

Energía, calor y trabajo



¿Acaso el calor de la habitación templada no se transmite a través del vacío por las vibraciones de un medio mucho más sutil que el aire y que permanece en el vacío una vez eliminado el aire? [...] ¿Acaso las vibraciones de este medio en los cuerpos calientes no contribuyen a la duración de su calor? ¿Acaso los cuerpos calientes no comunican su calor a los cuerpos contiguos mediante la propagación de las vibraciones de este medio, de los calientes a los fríos?

Isaac Newton

EN 1673, ROBERT BOYLE (1627-1691), EN SU OBRA ENSAYO SOBRE EFLUVIOS, DESCRIBÍA EL CALOR COMO “UNA SUSTANCIA QUE PASABA DE LOS CUERPOS CALIENTES A LOS CUERPOS MÁS FRÍOS”. BOYLE SE BASÓ EN LA OBSERVACIÓN DEL AUMENTO DE PESO EN LOS METALES LUEGO DE LA CALCINACIÓN.

LA HIPÓTESIS DEL CALOR COMO SUSTANCIA ESTABA EN DESACUERDO CON LAS PROPUESTAS DE SUS CONTEMPORÁNEOS FRANCIS BACON (1561-1626) Y ROBERT HOOKE (1635-1703), QUIENES CONSIDERABAN EL CALOR COMO “EL MOVIMIENTO DE LAS PEQUEÑAS PARTÍCULAS QUE COMPONEN UN CUERPO”. ISAAC NEWTON (1643-1727) PRESENTÓ IDEAS SIMILARES, Y DE SU OBRA, LLAMADA ÓPTICA, TRANSCRIBIMOS EL FRAGMENTO CON QUE SE INICIA EL CAPÍTULO. GOTTFRIED WILHELM LEIBNIZ (1646-1716) LLAMÓ VIS VIVA A ESE MOVIMIENTO.

UN POCO MÁS TARDE, UN FÍSICO Y PROFESOR DE QUÍMICA ESCOCÉS, LLAMADO JOSEPH BLACK (1728-1799), SE INCLINABA POR LA IDEA DE CONCEBIR EL CALOR COMO “UN FLUIDO INDESTRUCTIBLE Y MENSURABLE”. COMO SE VIO EN EL CAPÍTULO 7, ANTOINE LAVOISIER (1749-1827) ACUÑÓ EL NOMBRE CALÓRICO PARA ESE FLUIDO.

¿QUIÉN ESTABA EN LO CIERTO? AÚN FALTABAN MUCHAS INVESTIGACIONES PARA LLEGAR A UNA DEFINICIÓN CONVINCENTE DE “CALOR”.

o diferentes interpretaciones
e ninguna pudo responder
qué es el calor?".

El calor

Ya viste que, en la vida cotidiana, los conceptos de **calor** y **temperatura** tienen interpretaciones similares. Cuando una persona dice "hace mucho calor", se refiere a que en el ambiente hay una temperatura elevada (figura 9-2). Cuando un cocinero aumenta el flujo de gas de la hornalla de una cocina, bien puede pensar que aumentó la temperatura de la llama. Para la Física, en cambio, el calor y la temperatura son magnitudes asociadas, aunque bien diferenciables. El calor es la energía responsable de los cambios térmicos, mientras que, a diferentes temperaturas, se produce el flujo de calor.

La cantidad de calor

Supongamos que se pone a calentar un recipiente con agua y dentro del líquido se coloca un termómetro. Si realizás esta experiencia podrás observar que, antes de que el agua empiece a hervir, la temperatura aumentará a medida que transcurra el tiempo. De la tabla de valores de la figura 9-3 se deduce que, a tiempos iguales, la temperatura se incrementa en cantidades iguales (suponiendo que no hay pérdidas de calor hacia el ambiente). Esto quiere decir que la temperatura de un **sistema** (**► El DETALLE**) es directamente proporcional al calor absorbido en el tiempo, siempre y cuando no se produzcan cambios de estado.

