

ANÁLISIS DE ENERGÍA DE SISTEMAS CERRADOS

En el capítulo 2 se consideraron varias formas de energía y transferencia de energía, y se desarrolló una relación general para el principio de conservación de energía o balance de energía. Después, en el capítulo 3, se aprendió cómo determinar las propiedades termodinámicas de las sustancias. En este capítulo se aplica la relación de balance de energía a sistemas que no tienen que ver con ningún flujo másico que cruce sus fronteras; es decir, sistemas cerrados.

Este capítulo inicia con una explicación acerca del *trabajo de frontera móvil* o *trabajo* $P dV$ que es posible encontrar generalmente en dispositivos reciprocantes como motores de automóviles y compresores. Posteriormente, se presenta la aplicación de la relación del *balance general de energía*, que se expresa de forma simple como $E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}} = \Delta E_{\text{sistema}}$, para sistemas relacionados con una sustancia pura. Luego, se definen los *calores específicos*, se obtienen relaciones para la energía interna y la entalpía de *gases ideales* en términos de calores específicos y cambios de temperatura, y se llevan a cabo balances de energía en varios sistemas en los que intervienen gases ideales. Se repite esto para sistemas relacionados con sólidos y líquidos, que se aproximan como *sustancias incompresibles*.



OBJETIVOS

En el capítulo 4, los objetivos son:

- Examinar el trabajo de frontera móvil o trabajo $P dV$ que se encuentra comúnmente en dispositivos reciprocantes como motores de automóviles y compresores.
- Identificar la primera ley de la termodinámica como un enunciado del principio de conservación de la energía para sistemas cerrados (masa fija).
- Desarrollar el balance general de energía aplicado a sistemas cerrados.
- Definir el calor específico a volumen constante y el calor específico a presión constante.
- Relacionar los calores específicos con el cálculo de cambios en la energía interna y la entalpía de gases ideales.
- Describir sustancias incompresibles y determinar los cambios en su energía interna y entalpía.
- Resolver problemas de balance de energía para sistemas cerrados (masa fija) que tienen que ver con interacciones de calor y trabajo para sustancias puras en general, gases ideales y sustancias incompresibles.

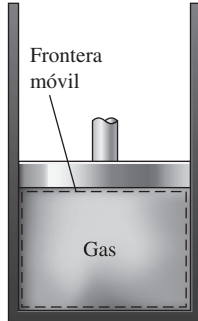


FIGURA 4-1

El trabajo relacionado con una frontera móvil se llama *trabajo de frontera*.

4-1 ■ TRABAJO DE FRONTERA MÓVIL

Una forma de trabajo mecánico muy común en la práctica es aquella que está relacionada con la expansión o compresión de un gas en un dispositivo de cilindro-émbolo. Durante este proceso, parte de la frontera (la cara interna del émbolo) se mueve en vaivén; por lo tanto, el trabajo de expansión y compresión suele llamarse **trabajo de frontera móvil** o simplemente **trabajo de frontera** (Fig. 4-1). Algunos lo llaman trabajo $P dV$ por razones que se explicarán más adelante. El trabajo de frontera móvil es la principal forma de trabajo relacionado con los *motores de automóviles*. Durante su expansión, los gases de combustión fuerzan al émbolo a moverse, el cual a su vez obliga al cigüeñal a girar.

El trabajo de frontera móvil relacionado con motores o compresores reales no se puede determinar de forma precisa a partir solamente de un análisis termodinámico, porque el émbolo comúnmente se mueve a muy altas velocidades, lo cual dificulta que el gas en el interior mantenga su equilibrio. Entonces, los estados por los que pasa el sistema durante el proceso no se pueden especificar y tampoco es posible trazar alguna trayectoria del proceso. Por ser una función de la trayectoria, el trabajo no se puede determinar de forma analítica sin conocerla. Por lo tanto, el trabajo de frontera en motores o compresores reales se determina mediante mediciones directas.

En esta sección se analiza el trabajo de frontera móvil para un *proceso de cuasiequilibrio*, durante el cual el sistema permanece cercano al equilibrio todo el tiempo. Un proceso de cuasiequilibrio, llamado también *proceso cuasiestático*, es el que siguen muy de cerca los motores reales, en particular cuando el émbolo se mueve a velocidades bajas. En idénticas condiciones, se observa que el trabajo producido por los motores es un máximo, y el que entra a los compresores es un mínimo, cuando se emplean procesos de cuasiequilibrio en lugar de procesos sin cuasiequilibrio. A continuación se evalúa el trabajo relacionado con una frontera móvil para un proceso de cuasiequilibrio.

Considere gas encerrado en el dispositivo de cilindro-émbolo que se muestra en la figura 4-2. La presión inicial del gas es P , el volumen total es V , y el área de sección transversal del émbolo es A . Si se permite al émbolo moverse una distancia ds de modo que se mantenga el cuasiequilibrio, el trabajo diferencial hecho durante este proceso es

$$\delta W_b = F ds = PA ds = P dV \quad (4-1)$$

Es decir, el trabajo de frontera en la forma diferencial es igual al producto de la presión absoluta P y el cambio diferencial en el volumen dV del sistema. Esta expresión también explica por qué el trabajo de frontera móvil se llama a veces trabajo $P dV$.

Observe en la ecuación 4-1 que P es la presión absoluta, la cual siempre es positiva. Sin embargo, el cambio de volumen dV es positivo durante un proceso de expansión (incremento de volumen) y negativo durante uno de compresión (disminución de volumen). Así, el trabajo de frontera es positivo durante un proceso de expansión y negativo durante otro de compresión. Por lo tanto, la ecuación 4-1 se puede considerar como una expresión para el trabajo de frontera producido, $W_{b, \text{salida}}$. Un resultado negativo indica entrada de trabajo de frontera (compresión).

El trabajo de frontera total realizado durante el proceso completo a medida que se mueve el émbolo, se obtiene sumando los trabajos diferenciales desde los estados inicial hasta el final:

$$W_b = \int_1^2 P dV \quad (\text{kJ}) \quad (4-2)$$

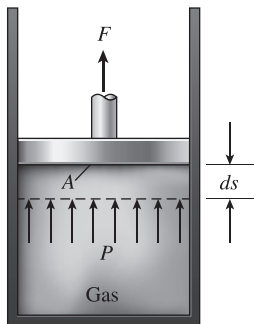


FIGURA 4-2

Un gas realiza una cantidad diferencial de trabajo δW_b cuando éste fuerza al émbolo a moverse una cantidad diferencial ds .

Esta integral se puede evaluar sólo si se conoce la relación funcional entre P y V durante el proceso; es decir, $P = f(V)$ debe estar disponible. Note que $P = f(V)$ es simplemente la ecuación de la trayectoria del proceso en un diagrama P - V .

El proceso de expansión en cuasiequilibrio descrito se muestra en un diagrama P - V en la figura 4-3, en la que el área diferencial dA es igual a $P dV$, que es el trabajo diferencial. El área total A bajo la curva del proceso 1-2 se obtiene sumando estas áreas diferenciales:

$$\text{Área} = A = \int_1^2 dA = \int_1^2 P dV \quad (4-3)$$

Una comparación de esta ecuación con la 4-2 revela que *el área bajo la curva del proceso en un diagrama P - V es igual en magnitud al trabajo hecho en cuasiequilibrio durante una expansión o proceso de compresión de un sistema cerrado*. (En el diagrama P - V , esto representa el trabajo de frontera hecho por unidad de masa.)

Un gas puede seguir varias trayectorias cuando se expande del estado 1 al 2. En general, cada trayectoria tendrá debajo un área diferente y, puesto que ésta representa la magnitud del trabajo, el trabajo hecho será diferente para cada proceso (Fig. 4-4). Esto es de esperarse, ya que el trabajo es una función de la trayectoria (es decir, depende de la trayectoria seguida así como de los estados finales). Si el trabajo no fuera una función de la trayectoria, ningún dispositivo cíclico (motores automotrices, centrales eléctricas) podría operar como productor de trabajo. El trabajo producido por éstos durante una parte del ciclo tendría que ser consumido durante otra, y no habría salida neta de trabajo. El ciclo mostrado en la figura 4-5 produce una salida neta de trabajo porque el trabajo hecho por el sistema durante el proceso de expansión (área bajo la trayectoria A) es mayor al realizado sobre el sistema en el momento de compresión del ciclo (área bajo la trayectoria B), y la diferencia entre estos dos es el trabajo neto hecho durante el ciclo (área sombreada).

Si la relación entre P y V durante un proceso de expansión o compresión se da en términos de datos experimentales en lugar de en forma funcional, es evidente que no se puede llevar a cabo la integración analítica, pero siempre es posible graficar el diagrama P - V del proceso con estos puntos de datos, así como calcular de forma gráfica el área debajo para determinar el trabajo hecho.

En sentido estricto, P es en la ecuación 4-2 la presión sobre la superficie interna del émbolo, y se vuelve igual a la del gas en el cilindro sólo si el proceso es de cuasiequilibrio; por lo tanto, en determinado momento todo el gas en el cilindro está a la misma presión. La ecuación 4-2 también se puede usar para procesos sin cuasiequilibrio siempre y cuando la presión *en la cara interna del émbolo* se use para P . (Además, no se puede hablar de la presión de un *sistema* durante un proceso sin cuasiequilibrio porque las propiedades se definen sólo para estados de equilibrio.) Por lo tanto, se puede generalizar la relación de trabajo de frontera expresándola como

$$W_b = \int_1^2 P_i dV \quad (4-4)$$

donde P_i es la presión en la cara interna del émbolo.

Observe que el trabajo es un mecanismo para la interacción de energía entre un sistema y sus alrededores, y W_b representa la cantidad de energía transferida desde el sistema durante un proceso de expansión (o hacia el sistema durante uno de compresión). Así, tiene que aparecer en alguna otra parte y debe ser

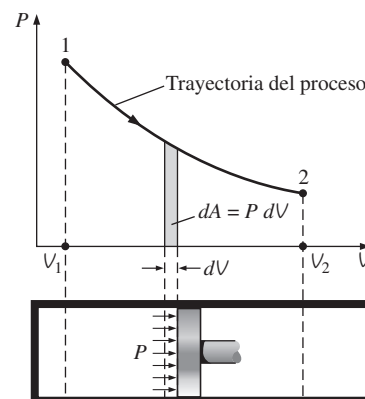


FIGURA 4-3

El área bajo la curva de proceso en un diagrama P - V representa el trabajo de frontera.

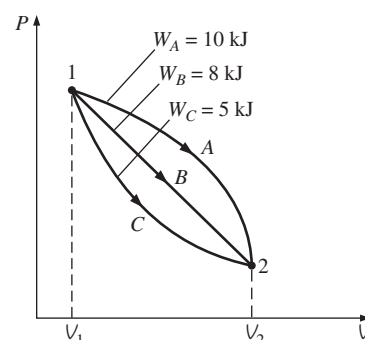


FIGURA 4-4

El trabajo de frontera realizado durante un proceso depende de la trayectoria seguida, así como de los estados finales.

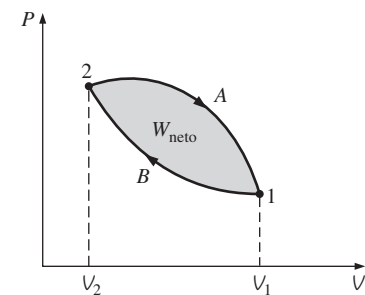


FIGURA 4-5

El trabajo neto hecho durante un ciclo es la diferencia entre el trabajo hecho por el sistema y el trabajo hecho sobre el sistema.

posible justificarlo porque la energía se conserva. En un motor de automóvil, por ejemplo, el trabajo de frontera realizado mediante la expansión de gases calientes, se usa para vencer la fricción entre el émbolo y el cilindro, remover el aire atmosférico del camino de émbolo y hacer girar el cigüeñal. Por lo tanto,

$$W_b = W_{\text{fricción}} + W_{\text{atm}} + W_{\text{cigüeñal}} = \int_1^2 (F_{\text{fricción}} + P_{\text{atm}}A + F_{\text{cigüeñal}}) dx \quad (4-5)$$

Por supuesto, el trabajo usado para vencer la fricción aparece como calor de fricción y la energía transmitida por el cigüeñal pasa a otros componentes (como los neumáticos) para efectuar ciertas funciones. Sin embargo, observe que la energía transferida por el sistema como trabajo debe ser igual a la energía que reciben tanto el cigüeñal como la atmósfera y la energía usada para vencer la fricción. El uso de la relación de trabajo de frontera no se limita a los procesos de cuasiequilibrio de gases, también se puede usar para sólidos y líquidos.

EJEMPLO 4-1 Trabajo de frontera para un proceso a volumen constante

Un recipiente rígido contiene aire a 500 kPa y 150 °C. Como resultado de la transferencia de calor hacia los alrededores, la temperatura y la presión dentro del recipiente descienden a 65 °C y 400 kPa, respectivamente. Determine el trabajo de frontera hecho durante este proceso.

Solución En un recipiente rígido se enfría aire y se disminuye la presión y la temperatura. Se determinará el trabajo de frontera realizado.

Análisis En la figura 4-6 se muestran un bosquejo del sistema y el diagrama P - V del proceso. El trabajo de frontera se determina de la ecuación 4-2 como

$$W_b = \int_1^2 P dV \stackrel{0}{=} 0$$

Comentario Esto es de esperarse porque un recipiente rígido tiene un volumen constante y $dV = 0$ en esta ecuación. Por lo tanto, en este proceso no se realiza trabajo de frontera: es decir, el trabajo de frontera realizado durante un proceso a volumen constante es siempre cero. Esto también es evidente en el diagrama P - V del proceso (el área bajo la curva de proceso es cero).

