualitativo, sino cuantitativo. Por otra parte, la definición "cuantitativa" propuesta consiste simple-

mente en definir el calor a partir de la primera ley, pero sin haber discutido ésta previamente. Resulta bastante difícil encontrar una justificación didáctica para este procedimiento en un curso básico de Termodinámica.

REFERENCIAS

¹©1995-2004 by Isidoro Martínez, Historia de la Termodinámica, (imartínez@etsin.upm.es)
<http://imartinez.etsin.upm.es/bk3/History.htm>

²FRISH, S. and A. TIMOREVA (1967): **Curso de Física General 1**, Ed. Mir.

³BAZAROV, I.O. (1969): **Thermodynamics**, Ed. R.

⁴SEARS, FRANCIS W. (1958): **Mecánica, Mov. Ondulatorio y Calor**, Ed. R. La Habana.

⁵REIF, F. (1965): **Berkeley Physics Course**, 5, Ed. R.

⁶_____ (1968): **Fundamentos de Física Estadística y Térmica**, Ed. del Castillo.

⁷SEARS, FRANCIS W. (1959): **Termodinámica**, Ed. Reverté.

⁸CALLEN, HERBERT B. (1981): **Termodinámica**, Editorial AC, España.