Si la llama del mechero no se modificó, podemos pensar que en cada intervalo de tiempo el calor que se entrega es constante. La **energía calórica** en tránsito, absorbida o cedida por un sistema, se puede cuantificar y se denomina **cantidad de calor (Q)**.

La unidad del Sistema Internacional es el joule (J). Otra unidad de uso común es la caloría (cal), que es la cantidad de calor que se debe entregar a una masa de un gramo de agua para que la temperatura pase de 14,5 °C a 15,5 °C. Equivale, aproximadamente, a 4,17 J.

Si a diferentes sustancias se les entrega la misma cantidad de calor, no se obtiene el mismo cambio de temperatura. La variación de temperatura de un sistema ΔT es directamente proporcional al calor absorbido o cedido. O sea: $Q \propto \Delta T$.

Además, la cantidad de calor necesaria para modificar la temperatura en cierta cantidad de sustancia depende de la masa de esta también en forma proporcional, es decir que: $Q \propto m \cdot \Delta T$.

Para que la expresión proporcional sea una igualdad hay que introducirte de proporcionalidad. Esa constante, que caracteriza a cada sustancia, se denomina **calor específico (c)** e indica cuán resistente es una sustancia a cambiar su temperatura.

Si introducimos la constante c en la expresión anterior, obtenemos la fórmula que nos permite determinar la cantidad de calor cedida o absorbida por un sistema: $Q = c \cdot m \cdot \Delta T$.

El calor específico se mide en $J/kg \cdot ^\circ C$ y puede determinarse experimentalmente, y por lo general, sus valores para distintas sustancias aparecen tabulados. También es habitual expresar el calor específico en $cal/g \cdot ^\circ C$.



Fig. 9-2. En los días en que decimos que "hace mucho calor", en realidad "hay una temperatura elevada".

EL DETALLE

¿Qué es un sistema?

Es habitual que en Física y en otras ciencias experimentales se utilice el término "sistema".

Un sistema es un "recorte" del entorno en el que se observan fenómenos, elegido para su estudio. Por ejemplo, si se pone a calentar agua dentro de una olla, podríamos definir el "sistema olla" cuyo contenido es agua. Las paredes de la olla serían la frontera del sistema. Generalmente se define un sistema y se lo distingue del "ambiente".

En el ejemplo anterior, en el ambiente estaría la cocina que, en este caso, es la fuente de calor.

Tiempo (segundos)	Temperatura (°C)
0	20
30	44
60	68
90	92
120	100
150	100

Fig. 9-3. La tabla muestra que, antes de que se produzcan cambios de estado, a tiempos iguales la temperatura del sistema aumenta cantidades iguales.

La energía interna de un sistema

Los materiales “encierran” distintas formas de energía, tal como estudiaste a lo largo de este libro. Hoy sabemos que los sistemas materiales están constituidos por **moléculas**. Estas se encuentran en movimiento permanente además de interactuar, unas con otras, mediante fuerzas de atracción, que se manifiestan, por ejemplo, en la formación de los líquidos y los sólidos.

Muchos movimientos moleculares pueden considerarse caóticos; por un lado, porque el movimiento de una partícula no tiene nada que ver con el de las demás y, por otro, porque los choques hacen que las velocidades individuales cambien de un instante a otro.

De acuerdo con la **teoría cinético-molecular** (**► El detalle**), en todos los estados de agregación de la materia las moléculas tienen alguna forma de movimiento. En virtud de este poseen energía cinética y, además, esta energía es incrementada por el movimiento de los átomos que componen las moléculas. La suma de estas energías se denomina **energía interna (U)** del cuerpo o sistema.

La temperatura de un cuerpo o sistema es un indicador del estado de agitación molecular y se relaciona con la energía cinética promedio de las moléculas. Esta última es diferente de la energía interna, ya que la primera es la energía cinética promedio de cada molécula, mientras que la segunda es la suma de las energías de toda la masa. La suma de las energías potenciales de todas las moléculas de un sistema se llama **energía potencial interna**.