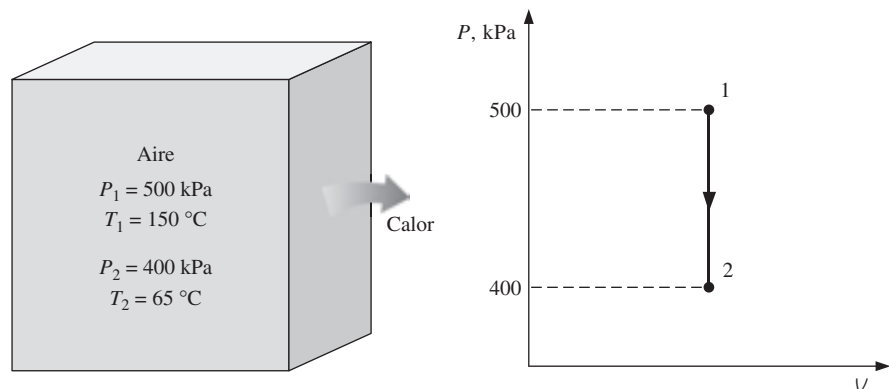


FIGURA 4-6

Esquema y diagrama P - V para el ejemplo 4-1.

EJEMPLO 4-2 Trabajo de frontera para un proceso a presión constante

Un dispositivo sin fricción que consta de cilindro-émbolo contiene 10 lbm de vapor a 60 psia y 320 °F. Se transfiere calor al vapor hasta que la temperatura alcanza 400 °F. Si el émbolo no está unido a una flecha y su masa es constante, determine el trabajo que realiza el vapor durante este proceso.

Solución Se calienta vapor en un dispositivo de cilindro-émbolo y la temperatura sube a presión constante. Se determinará el trabajo de frontera que se lleva a cabo.

Análisis En la figura 4-7 se muestran un bosquejo del sistema y el diagrama P - V del proceso.

Suposición El proceso de expansión es de cuasiequilibrio.

Análisis Aunque no se expresa explícitamente, la presión del vapor dentro del cilindro permanece constante durante este proceso, ya que tanto la presión atmosférica como el peso del émbolo permanecen constantes. Por lo tanto, éste es un proceso a presión constante, por lo que de la ecuación 4-2

$$W_b = \int_1^2 P dV = P_0 \int_1^2 dV = P_0(V_2 - V_1) \quad (4-6)$$

o bien,

$$W_b = mP_0(v_2 - v_1)$$

dado que $V = mv$. De la tabla de vapor sobrecalentado (tabla A-6E), los volúmenes específicos se determinan como $v_1 = 7.4863$ pies³/lbm en el estado 1 (60 psia, 320 °F) y $v_2 = 8.3548$ pies³/lbm en el estado 2 (60 psia, 400 °F). Si se sustituyen estos valores, se obtiene

$$\begin{aligned} W_b &= (10 \text{ lbm})(60 \text{ psia})[(8.3548 - 7.4863) \text{ pies}^3/\text{lbm}] \left(\frac{1 \text{ Btu}}{5.404 \text{ psia} \cdot \text{pies}^3} \right) \\ &= 96.4 \text{ Btu} \end{aligned}$$

Comentario El signo positivo indica que el sistema realiza trabajo; es decir, el vapor usó 96.4 Btu de su energía para llevar a cabo este trabajo, cuya magnitud podría determinarse también calculando el área bajo la curva del proceso en un diagrama P - V , que en este caso es simplemente $P_0 \Delta V$.

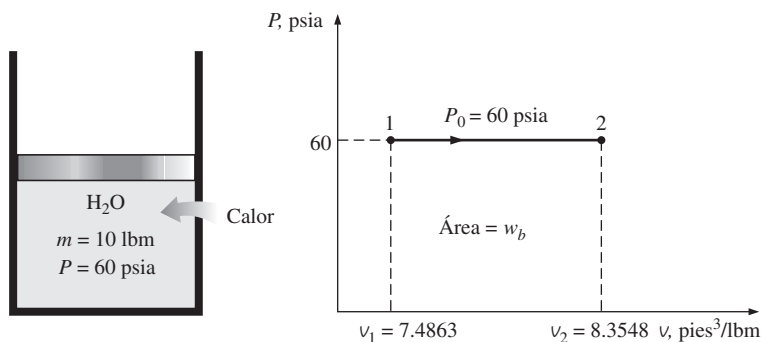


FIGURA 4-7

Esquema y diagrama P - V para el ejemplo 4-2.

EJEMPLO 4-3 Compresión isotérmica de un gas ideal

Al inicio un dispositivo de cilindro-émbolo contiene 0.4 m^3 de aire a 100 kPa y 80°C . Se comprime el aire a 0.1 m^3 de tal manera que la temperatura dentro del cilindro permanece constante. Determine el trabajo hecho durante este proceso.

Solución Se comprime isotérmicamente aire dentro de un dispositivo de cilindro-émbolo. Se determinará el trabajo de frontera realizado.

Análisis En la figura 4-8 se presenta un bosquejo del sistema y el diagrama P - V del proceso.

Suposiciones **1** El proceso de compresión es de cuasiequilibrio. **2** En las condiciones especificadas, se puede considerar que el aire es un gas ideal porque está a una temperatura alta y a una baja presión en relación con sus valores de punto crítico.

Análisis Para un gas ideal a temperatura constante T_0 ,

$$PV = mRT_0 = C \quad \text{o} \quad P = \frac{C}{V}$$

donde C es una constante. Al sustituir esto en la ecuación 4-2, se obtiene

$$W_b = \int_1^2 P dV = \int_1^2 \frac{C}{V} dV = C \int_1^2 \frac{dV}{V} = C \ln \frac{V_2}{V_1} = P_1 V_1 \ln \frac{V_2}{V_1} \quad (4-7)$$

En la ecuación 4-7 es posible reemplazar $P_1 V_1$ por $P_2 V_2$ o mRT_0 . Asimismo, V_2/V_1 se reemplaza por P_1/P_2 para este caso, ya que $P_1 V_1 = P_2 V_2$.

Al sustituir los valores numéricos en la ecuación 4-7, se obtiene

$$\begin{aligned} W_b &= (100 \text{ kPa})(0.4 \text{ m}^3) \left(\ln \frac{0.1}{0.4} \right) \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1 \text{ kPa} \cdot \text{m}^3} \right) \\ &= -55.5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Comentario El signo negativo indica que este trabajo se hace sobre el sistema (una entrada de trabajo), que siempre es el caso para procesos de compresión.

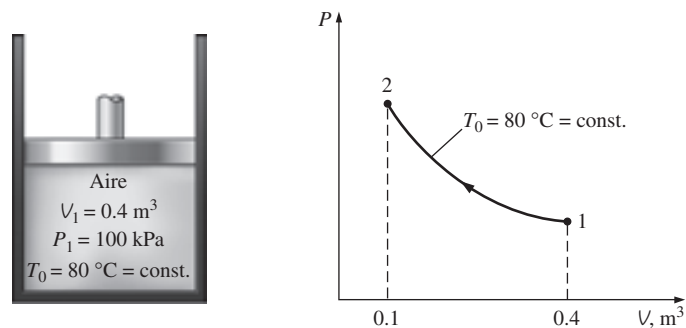


FIGURA 4-8

Esquema y diagrama P - V para el ejemplo 4-3.

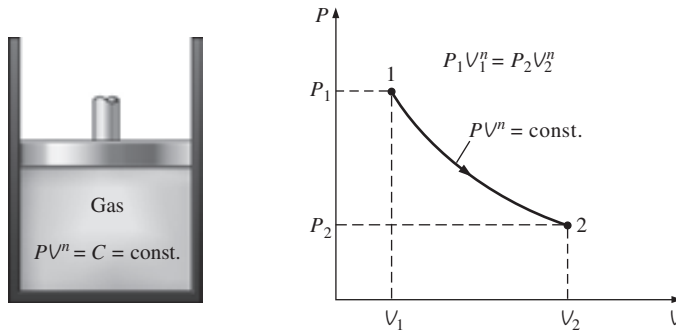


FIGURA 4-9

Esquema y diagrama P - V para un proceso politrópico.

Proceso politrópico

Durante procesos reales de expansión y compresión de gases, la presión y el volumen suelen relacionarse mediante $PV^n = C$, donde n y C son constantes. Un proceso de esta clase se llama **proceso politrópico** (Fig. 4-9). A continuación se desarrolla una expresión general para el trabajo realizado durante un proceso politrópico. La presión para un proceso de este tipo se puede expresar como

$$P = CV^{-n} \quad (4-8)$$

Al sustituir esta relación en la ecuación 4-2, se obtiene

$$W_b = \int_1^2 P dV = \int_1^2 CV^{-n} dV = C \frac{V_2^{-n+1} - V_1^{-n+1}}{-n+1} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1-n} \quad (4-9)$$

dato que $C = P_1 V_1^n = P_2 V_2^n$. Para un gas ideal ($PV = mRT$), esta ecuación se puede escribir también como

$$W_b = \frac{mR(T_2 - T_1)}{1-n} \quad n \neq 1 \quad (\text{kJ}) \quad (4-10)$$

Para el caso especial de $n = 1$, el trabajo de frontera se convierte en

$$W_b = \int_1^2 P dV = \int_1^2 CV^{-1} dV = PV \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

Para un gas ideal este resultado es equivalente al proceso isotérmico analizado en el ejemplo anterior.

EJEMPLO 4-4 Expansión de un gas ideal contra un resorte

Un dispositivo de cilindro-émbolo contiene 0.05 m^3 de un gas que se halla inicialmente a 200 kPa . En este estado, un resorte lineal que tiene una constante de resorte de 150 kN/m está en contacto con el émbolo sin ejercer ninguna fuerza sobre él. Después se transfiere calor al gas de modo que el émbolo sube y comprime el resorte hasta que el volumen dentro del cilindro se duplica. Si el área de sección transversal del émbolo es de 0.25 m^2 , de-

termine a) la presión final dentro del cilindro, b) el trabajo total hecho por el gas y c) la fracción de trabajo realizado contra el resorte para comprimirlo.

Solución En un dispositivo de cilindro-émbolo equipado con un resorte lineal se expande un gas debido al calentamiento. Se determinarán la presión final del gas, el trabajo total realizado y la fracción del trabajo hecho para comprimir el resorte.

Suposiciones **1** El proceso de expansión es de cuasiequilibrio. **2** El resorte es lineal en el intervalo de interés.

Análisis En la figura 4-10 se muestran un bosquejo del sistema y el diagrama P - V del proceso.

a) El volumen encerrado en el estado final es

$$V_2 = 2V_1 = (2)(0.05 \text{ m}^3) = 0.1 \text{ m}^3$$

El desplazamiento del émbolo (y del resorte) es

$$x = \frac{\Delta V}{A} = \frac{(0.1 - 0.05) \text{ m}^3}{0.25 \text{ m}^2} = 0.2 \text{ m}$$

La fuerza aplicada por el resorte lineal en el estado final es

$$F = kx = (150 \text{ kN/m})(0.2 \text{ m}) = 30 \text{ kN}$$

La presión adicional que el resorte aplica sobre el gas en este estado es

$$P = \frac{F}{A} = \frac{30 \text{ kN}}{0.25 \text{ m}^2} = 120 \text{ kPa}$$

Sin el resorte, la presión del gas permanecería constante en 200 kPa mientras sube el émbolo. Pero bajo el efecto del resorte, la presión aumenta en forma lineal de 200 kPa a

$$200 + 120 = 320 \text{ kPa}$$

en el estado final.

b) Una forma fácil de hallar el trabajo realizado es graficar el proceso en un diagrama P - V y encontrar el área bajo la curva del proceso. De la figura 4-10 el área bajo la curva del proceso (un trapecioide) se determina como

$$W = \text{área} = \frac{(200 + 320) \text{ kPa}}{2} [(0.1 - 0.05) \text{ m}^3] \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1 \text{ kPa} \cdot \text{m}^3} \right) = 13 \text{ kJ}$$

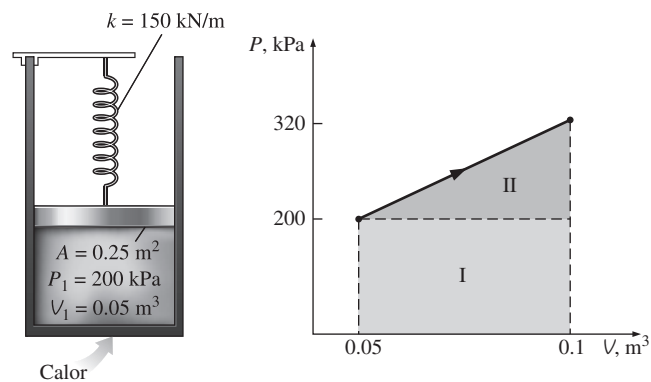


FIGURA 4-10

Esquema y diagrama P - V para el ejemplo 4-4.

Note que el sistema es el que realiza el trabajo.

c) El trabajo representado por el área rectangular (región I) se realiza contra el émbolo y la atmósfera, mientras que el representado por el área triangular (región II) se hace contra el resorte. Por lo tanto,

$$W_{\text{resorte}} = \frac{1}{2}[(320 - 200) \text{ kPa}](0.05 \text{ m}^3) \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1 \text{ kPa} \cdot \text{m}^3} \right) = 3 \text{ kJ}$$

Comentario Este resultado se podría haber obtenido también de

$$W_{\text{resorte}} = \frac{1}{2}k(x_2^2 - x_1^2) = \frac{1}{2}(150 \text{ kN/m})[(0.2 \text{ m})^2 - 0^2] \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1 \text{ kN} \cdot \text{m}} \right) = 3 \text{ kJ}$$

4-2 ▪ BALANCE DE ENERGÍA PARA SISTEMAS CERRADOS

El balance de energía para cualquier sistema que experimenta alguna clase de proceso se expresó como (véase capítulo 2)

$$\underbrace{E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}}}_{\text{Transferencia neta de energía por calor, trabajo y masa}} = \underbrace{\Delta E_{\text{sistema}}}_{\text{Cambio en las energías interna, cinética, potencial, etcétera}} \quad (\text{kJ}) \quad (4-11)$$

o bien, en la **forma de tasa**, como

$$\underbrace{\dot{E}_{\text{entrada}} - \dot{E}_{\text{salida}}}_{\text{Tasa de transferencia neta de energía por calor, trabajo y masa}} = \underbrace{dE_{\text{sistema}}/dt}_{\text{Tasa de cambio de energías interna, cinética, potencial, etcétera}} \quad (\text{kW}) \quad (4-12)$$

Para tasas constantes, las cantidades totales durante un intervalo de tiempo Δt se relacionan con las cantidades por unidad de tiempo como

$$Q = \dot{Q} \Delta t, \quad W = \dot{W} \Delta t \quad \text{y} \quad \Delta E = (dE/dt) \Delta t \quad \text{kJ} \quad (4-13)$$

El balance de energía se puede expresar por **unidad de masa** como

$$e_{\text{entrada}} - e_{\text{salida}} = \Delta e_{\text{sistema}} \quad (\text{kJ/kg}) \quad (4-14)$$

que se obtiene al dividir las cantidades de la ecuación 4-11 entre la masa m del sistema. El balance de energía se puede expresar también en forma diferencial como

$$\delta E_{\text{entrada}} - \delta E_{\text{salida}} = dE_{\text{sistema}} \quad \text{o} \quad \delta e_{\text{entrada}} - \delta e_{\text{salida}} = de_{\text{sistema}} \quad (4-15)$$

Para un sistema cerrado que experimenta un **ciclo**, los estados inicial y final son idénticos, por lo tanto, $\Delta E_{\text{sistema}} = E_2 - E_1 = 0$. Entonces, el balance de energía para un ciclo se simplifica a $E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}} = 0$ o $E_{\text{entrada}} = E_{\text{salida}}$. Al observar que un sistema cerrado no tiene que ver con ningún flujo másico que cruce sus fronteras, el balance de energía para un ciclo se puede expresar en términos de interacciones de calor y trabajo como

$$W_{\text{neto,salida}} = Q_{\text{neto,entrada}} \quad \text{o} \quad \dot{W}_{\text{neto,salida}} = \dot{Q}_{\text{neto,entrada}} \quad (\text{para un ciclo}) \quad (4-16)$$

Es decir, la salida de trabajo neto durante un ciclo es igual a la entrada neta de calor (Fig. 4-11).

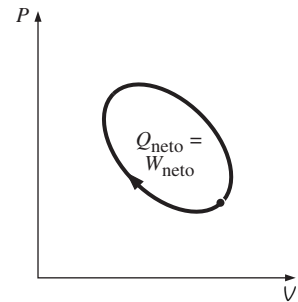


FIGURA 4-11

Para un ciclo, $\Delta E = 0$; por lo tanto $Q = W$.

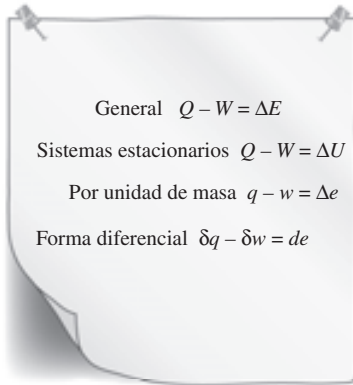


FIGURA 4-12

Diversas formas de la relación de la primera ley para sistemas cerrados.

Las relaciones de balance de energía (o la primera ley) expresadas anteriormente son de naturaleza intuitiva y son fáciles de usar cuando se conocen las magnitudes y las direcciones de las transferencias de calor y trabajo. Sin embargo, al efectuar un estudio analítico general o resolver un problema relacionado con una interacción desconocida de calor o trabajo, es necesario suponer una dirección para estas interacciones. En tales casos, es común usar la convención de signos de la termodinámica clásica y suponer el calor que se transferirá *al sistema* (entrada de calor) en la cantidad Q , así como el trabajo que realizará *el sistema* (salida de trabajo) en la cantidad W , para después resolver el problema. La relación del balance de energía en este caso para un sistema cerrado se convierte en

$$Q_{\text{neto,entrada}} - W_{\text{neto,salida}} = \Delta E_{\text{sistema}} \quad \text{o} \quad Q - W = \Delta E \quad (4-17)$$

donde $Q = Q_{\text{neto,entrada}} = Q_{\text{entrada}} - Q_{\text{salida}}$ es la *entrada neta de calor* y $W = W_{\text{neto,salida}} = W_{\text{salida}} - W_{\text{entrada}}$ es la *salida neta de trabajo*. Obtener una cantidad negativa para Q o W significa simplemente que la dirección supuesta para esa cantidad es errónea y debe invertirse. En la figura 4-12 se ofrecen varias formas de esta “tradicional” relación de la primera ley para sistemas cerrados.

La primera ley no se puede probar en forma matemática, pero tampoco se sabe de algún proceso en la naturaleza que la haya violado, y esto se debe tomar como demostración suficiente. Observe que si fuera posible probar la primera ley con base en otros principios físicos, entonces ésta sería una consecuencia de tales principios en lugar de ser por sí misma una ley física fundamental.

El calor y el trabajo no son distintas como cantidades de energía, y quizá se pregunte por qué aún así se les diferencia, ya que después de todo el cambio en el contenido de energía de un sistema es igual a la cantidad de energía que cruza las fronteras del sistema, y no importa si la energía los cruza en forma de calor o trabajo. En apariencia, las relaciones de la primera ley serían mucho más simples si se tuviera una cantidad que podríamos llamar *interacción de energía* para representar tanto al calor como al trabajo; así, desde el punto de vista de la primera ley, tanto el calor como el trabajo no son diferentes en absoluto, pero desde el punto de vista de la segunda ley, sin embargo, calor y trabajo son muy diferentes, como se explica en capítulos posteriores.

EJEMPLO 4-5 Calentamiento eléctrico de un gas a presión constante

Un dispositivo de cilindro-émbolo contiene 25 g de vapor de agua saturado que se mantiene a una presión constante de 300 kPa. Se enciende un calentador de resistencia eléctrica dentro del cilindro y pasa una corriente de 0.2 A durante 5 minutos desde una fuente de 120 V. Al mismo tiempo, ocurre una pérdida de calor de 3.7 kJ. a) Muestre que para un sistema cerrado el trabajo de frontera W_b y el cambio de energía interna ΔU en la relación de la primera ley se puede combinar en un término, ΔH , para un proceso a presión constante. b) Determine la temperatura final del vapor.

Solución En un dispositivo de cilindro-émbolo se expande vapor de agua saturado a presión constante debido al calentamiento. Se demostrará que $\Delta U + W_b = \Delta H$, y se determinará la temperatura final.

Suposiciones 1 El recipiente es estacionario, por lo tanto los cambios de energía cinética y potencial son cero, $\Delta E_C = \Delta E_P = 0$. Por consiguiente $\Delta E = \Delta U$ y la energía interna es la única forma de energía del sistema que puede cambiar durante este proceso. 2 Los cables eléctricos constituyen una parte muy pequeña del sistema, así que se puede ignorar el cambio de energía de los cables.

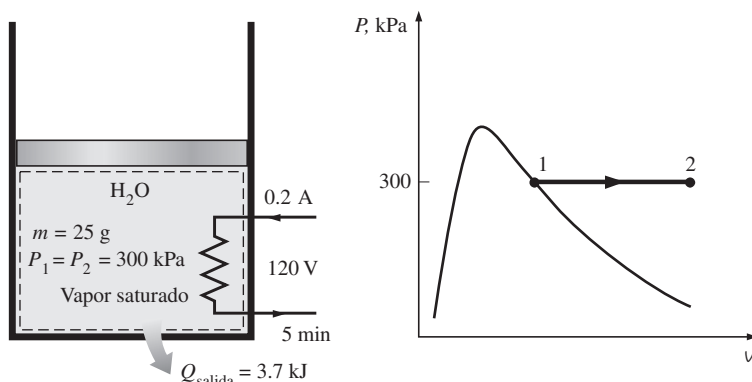


FIGURA 4-13

Esquema y diagrama P - V para el ejemplo 4-5.

Análisis Se toma el contenido del cilindro, incluidos los alambres de la resistencia, como el *sistema* (Fig. 4-13), el cual es un *sistema cerrado* porque ninguna masa cruza sus fronteras durante el proceso. Se observa que un dispositivo de cilindro-émbolo normalmente se relaciona con una frontera móvil y, por ende, con trabajo de frontera W_b . La presión permanece constante durante el proceso, de modo que $P_2 = P_1$. También, se pierde calor del sistema y se realiza trabajo eléctrico W_e sobre el sistema.

a) Esta parte de la solución requiere un análisis general para un sistema cerrado que experimenta un proceso de cuasiequilibrio a presión constante, así que se considera un sistema cerrado general. Se supone que la dirección de transferencia de calor Q es hacia el sistema y que éste realiza trabajo W . Asimismo, el trabajo se expresa como la suma del trabajo de frontera y de otras formas (como el eléctrico y el de flecha). Entonces el balance de energía se puede expresar como

$$\underbrace{E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}}}_{\text{Transferencia neta de energía por calor, trabajo y masa}} = \underbrace{\Delta E_{\text{sistema}}}_{\text{Cambio en las energías interna, cinética, potencial, etcétera}}$$

$$Q - W = \Delta U + \Delta E_C + \Delta E_P$$

$$Q - W_{\text{otro}} - W_b = U_2 - U_1$$

Para un proceso a presión constante, el trabajo de frontera está dado como $W_b = P_0(V_2 - V_1)$. Sustituyendo esto en la relación anterior se tiene

$$Q - W_{\text{otro}} - P_0(V_2 - V_1) = U_2 - U_1$$

Sin embargo,

$$P_0 = P_2 = P_1 \rightarrow Q - W_{\text{otro}} = (U_2 + P_2 V_2) - (U_1 + P_1 V_1)$$

También, $H = U + PV$, y entonces

$$Q - W_{\text{otro}} = H_2 - H_1 \quad (\text{kJ}) \quad (4-18)$$

que es la relación buscada (Fig. 4-14). Esta ecuación es muy conveniente en el análisis de sistemas cerrados que experimentan un **proceso de cuasiequilibrio a presión constante** porque los términos de entalpía se ocupan del trabajo de frontera de forma automática, y ya no es necesario determinarlo por separado.

b) La única otra forma de trabajo en este caso es el trabajo eléctrico, que se puede determinar a partir de

$$W_e = VI \Delta t = (120 \text{ V})(0.2 \text{ A})(300 \text{ s}) \left(\frac{1 \text{ kJ/s}}{1\,000 \text{ VA}} \right) = 7.2 \text{ kJ}$$

$$\text{Estado 1: } \left. \begin{array}{l} P_1 = 300 \text{ kPa} \\ \text{vapor sat.} \end{array} \right\} h_1 = h_{g \text{ a } 300 \text{ kPa}} = 2\,724.9 \text{ kJ/kg} \quad (\text{Tabla A-5})$$

La entalpía en el estado final se determina directamente de la ecuación 4-18, al expresar como cantidades negativas la transferencia de calor desde el sistema y el trabajo realizado sobre éste (ya que sus direcciones son opuestas a las direcciones estándar supuestas). De otro modo, se puede usar la relación de balance general de energía con la simplificación de que el trabajo de frontera se considera de manera automática reemplazando ΔU por ΔH para un proceso de expansión o compresión a presión constante:

$$\underbrace{E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}}}_{\text{Transferencia neta de energía por calor, trabajo y masa}} = \underbrace{\Delta E_{\text{sistema}}}_{\text{Cambio en las energías interna, cinética, potencial, etcétera}}$$

$$W_{e,\text{entrada}} - Q_{\text{salida}} - W_b = \Delta U$$

$$W_{e,\text{entrada}} - Q_{\text{salida}} = \Delta H = m(h_2 - h_1) \quad (\text{dado que } P = \text{constante})$$

$$7.2 \text{ kJ} - 3.7 \text{ kJ} = (0.025 \text{ kg})(h_2 - 2\,724.9) \text{ kJ/kg}$$

$$h_2 = 2\,864.9 \text{ kJ/kg}$$

Entonces el estado final se especifica por completo porque se conoce tanto la presión como la entalpía. La temperatura en este estado es

$$\text{Estado 2: } \left. \begin{array}{l} P_2 = 300 \text{ kPa} \\ h_2 = 2\,864.9 \text{ kJ/kg} \end{array} \right\} T_2 = 200^\circ \text{C} \quad (\text{Tabla A-6})$$

Por lo tanto, el vapor estará a 200°C al final de este proceso.

Comentario En sentido estricto, para este proceso el cambio de energía potencial del vapor no es cero porque su centro de gravedad sube un poco. Si se supone un cambio de elevación de 1 m (que es bastante improbable), el cambio en la energía potencial del vapor serían 0.0002 kJ, lo cual es muy pequeño en comparación con los otros términos en la relación de la primera ley. Por lo tanto, en problemas de esta clase, se ignora siempre el término de energía potencial.

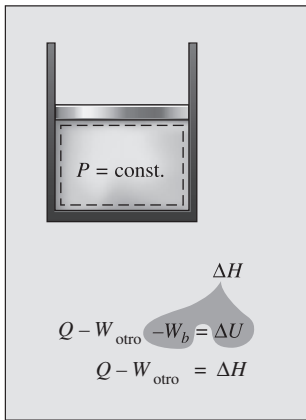


FIGURA 4-14

Para un sistema cerrado que experimenta un proceso de cuasiequilibrio con $P = \text{constante}$, $\Delta U + W_b = \Delta H$. Observe que esta relación NO es válida para procesos de sistemas cerrados durante los cuales la presión NO permanece constante.

EJEMPLO 4-6 Expansión irrestricta de agua

Un recipiente rígido está dividido en dos partes iguales por una separación. Al inicio, un lado del recipiente contiene 5 kg de agua a 200 kPa y 25°C , mientras el otro se halla al vacío. Se retira la separación y el agua se expande en todo el recipiente, con lo que el agua intercambia calor con sus alrededores hasta que la temperatura en el recipiente vuelve al valor inicial de 25°C . Determine a) el volumen del recipiente, b) la presión final y c) la transferencia de calor para este proceso.