¿Cómo podemos, entonces, distinguir entre calor y temperatura? La temperatura de un cuerpo representa el promedio de las energías cinéticas, mientras que el calor debe considerarse como la transferencia de energía que hace uso del movimiento molecular caótico, al que llamamos **movimiento térmico**.

ACTIVIDADES

5. Considerá dos recipientes: uno de un litro y otro de dos litros de capacidad. Cada uno contiene agua en ebullición y está colocado sobre una hornalla encendida. Debatí con tus compañeros y respondé.
 - a) ¿Cómo son las energías cinéticas promedio de los dos recipientes?
 - b) ¿Cómo son las energías internas de los recipientes?
 - c) Fundamentá tus respuestas anteriores y anotá tus conclusiones en tu cuaderno o carpeta.

EL DETALLE

La teoría cinético-molecular

Para describir ciertos fenómenos, por ejemplo los cambios de estado, consideramos que la materia está formada por partículas pequeñas llamadas moléculas. Estas se hallan en movimiento permanente y, según el estado de agregación en el que se encuentre la materia que componen, poseen diferentes grados de “libertad”.

En el estado gaseoso las moléculas están alejadas (a una distancia varias veces mayor que su tamaño) y, por lo tanto, rotan, vibran y hasta pueden trasladarse por todo el recipiente que las contiene.

En el estado líquido solamente pueden rotar y vibrar, porque están más cerca unas de otras, aunque todavía están contenidas en un recipiente.

Por último, en el estado sólido las moléculas están tan próximas que no pueden desplazarse ni rotar, por eso solo vibran. Todos los sólidos vibran, pero a una frecuencia característica de cada sustancia.

Esta descripción de la materia se conoce como **teoría cinético-molecular**.



Fig. 9-4. Si se entrega calor al sistema, se observará un incremento en la actividad dentro de la olla debido al aumento de la energía interna.

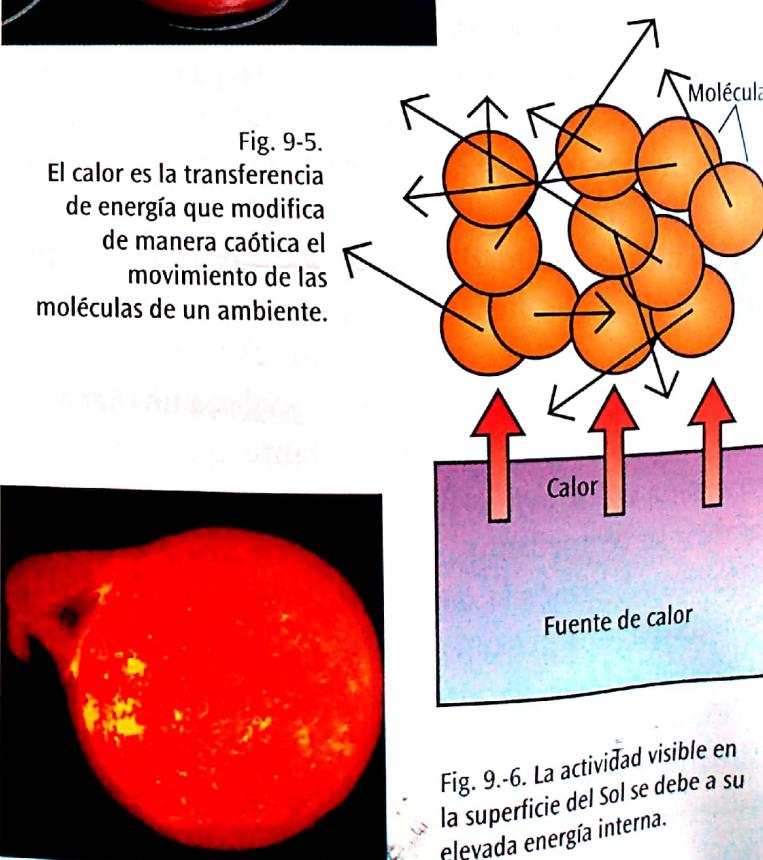


Fig. 9-6. La actividad visible en la superficie del Sol se debe a su elevada energía interna.