Solución La mitad de un recipiente rígido se llena con agua líquida mientras la otra mitad está al vacío. Al quitar la división el agua se expande y llena todo el recipiente mientras la temperatura permanece constante. Se determinarán el volumen del recipiente, la presión final y la transferencia de calor.

Suposiciones **1** El sistema es estacionario, por lo tanto, los cambios de energía cinética y potencial son cero, $\Delta EC = \Delta EP = 0$ y $\Delta E = \Delta U$. **2** La dirección de transferencia de calor es hacia el sistema (ganancia de calor, Q_{entrada}). Un resultado negativo para Q_{entrada} indica que la dirección supuesta es errónea, por consiguiente, es una pérdida de calor. **3** El volumen del recipiente rígido es constante, así que no hay transferencia de energía como trabajo de frontera. **4** No hay trabajo eléctrico, de flecha o de otra clase.

Análisis Se considera el contenido del recipiente, además del espacio al vacío, como el *sistema* (Fig. 4-15), el cual es *cerrado* porque ninguna masa cruza sus fronteras durante el proceso. Se observa que el agua llena todo el recipiente cuando se quita la división (posiblemente como mezcla de líquido y vapor).

a) Al inicio el agua en el recipiente existe como un líquido comprimido dado que su presión (200 kPa) es mayor que la presión de saturación a 25 °C (3.1698 kPa). Considerando el líquido comprimido como un líquido saturado a la temperatura dada, se tiene

$$v_1 \cong v_{f \text{ a } 25^\circ\text{C}} = 0.001003 \text{ m}^3/\text{kg} \cong 0.001 \text{ m}^3/\text{kg} \quad (\text{Tabla A-4})$$

Entonces el volumen inicial del agua es

$$V_1 = m v_1 = (5 \text{ kg})(0.001 \text{ m}^3/\text{kg}) = 0.005 \text{ m}^3$$

El volumen total del recipiente es el doble de esta cantidad:

$$V_{\text{recipiente}} = (2)(0.005 \text{ m}^3) = 0.01 \text{ m}^3$$

b) En el estado final, el volumen específico del agua es

$$v_2 = \frac{V_2}{m} = \frac{0.01 \text{ m}^3}{5 \text{ kg}} = 0.002 \text{ m}^3/\text{kg}$$

el cual es dos veces el valor inicial del volumen específico. Este resultado no es extraño ya que el volumen se duplica mientras que la cantidad de masa se mantiene constante.

$$\text{A } 25^\circ\text{C: } v_f = 0.001003 \text{ m}^3/\text{kg} \quad \text{y} \quad v_g = 43.340 \text{ m}^3/\text{kg} \quad (\text{Tabla A-4})$$

Como $v_f < v_2 < v_g$, el agua es un vapor húmedo en el estado final y por lo tanto la presión es la de saturación a 25 °C:

$$P_2 = P_{\text{sat a } 25^\circ\text{C}} = 3.1698 \text{ kPa} \quad (\text{Tabla A-4})$$

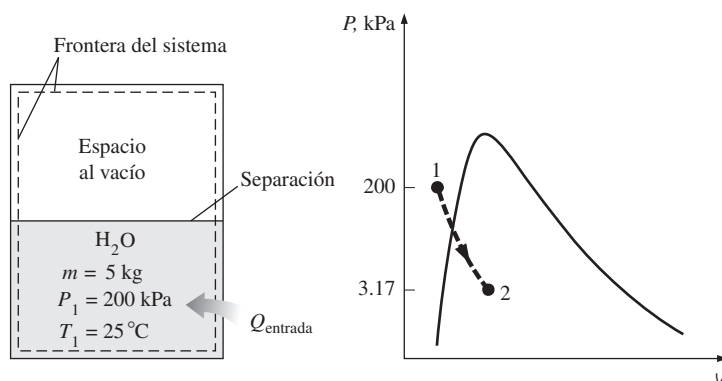


FIGURA 4-15

Esquema y diagrama P - v para el ejemplo 4-6.

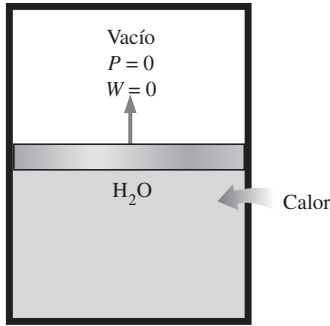


FIGURA 4-16

La expansión contra un vacío no implica trabajo, por lo tanto ninguna transferencia de energía.

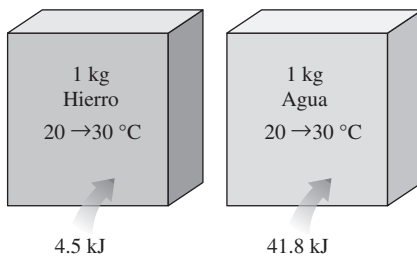


FIGURA 4-17

Se requieren diferentes cantidades de energía para elevar en la misma cantidad la temperatura de distintas sustancias.

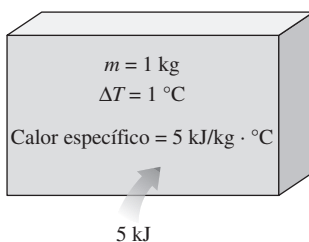


FIGURA 4-18

El calor específico es la energía requerida para elevar la temperatura en un grado de una unidad de masa de una sustancia en una manera especificada.

c) Bajo las suposiciones y observaciones expresadas, el balance de energía en el sistema se puede expresar como

$$\underbrace{E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}}}_{\text{Transferencia neta de energía por calor, trabajo y masa}} = \underbrace{\Delta E_{\text{sistema}}}_{\text{Cambio en las energías interna, cinética, potencial, etcétera}}$$

$$Q_{\text{entrada}} = \Delta U = m(u_2 - u_1)$$

Observe que aunque el agua se expande durante este proceso, el sistema elegido sólo involucra fronteras fijas (línea discontinua) y en consecuencia el trabajo de frontera móvil es cero (Fig. 4-16). Entonces, $W = 0$ porque el sistema no tiene que ver con otras formas de trabajo. (¿Es posible alcanzar las mismas conclusiones si se elige al agua como el sistema?) Inicialmente,

$$u_1 \cong u_{f \text{ a } 25^\circ\text{C}} = 104.83 \text{ kJ/kg}$$

La calidad en el estado final se determina a partir de la información del volumen específico:

$$x_2 = \frac{v_2 - v_f}{v_{fg}} = \frac{0.002 - 0.001}{43.34 - 0.001} = 2.3 \times 10^{-5}$$

Entonces

$$\begin{aligned} u_2 &= u_f + x_2 u_{fg} \\ &= 104.83 \text{ kJ/kg} + (2.3 \times 10^{-5})(2 \text{ } 304.3 \text{ kJ/kg}) \\ &= 104.88 \text{ kJ/kg} \end{aligned}$$

Al sustituir, se obtiene

$$Q_{\text{entrada}} = (5 \text{ kg})[(104.88 - 104.83) \text{ kJ/kg}] = 0.25 \text{ kJ}$$

Comentario El signo positivo indica que la dirección supuesta es correcta y que se transfiere calor al agua.

4-3 ■ CALORES ESPECÍFICOS

Se sabe por experiencia que se requieren distintas cantidades de energía para elevar en un grado la temperatura de masas idénticas pertenecientes a sustancias diferentes. Por ejemplo, se necesitan 4.5 kJ de energía para elevar la temperatura de 1 kg de hierro de 20 a 30 °C, mientras que se requiere nueve veces esta energía (41.8 kJ, para ser exactos) con la finalidad de elevar la temperatura de 1 kg de agua líquida en la misma cantidad (Fig. 4-17). Por lo tanto, es deseable tener una propiedad que permita comparar la capacidad de almacenamiento de energía de varias sustancias. Esta propiedad es el calor específico.

El **calor específico** se define como la energía requerida para elevar en un grado la temperatura de una unidad de masa de una sustancia (Fig. 4-18). En general, esta energía depende de cómo se ejecute el proceso. En termodinámica, el interés se centra en dos clases de calores específicos: **calor específico a volumen constante** c_v y **calor específico a presión constante** c_p .

Desde un punto de vista físico, el calor específico a volumen constante c_v se puede considerar como la energía requerida para elevar en un grado la temperatura de una unidad de masa de una sustancia cuando el volumen se mantiene constante. La energía requerida para hacer lo mismo cuando se

mantiene constante la presión es el calor específico a presión constante c_p , lo cual se ilustra en la figura 4-19. El calor específico a presión constante c_p es siempre mayor que c_v porque a presión constante se permite que el sistema se expanda y la energía para este trabajo de expansión también debe ser suministrada al sistema.

Ahora se expresarán los calores específicos en términos de otras propiedades termodinámicas. Primero, considere una masa fija en un sistema cerrado estacionario que experimenta un proceso a volumen constante (por lo tanto, no hay trabajo de expansión o compresión). El principio de conservación de energía $e_{\text{entrada}} - e_{\text{salida}} = \Delta e_{\text{sistema}}$ para este proceso puede expresarse en forma diferencial como

$$\delta e_{\text{entrada}} - \delta e_{\text{salida}} = du$$

El lado izquierdo de esta ecuación representa la cantidad neta de energía transferida al sistema. A partir de la definición de c_v , esta energía debe ser igual a $c_v dT$, donde dT es el cambio diferencial de temperatura. Así,

$$c_v dT = du \quad \text{a volumen constante}$$

o bien,

$$c_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v \quad (4-19)$$

De manera similar, una expresión para el calor específico a presión constante c_p se obtiene al considerar un proceso de expansión o compresión a presión constante,

$$c_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p \quad (4-20)$$

Las ecuaciones 4-19 y 4-20 son las que definen c_v y c_p , y su interpretación se ofrece en la figura 4-20.

Observe que c_v y c_p se expresan en términos de otras propiedades; de esta manera, deben ser propiedades por sí mismas. Como cualquier otra propiedad, los calores específicos de una sustancia dependen del estado que generalmente se especifica mediante dos propiedades intensivas, independientes. Es decir, la energía requerida para elevar en un grado la temperatura de una sustancia difiere a temperaturas y presiones distintas (Fig. 4-21), pero normalmente esta diferencia no es muy grande.

De las ecuaciones 4-19 y 4-20 se pueden hacer algunas observaciones. Una es que son *relaciones de propiedades* y como tales son *independientes del tipo de proceso*; por lo tanto, son válidas para *cualquier* sustancia que experimenta *cualquier* proceso. La única relevancia que tiene c_v en relación con un proceso a volumen constante es que c_v corresponde a la energía transferida hacia un sistema durante un proceso, a volumen constante por unidad de masa, por cada grado que aumenta la temperatura. Así es como se determinan los valores de c_v y también como se originó el nombre de *calor específico a volumen constante*. Del mismo modo, la energía transferida al sistema por unidad de masa y que causa el aumento unitario de temperatura durante un proceso a presión constante es igual a c_p , con lo cual se determinan los valores de c_p y se explica también el origen del nombre de *calor específico a presión constante*.

Otra observación que se puede hacer de las ecuaciones 4-19 y 4-20 es que c_v está relacionado con los cambios de *energía interna* mientras que c_p con los cambios de *entalpía*. De hecho, sería más adecuado definir c_v como el

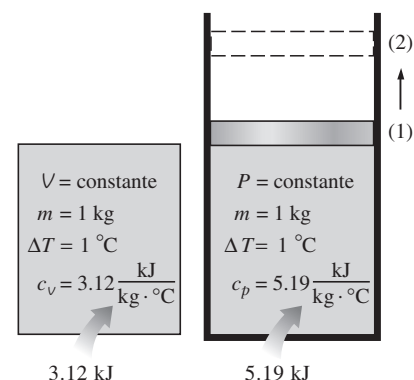


FIGURA 4-19

Calores específicos a volumen y presión constantes c_v y c_p (los valores expresados son para el gas helio).

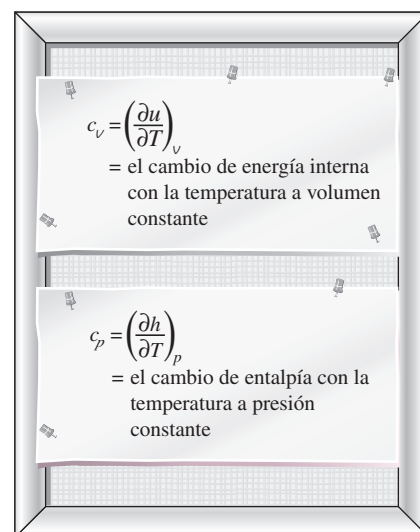


FIGURA 4-20

Definiciones formales de c_v y c_p .

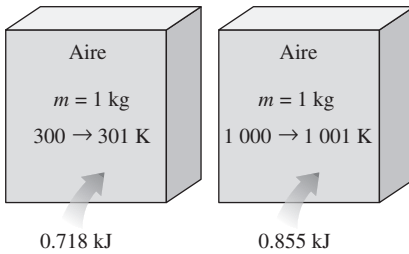


FIGURA 4-21

El calor específico de una sustancia cambia con la temperatura.

cambio en la energía interna de una sustancia por cambio unitario de temperatura a volumen constante. Asimismo, es posible definir c_p como el cambio en la entalpía de una sustancia por cambio unitario en la temperatura a presión constante. En otras palabras, c_v es una medida de la variación de energía interna de una sustancia con la temperatura, y c_p es una medida de la variación de entalpía de una sustancia con la temperatura.

Tanto la energía interna como la entalpía de una sustancia se pueden modificar mediante la transferencia de *energía* en cualquier forma, con el calor como una de las posibles formas de ellas. Por lo tanto, el término *energía específica* es quizá más apropiado que el de *calor específico*, lo cual significa que la energía se transfiere (y almacena) en forma de calor.

Una unidad común para los calores específicos es $\text{kJ/kg} \cdot ^\circ\text{C}$ o $\text{kJ/kg} \cdot \text{K}$. Observe que ambas unidades son *idénticas* dado que $\Delta T(^{\circ}\text{C}) = \Delta T(\text{K})$, y un cambio de 1°C en la temperatura es equivalente a un cambio de 1 K . A veces los calores específicos se dan en *base molar*; en este caso se denotan mediante \bar{c}_v y \bar{c}_p y tienen la unidad $\text{kJ/kmol} \cdot ^\circ\text{C}$ o $\text{kJ/kmol} \cdot \text{K}$.

4-4 ■ ENERGÍA INTERNA, ENTALPÍA Y CALORES ESPECÍFICOS DE GASES IDEALES

Se define un gas ideal como un gas cuya temperatura, presión y volumen específico se relacionan mediante

$$Pv = RT$$

Se ha demostrado en forma matemática (capítulo 12) y experimental (Joule, 1843) que para un gas ideal la energía interna es sólo una función de la temperatura. Es decir,

$$u = u(T) \quad (4-21)$$

En su experimento clásico, Joule sumergió en agua dos recipientes conectados mediante un tubo y una válvula, como se ilustra en la figura 4-22. Al principio, uno de los recipientes contenía aire a una presión alta y el otro estaba al vacío. Cuando se alcanzó el equilibrio térmico, abrió la válvula para permitir el paso de aire de un recipiente al otro hasta que se igualaron las presiones. Joule no observó ningún cambio en la temperatura del agua y supuso que no se transfirió calor hacia o desde el aire. Como tampoco se realizó trabajo, concluyó que la energía interna del aire no cambió aun cuando el volumen y la presión sí lo hicieron. Por lo tanto, razonó, la energía interna es una función de la temperatura solamente y no de la presión o del volumen específico. (Joule demostró después que para gases con una desviación significativa respecto al comportamiento de un gas ideal, la energía interna no es sólo una función de la temperatura.)

Con la definición de entalpía y la ecuación de estado de un gas ideal, se tiene

$$\left. \begin{array}{l} h = u + Pv \\ Pv = RT \end{array} \right\} h = u + RT$$

Dado que R es constante y $u = u(T)$, se deduce que la entalpía de un gas ideal es también sólo una función de la temperatura:

$$h = h(T) \quad (4-22)$$

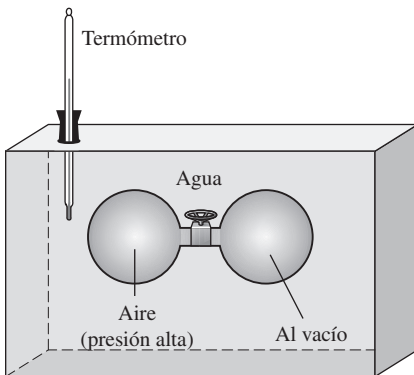


FIGURA 4-22

Esquema del aparato experimental que usó Joule.

Puesto que para un gas ideal u y h dependen únicamente de la temperatura, los calores específicos c_v y c_p dependen también, a lo sumo, sólo de la temperatura. Por lo tanto, a una temperatura dada, u , h , c_v y c_p de un gas ideal tienen valores fijos sin importar el volumen específico o la presión (Fig. 4-23). Así, para gases ideales, las derivadas parciales de las ecuaciones 4-19 y 4-20 se pueden reemplazar por derivadas ordinarias. Entonces, los cambios diferenciales en la energía interna y la entalpía de un gas ideal se pueden expresar como

$$du = c_v(T) dT \quad (4-23)$$

y

$$dh = c_p(T) dT \quad (4-24)$$

El cambio de energía interna o la entalpía para un gas ideal durante un proceso que pasa del estado 1 al 2 se determina integrando estas ecuaciones:

$$\Delta u = u_2 - u_1 = \int_1^2 c_v(T) dT \quad (\text{kJ/kg}) \quad (4-25)$$

y

$$\Delta h = h_2 - h_1 = \int_1^2 c_p(T) dT \quad (\text{kJ/kg}) \quad (4-26)$$

Para llevar a cabo estas integraciones se requiere tener relaciones para c_v y c_p como funciones de la temperatura.

A presiones bajas, los gases reales aproximan su comportamiento al de un gas ideal; por lo tanto, sus calores específicos dependen sólo de la temperatura. Los calores específicos de los gases reales a presiones bajas se llaman *calores específicos de gas ideal* o *calores específicos de presión cero*, y se denotan como c_{p0} y c_{v0} . Las expresiones analíticas exactas para calores específicos de gas ideal, con base en mediciones o cálculos directos de comportamiento estadístico de moléculas, están disponibles y se presentan como polinomios de tercer grado en el apéndice (tabla A-2c) para diversos gases. En la figura 4-24 se ofrece una gráfica de $\bar{c}_{p0}(T)$ para algunos gases comunes.

El uso de datos de calores específicos de gas ideal se limita a presiones bajas, pero también se pueden usar y obtener una exactitud razonable a presiones moderadamente altas, siempre y cuando el gas no se desvíe de forma significativa del comportamiento de un gas ideal.

Las integraciones en las ecuaciones 4-25 y 4-26 son directas pero toman mucho tiempo, de ahí que resulten imprácticas. Para evitar cálculos laboriosos, los datos de u y h han sido tabulados para diversos gases en pequeños intervalos de temperatura. Estas tablas se obtienen eligiendo un punto de referencia arbitrario y llevando a cabo las integraciones en las ecuaciones 4-25 y 4-26 con el estado 1 como el de referencia. En las tablas de gas ideal presentadas en el apéndice, cero kelvin se elige como el estado de referencia, y tanto la entalpía como la energía interna tienen asignados valores cero en ese estado (Fig. 4-25). La elección del estado de referencia no tiene efecto sobre los cálculos de Δu o Δh . Los datos de u y h se dan en kJ/kg para el aire (tabla A-17) y comúnmente en kJ/kmol para otros gases. Para el análisis termodinámico de las reacciones químicas la unidad kJ/kmol es muy conveniente.

De la figura 4-24 se pueden hacer algunas observaciones. Una es que los calores específicos de gases con moléculas complejas (moléculas con dos o más átomos) son más altos y se incrementan con la temperatura. También, la

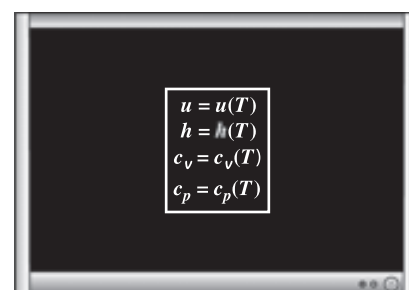


FIGURA 4-23

Para gases ideales, u , h , c_v y c_p varían sólo con la temperatura.

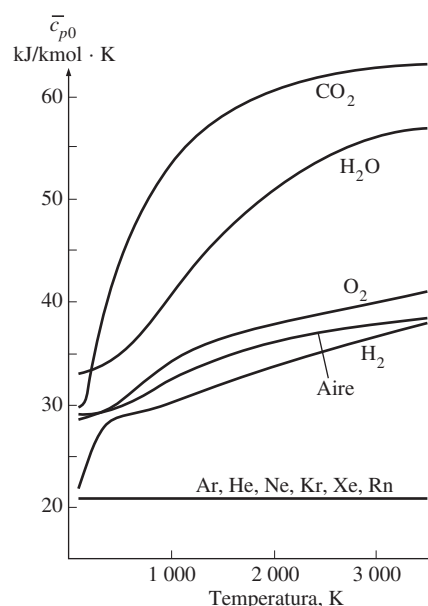


FIGURA 4-24

Calores específicos de gas ideal a presión constante para algunos gases (véase la tabla A-2c para ecuaciones de c_p).

Aire		
T, K	$u, kJ/kg$	$h, kJ/kg$
0	0	0
...
300	214.07	300.19
310	221.25	310.24
...

FIGURA 4-25

En la preparación de tablas de gas ideal, se elige 0 K como temperatura de referencia.

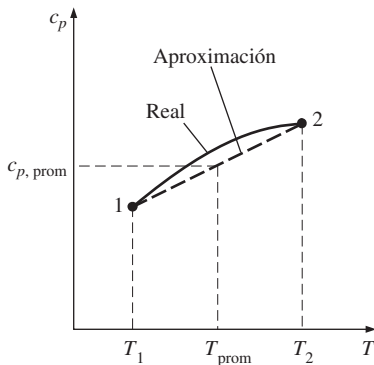


FIGURA 4-26

Para intervalos de temperatura pequeños, se puede suponer que los calores específicos varían en forma lineal con la temperatura.

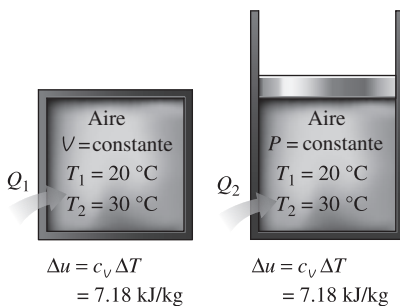


FIGURA 4-27

La relación $\Delta u = c_v \Delta T$ es válida para *cualquier* clase de proceso, a volumen constante o no.

variación de los calores específicos con la temperatura es uniforme y se puede aproximar como lineal en intervalos pequeños de temperatura (algunos cientos de grados o menos). Por lo tanto, las funciones de calor específico de las ecuaciones 4-25 y 4-26 se pueden reemplazar por valores promedio constantes de calores específicos. Entonces, al llevar a cabo las integraciones en estas ecuaciones, se obtiene

$$u_2 - u_1 = c_{v,\text{prom}} (T_2 - T_1) \quad (\text{kJ/kg}) \quad (4-27)$$

y

$$h_2 - h_1 = c_{p,\text{prom}} (T_2 - T_1) \quad (\text{kJ/kg}) \quad (4-28)$$

Los valores de calores específicos para algunos gases comunes se listan como una función de la temperatura en la tabla A-2b. Los calores específicos promedio $c_{p,\text{prom}}$ y $c_{v,\text{prom}}$ se evalúan de esta tabla a la temperatura promedio $(T_1 + T_2)/2$, como se muestra en la figura 4-26. Si no se conoce la temperatura final T_2 , los calores específicos se pueden evaluar en T_1 o en la temperatura promedio anticipada. Entonces T_2 se determina usando estos valores de calor específico. Si es necesario, el valor de T_2 se puede refinar evaluando los calores específicos en la nueva temperatura promedio.

Otra forma de determinar los calores específicos promedio es evaluarlos en T_1 y T_2 y luego sacar su promedio. En general ambos métodos dan resultados razonablemente buenos, y uno no es necesariamente mejor que el otro.

Otra observación que se puede hacer a partir de la figura 4-24 es que los calores específicos de gas ideal para *gases monoatómicos* como argón, neón y helio permanecen constantes en todo el intervalo de temperatura. Así, Δu y Δh de gases monoatómicos se determinan con facilidad de las ecuaciones 4-27 y 4-28.

Observe que las relaciones Δu y Δh antes dadas no están restringidas a alguna clase de proceso, sino que son válidas para todos los procesos. La presencia del calor específico a volumen constante c_v en una ecuación no debe hacer pensar que esta ecuación es válida sólo para un proceso a volumen constante; por el contrario, la relación $\Delta u = c_{v,\text{prom}} \Delta T$ es válida para *cualquier* gas ideal que experimenta *cualquier* proceso (Fig. 4-27). Un argumento similar se puede presentar para c_p y Δh .

En resumen, hay tres formas de determinar los cambios de energía interna y entalpía para gases ideales (Fig. 4-28):

1. Mediante los datos tabulados de u y h . Ésta es la forma más sencilla y exacta cuando están fácilmente disponibles las tablas.
2. Por medio de las relaciones c_v o c_p como una función de la temperatura para después llevar a cabo las integraciones. Esto es muy inconveniente para cálculos manuales, pero bastante deseable para cálculos por computadora. Los resultados obtenidos son muy exactos.
3. Con el empleo de calores específicos promedio. Esto es muy simple y de hecho muy conveniente cuando no se encuentran disponibles las tablas de propiedades. Los resultados que se obtienen son razonablemente exactos si el intervalo de temperatura no es muy grande.

Relaciones de calores específicos de gases ideales

Una relación especial entre c_p y c_v para gases ideales se obtiene al derivar la relación $h = u + RT$, lo cual produce

$$dh = du + R dT$$

Si se reemplaza dh por $c_p dT$ y du por $c_v dT$, y se divide la expresión resultante entre dT , se obtiene

$$c_p = c_v + R \quad (\text{kJ/kg} \cdot \text{K}) \quad (4-29)$$

Ésta es una relación importante para gases ideales porque permite determinar c_v si se conocen c_p y la constante del gas R .

Cuando los calores específicos aparecen en base molar, debe reemplazarse R en la ecuación anterior por la constante universal de los gases R_u (Fig. 4-29).

$$\bar{c}_p = \bar{c}_v + R_u \quad (\text{kJ/kmol} \cdot \text{K}) \quad (4-30)$$

En este punto, se introduce otra propiedad del gas ideal conocida como **relación de calores específicos** k , definida como

$$k = \frac{c_p}{c_v} \quad (4-31)$$

La relación de calores específicos varía también con la temperatura, pero su variación es muy pequeña. Para gases monoatómicos, su valor es en esencia una constante en 1.667. Muchos gases diatómicos, incluso el aire, tienen una relación de calores específicos de alrededor de 1.4 a temperatura ambiente.

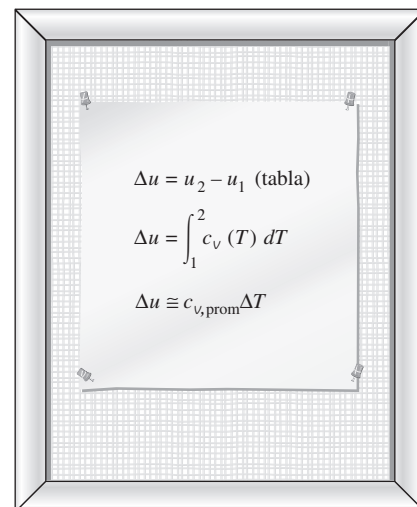


FIGURA 4-28

Tres formas de calcular Δu .