Escalas termométricas

Utilizando el fenómeno de la dilatación térmica, producto del aumento de la energía que posee un material, es posible construir un instrumento para medir las temperaturas: el **termómetro**.

Un termómetro convencional de laboratorio (figura 9-11) consta de un **tubo de vidrio capilar** (casi tan fino en su interior como un cabello) que se llena de alcohol o mercurio y se cierra con un **bulbo** que contiene el líquido. Sobre la parte exterior del tubo se construye una **escala termométrica**, establecida de antemano por convención. Los termómetros de estas características se llaman de **líquidos**.

Hoy en día existen **termómetros electrónicos** o **sensores**, que se pueden conectar a una computadora y así registrar temperaturas en tiempos reales.

La escala termométrica que usamos a diario se denomina **Celsius** y es centígrada: posee cien divisiones iguales que llamaremos grados celsius. En ella se toman como referencias dos cambios de estado del agua: el **punto de fusión**, que corresponde a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, y el **punto de ebullición**, que corresponde a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. En esta escala, un grado será, la centésima parte de la longitud medida entre estos dos valores. La escala Celsius es de uso habitual, pero la unidad de temperatura del Sistema Internacional es la **escala absoluta** o **escala Kelvin**.

Escalas Celsius, absoluta y Fahrenheit

En la escala absoluta la unidad de temperatura es el **kelvin (K)**, cuya denominación hace honor al físico inglés William Thomson, lord Kelvin (1824-1907).

El punto de fusión del hielo corresponde a 273 K y el de ebullición, a 373 K . También hay cien unidades entre estos valores. De hecho, la medida de $1\text{ }^{\circ}\text{C}$ equivale a la de 1 K .

¿Cómo se determina el cero en esta escala? En el siglo XIX los físicos descubrieron que los gases se contraen, en forma proporcional, a medida que disminuye la temperatura. Si esta baja hasta exactamente $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ (lo cual, en la práctica no se puede hacer), los átomos de las moléculas del gas pierden toda su energía cinética. La mayoría de los gases se licuan antes de alcanzar esta temperatura, que indica el menor nivel de energía cinética molecular posible. Al valor de $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ se le asigna el cero de la escala Kelvin y se lo denomina **cero absoluto**.

En algunos países, como Inglaterra o los Estados Unidos de América, la escala de uso habitual es la **Fahrenheit**. A las temperaturas de fusión y ebullición del agua le corresponden los valores $32\text{ }^{\circ}\text{F}$ y $212\text{ }^{\circ}\text{F}$, respectivamente. El rango comprendido entre esas temperaturas está, entonces, dividido en 180 partes iguales, las que definen el **grado Fahrenheit** ($1\text{ }^{\circ}\text{F}$).

Las equivalencias entre las escalas Celsius, absoluta y Fahrenheit se pueden observar en la figura 9-12 (► **EL DETALLE**).

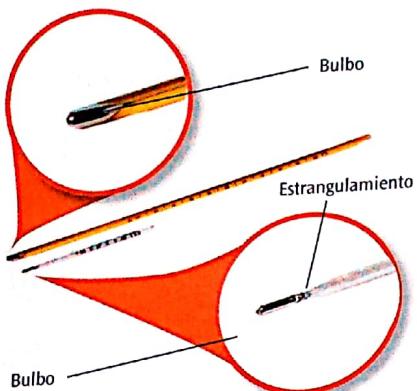


Fig. 9-11. Termómetros de columna de mercurio. El pequeño es de uso clínico y el más grande se utiliza en laboratorios.