EJEMPLO 4-7 Evaluación del Δu de un gas ideal

Aire a 300 K y 200 kPa se calienta a presión constante hasta 600 K. Determine el cambio de energía interna del aire por unidad de masa, con *a*) datos de la tabla para el aire (tabla A-17), *b*) la forma de función del calor específico (tabla A-2c) y *c*) el valor del calor específico promedio (tabla A-2b).

Solución El cambio de energía interna del aire se determinará en tres formas distintas.

Suposición En condiciones específicas, se puede considerar que el aire es un gas ideal porque se encuentra a alta temperatura y baja presión en relación con sus valores de punto crítico.

Análisis El cambio de energía interna Δu de gases ideales depende sólo de las temperaturas inicial y final y no del tipo de proceso. Así, la siguiente solución es válida para cualquier clase de proceso.

a) Una forma de determinar el cambio de energía interna del aire es leer los valores de u en T_1 y T_2 de la tabla A-17 y calcular la diferencia:

$$u_1 = u_{a, 300 \text{ K}} = 214.07 \text{ kJ/kg}$$

$$u_2 = u_{a, 600 \text{ K}} = 434.78 \text{ kJ/kg}$$

Así,

$$\Delta u = u_2 - u_1 = (434.78 - 214.07) \text{ kJ/kg} = 220.71 \text{ kJ/kg}$$

b) El $\bar{c}_p(T)$ del aire se da en la tabla A-2c en la forma de un polinomio de tercer grado como

$$\bar{c}_p(T) = a + bT + cT^2 + dT^3$$

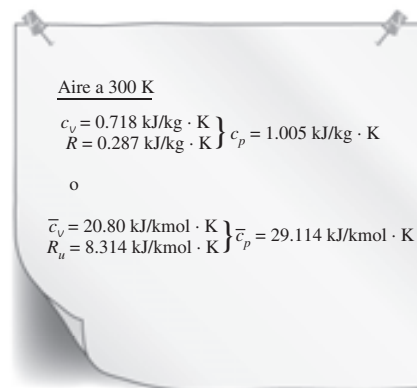


FIGURA 4-29

El c_p de un gas ideal se puede determinar de c_v y R .

donde $a = 28.11$, $b = 0.1967 \times 10^{-2}$, $c = 0.4802 \times 10^{-5}$, y $d = -1.966 \times 10^{-9}$. De la ecuación 4-30,

$$\bar{c}_v(T) = \bar{c}_p - R_u = (a - R_u) + bT + cT^2 + dT^3$$

De la ecuación 4-25,

$$\Delta \bar{u} = \int_1^2 \bar{c}_v(T) dT = \int_{T_1}^{T_2} [(a - R_u) + bT + cT^2 + dT^3] dT$$

Al efectuar la integración y sustituir los valores, se obtiene

$$\Delta \bar{u} = 6\,447 \text{ kJ/kmol}$$

El cambio de energía interna por unidad de masa se determina dividiendo este valor entre la masa molar del aire (tabla A-1):

$$\Delta u = \frac{\Delta \bar{u}}{M} = \frac{6\,447 \text{ kJ/kmol}}{28.97 \text{ kg/kmol}} = 222.5 \text{ kJ/kg}$$

lo que difiere del valor tabulado en 0.8 por ciento.

c) El valor promedio del calor específico a volumen constante $c_{v,\text{prom}}$ se determina de la tabla A-2b a la temperatura promedio de $(T_1 + T_2)/2 = 450 \text{ K}$ como

$$c_{v,\text{prom}} = c_{v \text{ a } 450 \text{ K}} = 0.733 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$$

Así,

$$\begin{aligned} \Delta u &= c_{v,\text{prom}} (T_2 - T_1) = (0.733 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K})[(600 - 300)\text{K}] \\ &= 220 \text{ kJ/kg} \end{aligned}$$

Comentario Esta respuesta difiere del valor tabulado (220.71 kJ/kg) en sólo 0.4 por ciento. Esta estrecha concordancia no sorprende porque la suposición de que c_v varía de manera lineal con la temperatura es razonable a intervalos de temperatura de sólo unos cientos de grados. Si se hubiera usado el valor de c_v en $T_1 = 300 \text{ K}$ en lugar de T_{prom} , el resultado sería 215.4 kJ/kg, el cual tiene un error de casi 2 por ciento. Errores de esta magnitud son aceptables en ingeniería para la mayor parte de los propósitos.

EJEMPLO 4-8 Calentamiento de un gas en un recipiente por agitación

Un recipiente rígido aislado contiene al inicio 1.5 lbm de helio a 80 °F y 50 psia. Dentro del recipiente hay una rueda de paletas que opera con una potencia nominal de 0.02 hp durante 30 min. Determine a) la temperatura final y b) la presión final del gas helio.

Solución Un recipiente aislado contiene gas helio, el cual es agitado mediante una rueda de paletas. Se determinarán a) la temperatura final y b) la presión final del gas helio.

Suposiciones **1** El helio es un gas ideal ya que está a muy alta temperatura en relación con su valor de punto crítico de -451 °F . **2** Se pueden usar los calores específicos constantes para el helio. **3** El sistema es estacionario, por lo tanto, los cambios de energía cinética y potencial son cero, $\Delta E_C = \Delta E_P = 0$ y $\Delta E = \Delta U$. **4** El volumen del recipiente es constante, de modo que no hay trabajo de frontera. **5** El sistema es adiabático y, en consecuencia, no hay transferencia de calor.

Análisis Se toma el contenido del recipiente como el *sistema* (Fig. 4-30), el cual es *cerrado* porque ninguna masa cruza sus fronteras durante el proceso. Se observa que se realiza trabajo de flecha sobre el sistema.

a) La cantidad de trabajo que la rueda de paletas hace sobre el sistema es

$$W_{\text{flecha}} = \dot{W}_{\text{flecha}} \Delta t = (0.02 \text{ hp})(0.5 \text{ h}) \left(\frac{2545 \text{ Btu/h}}{1 \text{ hp}} \right) = 25.45 \text{ Btu}$$

Bajo las suposiciones y observaciones expresadas, el balance de energía en el sistema se puede expresar como

$$\underbrace{E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}}}_{\text{Transferencia neta de energía por calor, trabajo y masa}} = \underbrace{\Delta E_{\text{sistema}}}_{\text{Cambio en las energías interna, cinética, potencial, etcétera}}$$

$$W_{\text{flecha, entrada}} = \Delta U = m(u_2 - u_1) = mc_{v, \text{prom}}(T_2 - T_1)$$

Como se señaló antes, los calores específicos de gas ideal para gases monoatómicos (el helio es uno de ellos) son constantes. El valor de c_v para el helio se determina de la tabla A-2Ea como $c_v = 0.753 \text{ Btu/lbm} \cdot ^\circ\text{F}$. Al sustituir esto y otras cantidades conocidas en la ecuación anterior, se obtiene

$$25.45 \text{ Btu} = (1.5 \text{ lbm})(0.753 \text{ Btu/lbm} \cdot ^\circ\text{F})(T_2 - 80^\circ\text{F})$$

$$T_2 = 102.5^\circ\text{F}$$

b) La presión final se determina de la relación de gas ideal

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

donde V_1 y V_2 son idénticos y se cancelan; entonces, la presión final se convierte en

$$\frac{50 \text{ psia}}{(80 + 460) \text{ R}} = \frac{P_2}{(102.5 + 460) \text{ R}}$$

$$P_2 = 52.1 \text{ psia}$$

Comentario Note que la presión en la relación de gas ideal es siempre la presión absoluta.

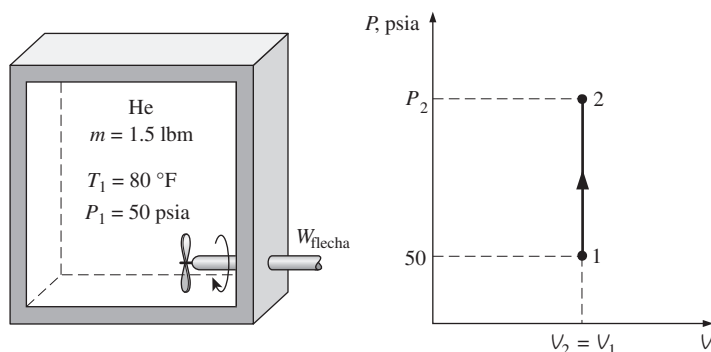


FIGURA 4-30

Esquema y diagrama P - V para el ejemplo 4-8.

EJEMPLO 4-9 Calentamiento de un gas mediante un calentador de resistencia

Un dispositivo que consta de cilindro-émbolo contiene inicialmente 0.5 m^3 de gas nitrógeno a 400 kPa y 27°C . Dentro del dispositivo se enciende un calentador eléctrico con lo cual pasa una corriente de 2 A durante 5 minutos desde una fuente de 120 V . El nitrógeno se expande a presión constante y ocurre una pérdida de calor de 2800 J durante el proceso. Determine la temperatura final del nitrógeno.

Solución En un dispositivo de cilindro-émbolo se calienta gas nitrógeno mediante un calentador de resistencia eléctrica. La sustancia se expande a presión constante mientras se pierde algo de calor. Se determinará la temperatura final del nitrógeno.

Suposiciones **1** El nitrógeno es un gas ideal porque está a temperatura alta y presión baja en relación con sus valores de punto crítico de -147°C y 3.39 MPa . **2** El sistema es estacionario y, por lo tanto, los cambios de energía potencial y cinética son cero, $\Delta E_C = \Delta E_P = 0$ y $\Delta E = \Delta U$. **3** La presión permanece constante durante el proceso, de modo que $P_2 = P_1$. **4** El nitrógeno tiene calores específicos constantes a temperatura ambiente.

Análisis Se considera el contenido del cilindro como el *sistema* (Fig. 4-31), el cual es *cerrado* porque ninguna masa cruza sus fronteras durante el proceso. Se observa que comúnmente un dispositivo de cilindro-émbolo se relaciona con una frontera móvil y, por lo tanto, con trabajo de frontera, W_b . También, se pierde calor del sistema y se hace trabajo eléctrico W_e sobre el sistema.

Primero, se determina el trabajo eléctrico realizado sobre el nitrógeno:

$$W_e = VI \Delta t = (120 \text{ V})(2 \text{ A})(5 \times 60 \text{ s}) \left(\frac{1 \text{ kJ/s}}{1000 \text{ VA}} \right) = 72 \text{ kJ}$$

La masa del nitrógeno se determina a partir de la relación de gas ideal:

$$m = \frac{P_1 V_1}{RT_1} = \frac{(400 \text{ kPa})(0.5 \text{ m}^3)}{(0.297 \text{ kPa} \cdot \text{m}^3 / \text{kg} \cdot \text{K})(300 \text{ K})} = 2.245 \text{ kg}$$

Bajo las suposiciones y observaciones consideradas, el balance de energía sobre el sistema se puede expresar como

$$\underbrace{E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}}}_{\text{Transferencia neta de energía por calor, trabajo y masa}} = \underbrace{\Delta E_{\text{sistema}}}_{\text{Cambio en las energías interna, cinética, potencial, etcétera}}$$

$$W_{e,\text{entrada}} - Q_{\text{salida}} - W_{b,\text{salida}} = \Delta U$$

$$W_{e,\text{entrada}} - Q_{\text{salida}} = \Delta H = m(h_2 - h_1) = mc_p(T_2 - T_1)$$

dado que $\Delta U + W_b = \Delta H$ para un sistema cerrado que experimenta una expansión o compresión en cuasiequilibrio a presión constante. De la tabla A-2a, $c_p = 1.039 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$ para el nitrógeno a temperatura ambiente. La única cantidad desconocida en la ecuación anterior es T_2 , y se encuentra como

$$72 \text{ kJ} - 2.8 \text{ kJ} = (2.245 \text{ kg})(1.039 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K})(T_2 - 27^\circ\text{C})$$

$$T_2 = 56.7^\circ\text{C}$$

Comentario Observe que este problema se podría resolver también si se determina el trabajo de frontera y el cambio de energía interna en vez del cambio de entalpía.

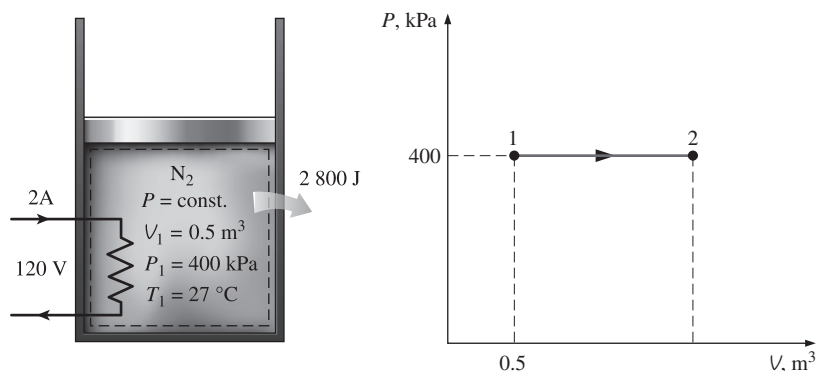


FIGURA 4-31

Esquema y diagrama P - V para el ejemplo 4-9.

EJEMPLO 4-10 Calentamiento de un gas a presión constante

Un dispositivo de cilindro-émbolo contiene al inicio aire a 150 kPa y 27 °C. En este estado, el émbolo descansa sobre un par de topes, como se ilustra en la figura 4-32, y el volumen encerrado es de 400 L. La masa del émbolo es tal que se requiere una presión de 350 kPa para moverlo. Se calienta el aire hasta duplicar su volumen. Determine *a*) la temperatura final, *b*) el trabajo que realiza el aire y *c*) el calor total transferido al aire.

Solución En un dispositivo de cilindro-émbolo provisto de dos topes se calienta aire hasta duplicar su volumen. Se determinarán la temperatura final, el trabajo realizado y la transferencia de calor total.

Suposiciones **1** El aire es un gas ideal porque está a temperatura alta y baja presión en relación con sus valores de punto crítico. **2** El sistema es estacionario; por lo tanto, los cambios de energía cinética y potencial son cero, $\Delta E_C = \Delta E_P = 0$ y $\Delta E = \Delta U$. **3** El volumen permanece constante hasta que el émbolo comienza a moverse, después la presión permanece constante durante el proceso. **4** No hay trabajo de flecha, eléctrico o de otro tipo.

Análisis Se toma el contenido del cilindro como el *sistema* (Fig. 4-32), el cual es *cerrado* puesto que ninguna masa cruza sus fronteras durante el proceso. Se observa que comúnmente un dispositivo de cilindro-émbolo tiene relación con una frontera móvil y, por lo tanto, con trabajo de frontera, W_b . Asimismo, el sistema realiza trabajo de frontera y se transfiere calor al sistema.

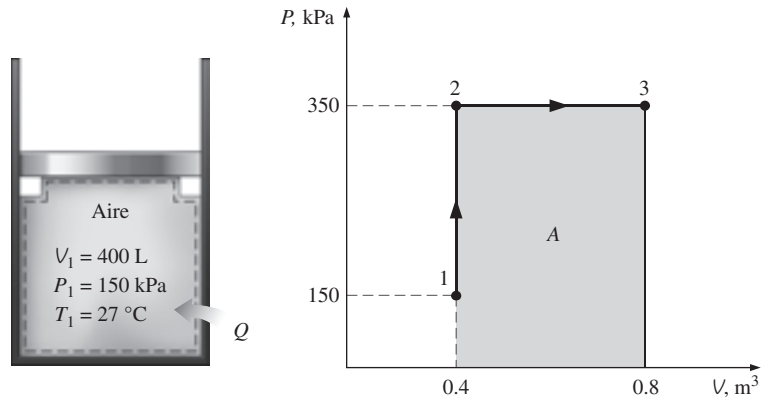
a) La temperatura final se determina fácilmente por medio de la relación del gas ideal entre los estados 1 y 3 en la siguiente forma:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_3 V_3}{T_3} \longrightarrow \frac{(150 \text{ kPa})(V_1)}{300 \text{ K}} = \frac{(350 \text{ kPa})(2V_1)}{T_3}$$

$$T_3 = 1400 \text{ K}$$

FIGURA 4-32

Esquema y diagrama P - V para el ejemplo 4-10.



b) El trabajo realizado se podría determinar por integración, pero en este caso es mucho más fácil hacerlo a partir del área bajo la curva del proceso, en un diagrama P - V el cual se muestra en la figura 4-32:

$$A = (V_2 - V_1)P_2 = (0.4 \text{ m}^3)(350 \text{ kPa}) = 140 \text{ m}^3 \cdot \text{kPa}$$

Por consiguiente,

$$W_{13} = 140 \text{ kJ}$$

El sistema realiza trabajo (para elevar el émbolo y expulsar el aire atmosférico de su camino), por lo tanto se trata de producción de trabajo.

c) Bajo las suposiciones y observaciones consideradas, el balance de energía en el sistema entre los estados inicial y final (proceso 1-3) se puede expresar como

$$\underbrace{E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}}}_{\text{Transferencia neta de energía por calor, trabajo y masa}} = \underbrace{\Delta E_{\text{sistema}}}_{\text{Cambio en las energías interna, cinética, potencial, etcétera}}$$

$$Q_{\text{entrada}} - W_{b,\text{salida}} = \Delta U = m(u_3 - u_1)$$

La masa del sistema se determina a partir de la relación de gas ideal:

$$m = \frac{P_1 V_1}{RT_1} = \frac{(150 \text{ kPa})(0.4 \text{ m}^3)}{(0.287 \text{ kPa} \cdot \text{m}^3/\text{kg} \cdot \text{K})(300 \text{ K})} = 0.697 \text{ kg}$$

Las energías internas se determinan de la tabla del aire (tabla A-17) como

$$u_1 = u_{a, 300 \text{ K}} = 214.07 \text{ kJ/kg}$$

$$u_3 = u_{a, 1400 \text{ K}} = 1113.52 \text{ kJ/kg}$$

Así,

$$Q_{\text{entrada}} - 140 \text{ kJ} = (0.697 \text{ kg})[(1113.52 - 214.07) \text{ kJ/kg}]$$

$$Q_{\text{entrada}} = 767 \text{ kJ}$$

Comentario El signo positivo asegura que se transfiere calor al sistema.

4-5 ■ ENERGÍA INTERNA, ENTALPÍA Y CALORES ESPECÍFICOS DE SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

Una sustancia cuyo volumen específico (o densidad) es constante se llama **sustancia incompresible**. Los volúmenes específicos de sólidos y líquidos en esencia permanecen constantes durante un proceso (Fig. 4-33); por lo tanto, líquidos y sólidos se pueden considerar como sustancias incompresibles sin sacrificar mucho en precisión. Se debe entender que la suposición de volumen constante implica que la energía relacionada con el cambio de volumen es insignificante en comparación con otras formas de energía. De lo contrario, esta suposición sería ridícula para estudiar el esfuerzo térmico en sólidos (causado por el cambio de volumen con la temperatura) o analizar termómetros de líquido contenido en vidrio.

Se puede mostrar matemáticamente que (véase el capítulo 12) los calores específicos a volumen y presión constantes son idénticos para sustancias incompresibles (Fig. 4-34). Entonces, para sólidos y líquidos, los subíndices en c_p y c_v se eliminan, y ambos calores específicos se pueden representar mediante un solo símbolo c . Es decir,

$$c_p = c_v = c \quad (4-32)$$

Esto se podría deducir también de las definiciones físicas de calores específicos a volumen y presión constantes. Los valores de calores específicos para diversos líquidos y sólidos comunes se ofrecen en la tabla A-3.

Cambios de energía interna

Al igual que los de gases ideales, los calores específicos de sustancias incompresibles dependen sólo de la temperatura. Así, las diferenciales parciales en la ecuación de definición de c_v se pueden reemplazar por diferenciales ordinarias, que producen

$$du = c_v dT = c(T) dT \quad (4-33)$$

El cambio de energía interna entre los estados 1 y 2 se obtiene por integración:

$$\Delta u = u_2 - u_1 = \int_1^2 c(T) dT \quad (\text{kJ/kg}) \quad (4-34)$$

La variación del calor específico c con la temperatura se debe conocer antes de llevar a cabo esta integración. Para pequeños intervalos de temperatura, un valor de c a la temperatura promedio se puede usar y tratar como una constante, de lo que se obtiene

$$\Delta u \cong c_{\text{prom}}(T_2 - T_1) \quad (\text{kJ/kg}) \quad (4-35)$$

Cambios de entalpía

Si se emplea la definición de entalpía $h = u + Pv$ y observando que $v = \text{constante}$, la forma diferencial del cambio de entalpía de sustancias incompresibles se determina mediante derivación, como

$$dh = du + v dP + P d\overset{0}{v} = du + v dP \quad (4-36)$$

Al integrar,

$$\Delta h = \Delta u + v \Delta P \cong c_{\text{prom}} \Delta T + v \Delta P \quad (\text{kJ/kg}) \quad (4-37)$$

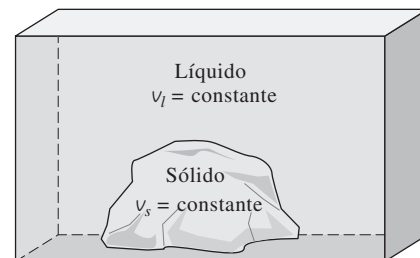


FIGURA 4-33

Los volúmenes específicos de sustancias incompresibles permanecen constantes durante un proceso.



FIGURA 4-34

Los valores c_v y c_p de sustancias incompresibles son idénticos y se denotan mediante c .

Para *sólidos*, el término $v \Delta P$ es insignificante, por lo tanto $\Delta h = \Delta u \cong c_{\text{prom}} \Delta T$. Para *líquidos*, comúnmente se encuentran dos casos especiales:

1. *Procesos a presión constante*, como en los calentadores ($\Delta P = 0$): $\Delta h = \Delta u \cong c_{\text{prom}} \Delta T$
2. *Procesos a temperatura constante*, como en las bombas ($\Delta T = 0$): $\Delta h = v \Delta P$

Para un proceso que ocurre entre los estados 1 y 2, la última relación se puede expresar como $h_2 - h_1 = v(P_2 - P_1)$. Si se toma el estado 2 como el estado de líquido comprimido a T y P dadas, así como el estado 1 de líquido saturado a la misma temperatura, es posible expresar la entalpía del líquido comprimido como

$$h_{aP,T} \cong h_{faT} + v_{faT}(P - P_{\text{sat } aT}) \quad (4-38)$$

como se analizó en el capítulo 3. Ésta es una mejora sobre la suposición de que la entalpía del líquido comprimido se podría tomar como h_f a la temperatura dada (es decir, $h_{aP,T} \cong h_{faT}$); sin embargo, la contribución del último término suele ser muy pequeña y se ignora. (Observe que a presiones y temperaturas altas, la ecuación 4-38 podría sobre corregir la entalpía y dar como resultado un error más grande que la aproximación $h \cong h_{faT}$.)

EJEMPLO 4-11 Entalpía de un líquido comprimido

Determine la entalpía del agua líquida a 100 °C y 15 MPa a) usando tablas de líquido comprimido, b) aproximándola como un líquido saturado y c) usando la corrección dada por la ecuación 4-38.

Solución Se determinará la entalpía del agua líquida de manera exacta y aproximada.

Análisis A 100 °C, la presión de saturación del agua es de 101.42 kPa, y como $P > P_{\text{sat}}$, el agua existe como un líquido comprimido en el estado especificado.

a) De las tablas de líquido comprimido, se lee

$$\left. \begin{array}{l} P = 15 \text{ MPa} \\ T = 100 \text{ °C} \end{array} \right\} h = 430.39 \text{ kJ/kg} \quad (\text{Tabla A-7})$$

Éste es el valor exacto.

b) Considerando el líquido comprimido como uno saturado a 100 °C, como suele hacerse, se obtiene

$$h \cong h_{fa100 \text{ °C}} = 419.17 \text{ kJ/kg}$$

Este valor tiene un error de alrededor de 2.6 por ciento.

c) De la ecuación 4-38,

$$\begin{aligned} h_{aP,T} &\cong h_{faT} + v_{faT}(P - P_{\text{sat } aT}) \\ &= (419.17 \text{ kJ/kg}) + (0.001 \text{ m}^3/\text{kg})[(15\,000 - 101.42) \text{ kPa}] \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1 \text{ kPa} \cdot \text{m}^3} \right) \\ &= 434.07 \text{ kJ/kg} \end{aligned}$$

Comentario Note que el término de corrección redujo el error de 2.6 a casi 1 por ciento en este caso. Sin embargo, esta mejora en precisión con frecuencia no vale la pena.

EJEMPLO 4-12 Enfriamiento con agua de un bloque de hierro

Un bloque de hierro de 50 kg a 80 °C se sumerge en un recipiente aislado que contiene 0.5 m³ de agua líquida a 25 °C. Determine la temperatura cuando se alcanza el equilibrio térmico.

Solución En un recipiente aislado con agua se sumerge un bloque de hierro. Se determinará la temperatura final cuando se alcanza el equilibrio térmico.

Suposiciones 1 Tanto el agua como el bloque de hierro son sustancias incompresibles. 2 Para el agua y el hierro se pueden usar calores específicos constantes a temperatura ambiente. 3 El sistema es estacionario, por lo tanto los cambios de energía cinética y potencial son cero, $\Delta E_C = \Delta E_P = 0$ y $\Delta E = \Delta U$. 4 No hay trabajo eléctrico, de flecha o de otro tipo. 5 El sistema está bien aislado; por consiguiente, no hay transferencia de calor.

Análisis Se toma todo el contenido del recipiente como el *sistema* (Fig. 4-35), el cual es *cerrado* puesto que ninguna masa cruza sus fronteras durante el proceso. Se observa que el volumen de un recipiente rígido es constante, de modo que no hay trabajo de frontera. El balance de energía se puede expresar como

$$\underbrace{E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}}}_{\text{Transferencia neta de energía por calor, trabajo y masa}} = \underbrace{\Delta E_{\text{sistema}}}_{\text{Cambio en las energías interna, cinética, potencial, etcétera}}$$

$$0 = \Delta U$$

La energía interna total U es una propiedad extensiva, por lo tanto se puede expresar como la suma de las energías internas de las partes del sistema. Entonces, el cambio de energía interna total del sistema es

$$\Delta U_{\text{sistema}} = \Delta U_{\text{hierro}} + \Delta U_{\text{agua}} = 0$$

$$[mc(T_2 - T_1)]_{\text{hierro}} + [mc(T_2 - T_1)]_{\text{agua}} = 0$$

El volumen específico del agua líquida en o cerca de la temperatura ambiente se toma como 0.001 m³/kg; entonces la masa del agua es

$$m_{\text{agua}} = \frac{V}{v} = \frac{0.5 \text{ m}^3}{0.001 \text{ m}^3/\text{kg}} = 500 \text{ kg}$$

Los calores específicos del hierro y el agua se determinan de la tabla A-3 como $c_{\text{hierro}} = 0.45 \text{ kJ/kg} \cdot ^\circ\text{C}$ y $c_{\text{agua}} = 4.18 \text{ kJ/kg} \cdot ^\circ\text{C}$. Al sustituir estos valores en la ecuación de energía se obtiene

$$(50 \text{ kg})(0.45 \text{ kJ/kg} \cdot ^\circ\text{C})(T_2 - 80 ^\circ\text{C}) + (500 \text{ kg})(4.18 \text{ kJ/kg} \cdot ^\circ\text{C})(T_2 - 25 ^\circ\text{C}) = 0$$

$$T_2 = 25.6 ^\circ\text{C}$$

De esta manera, cuando se establece el equilibrio térmico, tanto el agua como el hierro estarán a 25.6 °C.