Equivalencias de temperaturas

Las escalas Celsius y Kelvin están desfasadas, de manera que si se quiere obtener una equivalencia entre ellas se puede proceder del siguiente modo:

- Si tenemos un valor de temperatura expresado en grados celsius (T_c) y queremos convertirlo a kelvin (T_k), debemos sumar 273 al valor conocido.

$$T_k = T_c + 273$$

- Si la temperatura está dada en kelvin, se debe restar 273 para obtener su expresión en grados centígrados.

$$T_c = T_k - 273$$

Ahora bien, si T_c y T_f representan la temperatura de un cuerpo en la escala Celsius y en la Fahrenheit, respectivamente, se puede deducir la siguiente relación entre sus valores:

$$T_f = 1,8 \frac{{}^{\circ}\text{F}}{{}^{\circ}\text{C}} \cdot T_c + 32\text{ }^{\circ}\text{F}$$

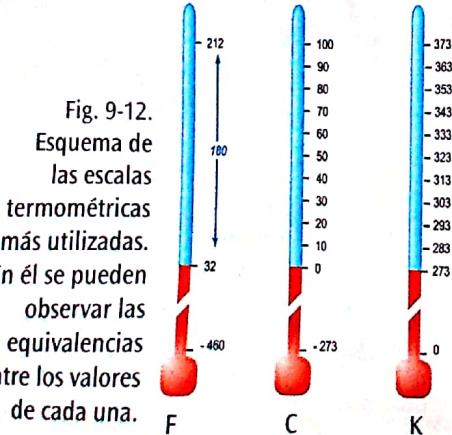


Fig. 9-12. Esquema de las escalas termométricas más utilizadas. En él se pueden observar las equivalencias entre los valores de cada una.

Calor y trabajo

Leé y analizá las siguientes situaciones:

- Al inflar los neumáticos de una bicicleta, hay un aumento de temperatura en el tubo del inflador.
- Cuando queremos cortar un alambre, podemos doblarlo una y otra vez hasta que se corta. En el alambre aumenta la temperatura en la zona del corte.
¿Qué provocó el cambio de la temperatura en las situaciones anteriores? Es evidente que en ninguna de ellas se utilizaron fuentes de calor; por lo tanto, no hubo transferencia de energía calórica. Tanto en el inflador como en el alambre se realizó trabajo mecánico sobre los objetos, ya que hubo un desplazamiento o movimiento debido a la aplicación de una fuerza. Algo parecido ocurre al frotar las manos.

El trabajo mecánico es una manifestación de la energía mecánica (E_M) que se intercambia por desplazamiento entre los cuerpos o sistemas. Por el principio de conservación, en un sistema la suma de las diferentes formas de energía debe permanecer constante. ¿Cómo se manifiesta la energía que sale del sistema cuando se realiza trabajo sobre él? En forma de calor, sea dentro del sistema o cedido al ambiente.

Analicemos otra situación. En la figura 9-17 podemos ver que el sistema, formado por la botella y el aire que contiene, absorbe calor del exterior. Esto es evidente porque se lo entregamos por medio del baño María. El aire en el interior de la botella recibe calor, aumenta su energía interna y también su temperatura. Por el aumento de temperatura el aire se dilata y efectúa trabajo mecánico sobre el ambiente.

El equivalente mecánico del calor

James Prescott Joule logró determinar en forma cuantitativa la equivalencia entre la energía mecánica entregada a un sistema y su correspondiente transformación en energía calórica (► **EL DETALLE**). Este valor se conoce como **equivalente mecánico del calor** (e).

¿Cómo obtuvo Joule este valor? Él construyó un dispositivo (figura 9-18) de 1,20 m de alto, con un tonel de 2 L de capacidad dotado de agitadores móviles y fijos. Llenó el tonel de agua, por lo tanto la masa de esta era 2 kg. Sujetas a los agitadores había dos pesas de 10 kg cada una, que, al subirlas con una manivela, acumulaban energía potencial gravitatoria. Como la energía mecánica se conserva, en cada repetición del experimento toda la energía potencial de las pesas se transforma en energía cinética de las paletas que agitan el agua. Después de unas cuarenta repeticiones, la temperatura del agua varía 1 °C, lo que evidencia que la energía mecánica entregada al agua se transformó en calor.

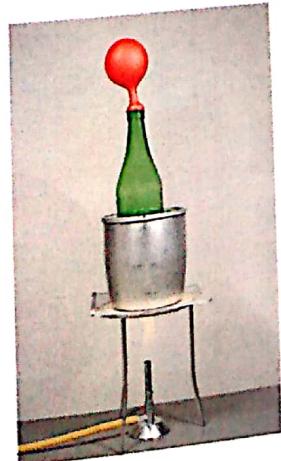
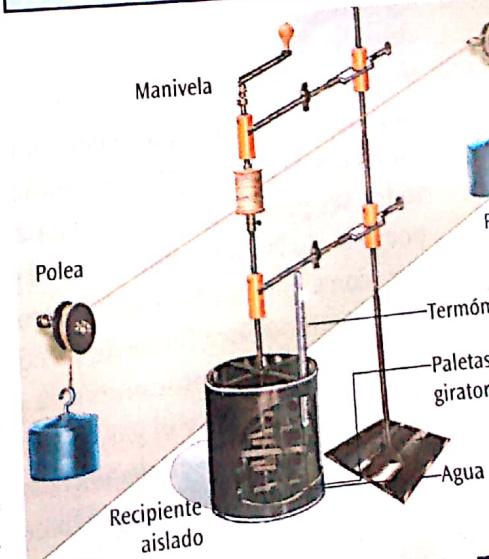


Fig. 9-17. Al recibir calor, el globo efectúa trabajo sobre el ambiente al inflarse.

Fig. 9-18. Dispositivo diseñado por James Prescott Joule, con el que logró determinar el valor del equivalente mecánico del calor.



El equivalente mecánico del calor

Utilizando el dispositivo que se describe en esta página, Joule descubrió que:

$$E_M = Q$$

Reemplazando E_M y Q por sus correspondientes expresiones para las n repeticiones:

$$2 \cdot m \cdot g \cdot h \cdot n = c \cdot m \cdot \Delta t$$

Utilizando los valores numéricos de cada magnitud:

$$E_M = 2 \cdot 10 \text{ kg} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot 40$$

$$E_M = 1 \cdot \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 2000 \text{ g} \cdot 1^\circ\text{C}$$

Si se igualan estas cantidades:

$$9600 \text{ J} = 2000 \text{ cal}$$

Estas cantidades de energía son equivalentes. Si dividimos 9600 J por 2000 cal, obtendremos el valor numérico del equivalente mecánico del calor (e):

$$e = \frac{9600 \text{ J}}{2000 \text{ cal}}$$

$$e = 4,8 \frac{\text{J}}{\text{cal}}$$

Cálculos posteriores y más precisos, que consideran las pérdidas de calor cedido al exterior, permitieron determinar el valor de 4,186 J/cal.

Los parámetros de estado de un sistema

Supongamos un recipiente cerrado que contiene un gas (figura 9-19). Consideremos que el recipiente es cilíndrico y que posee un pistón, por ejemplo, el tubo de un inflador para la bicicleta. Entre el cilindro y el pistón el ajuste es perfecto y, para simplificar, no tendremos en cuenta la acción de la fuerza de rozamiento.

Hay ciertos valores característicos del gas que determinan su **estado termodinámico** en un instante. Esos valores se llaman **parámetros de estado**.

Los parámetros de estado de un sistema gaseoso son el **volumen** (en m³), la **temperatura** (en K) y la **presión**. La presión es el efecto de una fuerza sobre una superficie y se puede calcular con la siguiente expresión:

$$p = \frac{F}{A}$$

donde p es la presión, F , la fuerza aplicada y A , el área de la superficie. En el Sistema Internacional se mide en **pascales** (1 Pa = 1 N/1 m²), aunque también se utiliza la **atmósfera (atm)**, que equivale a la presión atmosférica normal de 1.013 hPa. Para medir la presión se utiliza el **barómetro o manómetro** (figura 9-20).

Los cambios del estado termodinámico de un sistema se conocen como **evoluciones o transformaciones**.

Trabajo a volumen constante

Tomemos como ejemplo el gas contenido en un cilindro provisto de un émbolo (figura 9-21) que permite variar el volumen del gas. Además suponemos que el movimiento del émbolo no produce fricción alguna contra la cara interna del cilindro. El gas ejerce presión sobre la superficie interior del cilindro y sobre el émbolo, debido a los choques de las moléculas en movimiento constante. El sistema se encuentra en equilibrio, de modo que la presión y la temperatura son uniformes en todos sus puntos. El émbolo está en una posición fija; por lo tanto la fuerza que ejerce el gas sobre él se equilibra con el peso de la pesa y del émbolo mismo, más la presión atmosférica (es decir, en equilibrio mecánico).

¿Qué sucede si colocamos otra pesa sobre el émbolo? Este descenderá y el gas, más comprimido, tendrá menos volumen. Sus moléculas dispondrán de menos espacio y chocarán con mayor frecuencia, lo que incre-

mentará la presión. Después de cierto tiempo se alcanzará un nuevo estado de equilibrio, en el cual la presión interior compensará la exterior, que había desplazado al émbolo una distancia x hacia abajo. Calculemos el trabajo W necesario para comprimir el gas:

$$W = -F_{\text{ext}} \cdot x$$

donde F_{ext} es la fuerza externa proveniente de la pesa, el émbolo y la atmósfera. Más abajo se explica el sentido del signo negativo. Si el émbolo tiene un área A , podemos reescribir la ecuación anterior de la siguiente manera:

$$W = -F_{\text{ext}} \cdot x \cdot \frac{A}{A} = -\frac{F_{\text{ext}}}{A} \cdot x \cdot A = -P_{\text{ext}} \cdot x \cdot A$$

Como $x \cdot A = \Delta V$, entonces:

$$W = -P_{\text{ext}} \cdot \Delta V$$

El primer factor representa la presión externa y el segundo es el cambio de volumen del sistema. En este caso, como el volumen final es menor que el inicial, ΔV es negativo, lo que hace que el trabajo calculado sea positivo. Aceptamos así la convención que considera positivo el trabajo recibido por el sistema y negativo el que este realiza.



Fig. 9-19. Esquema del corte del recipiente cilíndrico con un pistón móvil que contiene un gas. En él se determinan los parámetros de estado.

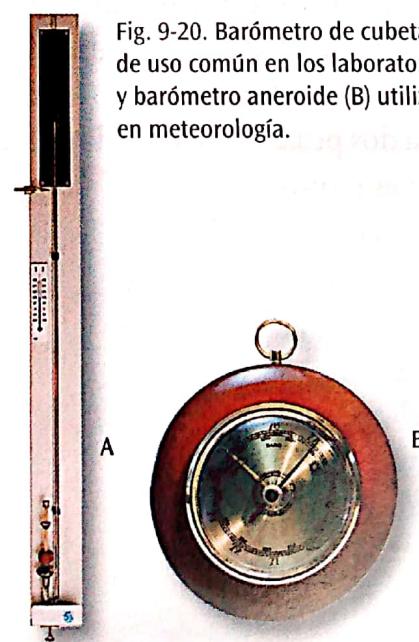


Fig. 9-20. Barómetro de cubeta (A), de uso común en los laboratorios, y barómetro aneroide (B) utilizado en meteorología.

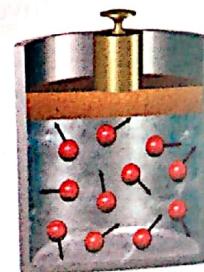


Fig. 9-21. La presión interna del gas está en equilibrio con la presión externa ejercida por la atmósfera más el peso del émbolo y la pesa. Si se agrega más peso, la presión aumentará y el volumen disminuirá.

El primer principio de la termodinámica

Como viste en el capítulo 1, en un proceso, como el que estudió Joule al hallar el equivalente mecánico del calor, se producen intercambios energéticos. Esas transferencias están regidas por el principio de conservación: la energía no se crea ni se destruye sino que se transforma.

Como vimos en la página 189, Joule halló una manera de cuantificar la energía calórica en función de la energía mecánica que se transfiere a un sistema y, también identificó y describió los aumentos de temperatura que experimentan las **resistencias eléctricas** (como las de una plancha o una estufa eléctrica) cuando las atraviesa una corriente. El camino para nuevos descubrimientos estaba allanado.

Al aplicar el principio de conservación de la energía a los procesos termodinámicos, el físico y fisiólogo alemán Hermann Ludwig Ferdinand von Helmholtz (1821-1894, figura 9-23) determinó las relaciones que existen entre la cantidad de calor que cede o absorbe un sistema y la energía mecánica (o, mejor dicho, el trabajo mecánico) que produce un cambio en las condiciones de ese sistema. Esta relación se conoce como **primer principio de la termodinámica**.

El calor absorbido por un sistema se utiliza para dos cosas: aumenta la energía interna del sistema y, si vuelve al ambiente, efectúa trabajo mecánico sobre él.

El primer principio de la termodinámica se expresa así:

$$Q = \Delta U + W$$

donde Q es la cantidad de calor, ΔU es la variación de la energía interna del sistema y W , el trabajo mecánico. Para expresar estas energías en las mismas unidades se utiliza el equivalente mecánico del calor.

El primer principio establece que existe una función de estado cuyo valor depende solo del estado presente del sistema y no de cómo se alcanzó ese estado.

Esta energía interna puede cambiarse experimentalmente por transferencia de calor o de cualquier forma de trabajo. Mientras los estados iniciales y finales sean los mismos para cada proceso, el cambio de energía interna será igual. Si bien sabemos de qué manera se produjo el cambio, ya que desde el ambiente distinguimos trabajo

o calor, el sistema es insensible al método empleado. Por lo tanto, el calor y el trabajo son equivalentes para cambiar la energía interna de un sistema; sin embargo, no son funciones de estado ya que sus valores dependen del camino seguido para producir el cambio.

Como vimos en la página anterior, el estado termodinámico de un gas puede definirse mediante dos variables, la presión y el volumen. En el gráfico de la figura 9-24 se representan dos estados de un gas, indicados por los puntos 1 y 2. El cambio de estado termodinámico puede lograrse recorriendo el camino A o el B. Los tramos horizontales de ambos caminos representan trabajo de compresión, mientras que los verticales (a volumen constante) no aportan al trabajo total. Suponiendo que la presión externa es igual a la presión del gas en todo momento, podemos calcular el trabajo como el producto de la presión del gas por el cambio de volumen. El camino A cuesta más trabajo que el B, ya que la compresión en ese caso se realiza con una presión mayor. La transferencia de calor en A es menor que en B, ya que, de acuerdo con la primera ley, la suma del trabajo y el calor debe ser la misma en ambos casos.



Fig. 9-22. James Prescott Joule logró hallar una equivalencia entre el calor y la energía mecánica.

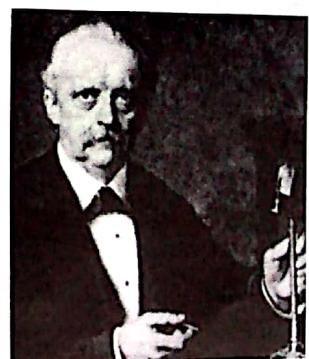


Fig. 9-23. Hermann von Helmholtz enunció el primer principio de la termodinámica.

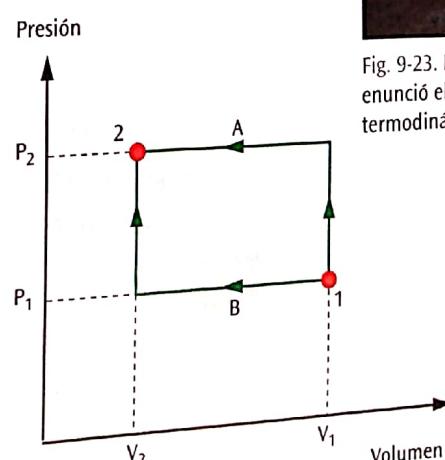


Fig. 9-24. Representación gráfica de dos estados termodinámicos de un gas. Tanto en la evolución A como en la B se cumple el primer principio de la termodinámica.