Comentario El pequeño aumento en la temperatura del agua se debe a su gran masa y a su calor específico grande.

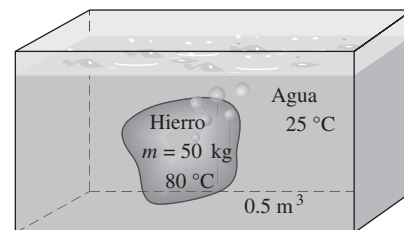


FIGURA 4-35

Esquema para el ejemplo 4-12.

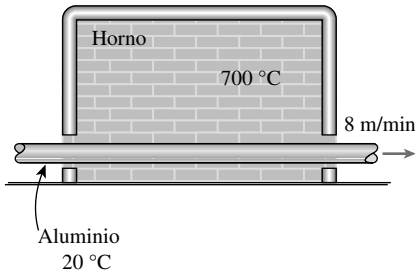


FIGURA 4-36

Esquema para el ejemplo 4-13

EJEMPLO 4-13 Calentamiento de varillas de aluminio en un horno

Se van a calentar largas varillas cilíndricas de aluminio ($\rho = 2\,700\text{ kg/m}^3$ y $c_p = 0.973\text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$) de 5 cm de diámetro, desde 20 °C hasta una temperatura promedio de 400 °C, esto se realiza conduciéndolas a través del horno a una velocidad de 8 m/min. Determine la tasa de transferencia de calor hacia las varillas en el horno.

Solución Se van a calentar varillas de aluminio en un horno a una temperatura promedio especificada. Se va a determinar la tasa de transferencia de calor.

Suposiciones 1 Las propiedades térmicas de las varillas son constantes. 2 No hay cambios en las energías cinética y potencial. 3 Las varillas tienen una temperatura uniforme cuando salen del horno.

Análisis Las varillas de aluminio pasaron por el horno a una velocidad constante de 8 m/min. Es decir, un observador externo verá que entra una sección de 8 m de longitud de varillas frías y que del horno salen varillas de 8 m de longitud cada minuto. Consideramos una sección de 8 m de longitud de la varilla como el sistema. El balance de energía para este sistema cerrado se puede expresar como

$$\underbrace{E_{\text{entrada}} - E_{\text{salida}}}_{\text{Transferencia de energía por calor, trabajo y masa}} = \underbrace{\Delta E_{\text{sistema}}}_{\text{Cambio en las energías interna, cinética, potencial, etcétera}}$$

$$Q_{\text{entrada}} = \Delta U_{\text{varilla}} = m(u_2 - u_1)$$

$$Q_{\text{entrada}} = mc(T_2 - T_1)$$

La densidad y el calor específico de las varillas son $\rho = 2\,700\text{ kg/m}^3$ y $c = 0.973\text{ kJ/kg} \cdot \text{K} = 0.973\text{ kJ/kg} \cdot \text{°C}$. La cantidad de transferencia térmica a una sección de 8 m de longitud de la varilla al calentarse a la temperatura especificada está determinada por

$$m = \rho V = \rho \frac{\pi D^2}{4} L = (2\,700\text{ kg/m}^3) \frac{\pi (0.05\text{ m})^2}{4} (8\text{ m}) = 42.41\text{ kg}$$

$$Q_{\text{entrada}} = mc(T_2 - T_1) = (42.41\text{ kg}) (0.973\text{ kJ/kg} \cdot \text{°C}) (400 - 20)\text{°C} = 15\,680\text{ kJ (por sección de 8 m)}$$

Considerando que se calienta una sección de 8 m de longitud de las varillas cada minuto, la tasa de transferencia de calor a los rodillos en el horno se convierte en

$$\dot{Q}_{\text{entrada}} = Q_{\text{entrada}} / \Delta t = 15\,680\text{ kJ/min} = 261\text{ kJ/s}$$

Comentario Este problema también se puede resolver trabajando con las ecuaciones en forma de ecuaciones de *relación de cambio*, como

$$\begin{aligned} \dot{m} &= \rho \dot{V} = \rho \frac{\pi D^2}{4} L / \Delta t = \rho \frac{\pi D^2}{4} V = (2\,700\text{ kg/m}^3) \frac{\pi (0.05\text{ m})^2}{4} (8\text{ m/min}) \\ &= 42.41\text{ kg/min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \dot{Q}_{\text{entrada}} &= \dot{m}c(T_2 - T_1) = (42.41\text{ kg/min}) (0.973\text{ kJ/kg} \cdot \text{°C}) (400 - 20)\text{°C} \\ &= 15\,680\text{ kJ/min} \end{aligned}$$

que es idéntico al resultado obtenido antes.

TEMA DE INTERÉS ESPECIAL *

Aspectos termodinámicos de los sistemas biológicos

Una excitante e importante área de aplicación de la termodinámica es en los sistemas biológicos, los cuales son sitios de transferencia de energía y de procesos de transformación bastante complejos e intrigantes. Los sistemas biológicos no se encuentran en equilibrio termodinámico, por lo tanto se dificulta su análisis. A pesar de su complejidad, los sistemas biológicos están formados principalmente por cuatro elementos sencillos: hidrógeno, oxígeno, carbono y nitrógeno. De todos los átomos del cuerpo humano, el hidrógeno representa 63 por ciento, el oxígeno 25.5, el carbono 9.5 y el nitrógeno 1.4 por ciento. El resto, 0.6 por ciento, corresponde a otros 20 elementos esenciales para la vida. En masa, alrededor del 72 por ciento del cuerpo humano es agua.

Los bloques básicos de los organismos vivos son las *células*, que son semejantes a fábricas diminutas en las que se llevan a cabo funciones vitales para la supervivencia de los organismos. Un sistema biológico puede ser tan sencillo como una sola célula. El cuerpo humano contiene alrededor de 100 billones de células con un diámetro promedio de 0.01 mm. La membrana de la célula es una pared semipermeable que permite el paso de algunas sustancias mientras que excluye a otras.

En una célula representativa ocurren miles de reacciones químicas cada segundo, tiempo durante el cual se descomponen algunas moléculas, se libera energía y se forman algunas nuevas moléculas. Este alto nivel de actividad química dentro de las células, que mantiene al cuerpo humano a una temperatura de 37 °C mientras lleva a cabo las tareas corporales necesarias, se llama **metabolismo**, concepto que en términos sencillos se refiere a la combustión de alimentos como carbohidratos, grasas y proteínas. La tasa del metabolismo en el estado de descanso se conoce como *tasa metabólica basal*, que es la tasa de metabolismo requerida para que un cuerpo se mantenga desarrollando las funciones necesarias (como respiración y circulación sanguínea) a nivel cero de actividad externa. La tasa metabólica se puede interpretar también como la tasa de consumo de energía para un cuerpo. Para un hombre promedio (30 años de edad, 70 kg, 1.8 m² de área superficial corporal), la tasa metabólica basal es de 84 W; es decir, el cuerpo disipa energía al ambiente a una tasa de 84 W, lo cual significa que el cuerpo convierte energía química a partir del alimento (o de la grasa corporal si la persona no ha comido) en energía térmica, a una tasa de 84 W (Fig. 4-37). La tasa metabólica aumenta con el nivel de actividad y puede exceder 10 veces la basal cuando el cuerpo realiza ejercicio extenuante. Es decir, dos personas que realizan ejercicio intenso en una habitación pueden estar suministrando más energía a la habitación que un calentador de resistencia eléctrica de 1 kW (Fig. 4-38). La fracción de calor sensible varía de aproximadamente 40 por ciento en el caso de trabajo pesado hasta casi 70 por ciento para trabajo ligero. El resto de la energía se elimina del cuerpo por transpiración en forma de calor latente.

La tasa metabólica basal varía con el sexo, el tamaño del cuerpo, las condiciones generales de salud, etc., y decrece de modo considerable con la edad. A esto se debe que las personas tiendan a engordar entre finales de los 20 y los 30 años, aunque no incrementen su ingesta de alimentos. El cerebro y el hígado son los principales sitios de actividad metabólica. Estos dos órganos explican casi 50 por ciento de la tasa metabólica basal de un cuerpo humano adulto aunque sólo constituyen alrededor de 4 por ciento de la masa corporal. En los niños pequeños, es notable que casi la mitad de la actividad metabólica basal ocurra sólo en el cerebro.



FIGURA 4-37

Cuando está en reposo, en promedio una persona disipa energía hacia los alrededores a una tasa de 84 W.

© Vol. 124/PhotoDisc/Getty RF

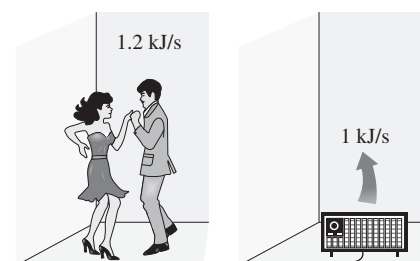


FIGURA 4-38

Dos personas bailando rápido proveen más energía a una habitación que un calentador de resistencia eléctrica de 1 kW.

* Se puede omitir esta sección sin que se pierda continuidad.



FIGURA 4-39

Dispositivos que suministran a una habitación la misma cantidad de energía que un calentador de resistencia eléctrica de 300 W.

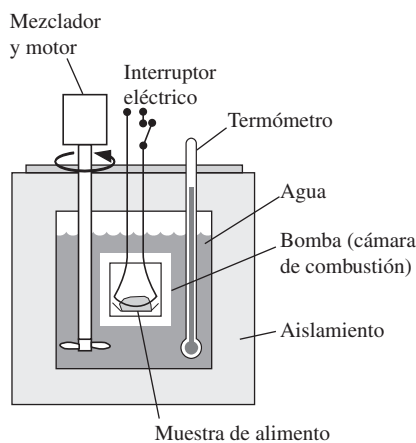


FIGURA 4-40

Esquema de un calorímetro de bomba utilizado para determinar el contenido de energía de muestras de alimentos.

Las reacciones biológicas en las células ocurren en esencia a temperatura, presión y volumen constantes. La temperatura de la célula tiende a subir cuando alguna energía química es convertida en calor, pero esta energía se transfiere con rapidez al sistema circulatorio, el cual la transporta a las partes exteriores del cuerpo y, con el tiempo, al ambiente por medio de la piel.

Las células musculares funcionan de una manera muy parecida a un motor, ya que convierten la energía química en mecánica (trabajo) con una eficiencia de conversión cercana a 20 por ciento. Cuando el cuerpo no hace trabajo neto sobre el ambiente (como subir muebles a un piso superior), el trabajo completo también se convierte en calor. En ese caso, toda la energía química del alimento liberada en el cuerpo durante el metabolismo es transferida finalmente al ambiente. Una televisión en operación permanente que consume electricidad a una tasa de 300 W debe eliminar calor hacia su ambiente a una tasa de 300 W sin importar qué suceda dentro del aparato. Es decir, encender una televisión de 300 W o tres bombillas de 100 W produce el mismo efecto de calentamiento en una habitación que un calentador de resistencia de 300 W (Fig. 4-39). Esto es una consecuencia del principio de conservación de la energía, el cual requiere que el aporte de energía a un sistema sea igual a la salida de energía cuando el contenido total de ésta en el sistema permanece constante durante el proceso.

Alimento y ejercicio

Los requerimientos de energía de un cuerpo se satisfacen con la ingesta de alimentos. Los nutrimentos alimenticios son considerados en tres grupos principales: carbohidratos, proteínas y grasas. Los *carbohidratos* se caracterizan por tener en sus moléculas átomos de hidrógeno y oxígeno en una relación de 2 a 1. Las moléculas de los carbohidratos van desde las muy sencillas (como el azúcar común) a las muy complejas o grandes (como el almidón). El pan y el azúcar son las principales fuentes de carbohidratos. Las *proteínas* son moléculas muy grandes que contienen carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, además de ser esenciales para la construcción y la reparación de los tejidos corporales. Están formadas por moléculas más pequeñas llamadas *aminoácidos*. Las proteínas completas como las que proporcionan la carne, la leche y el huevo tienen todos los aminoácidos requeridos para construir los tejidos corporales. Las provenientes de las plantas, como las que se encuentran en frutas, vegetales y granos, carecen de uno o más aminoácidos y se llaman proteínas incompletas. Las *grasas* son moléculas relativamente pequeñas conformadas por carbono, hidrógeno y oxígeno, y sus principales fuentes son los aceites vegetales y las grasas animales. La mayor parte de los alimentos contienen todos los grupos nutritivos en proporciones variables. La dieta estadounidense promedio consiste en 45 por ciento de carbohidratos, 40 por ciento de grasas y 15 por ciento de proteínas, aunque se recomienda que en una dieta saludable menos de 30 por ciento de las calorías vengan de la grasa.

El contenido energético de un alimento se determina quemando una pequeña muestra de éste en un dispositivo llamado *calorímetro de bomba*, que en esencia es un recipiente rígido bien aislado (Fig. 4-40). El recipiente contiene una pequeña cámara de combustión rodeada de agua. El alimento se quema en la cámara de combustión en presencia de oxígeno en exceso y la energía liberada se transfiere al agua circundante, de manera que el contenido de energía del alimento se calcula con base en el principio de conservación de la energía midiendo la elevación de temperatura del agua. Al quemarse el alimento, el carbono de éste se convierte en CO_2 y el hidrógeno en H_2O . Las mismas reacciones químicas ocurren en el cuerpo, por lo tanto se libera la misma cantidad de energía.

Utilizando muestras secas (libres de agua), el contenido promedio de energía de los tres grupos alimenticios básicos se determina a través de mediciones hechas con el calorímetro de bomba, lo cual da 18.0 MJ/kg para los carbohidratos, 22.2 MJ/kg para las proteínas y 39.8 MJ/kg para las grasas. Sin embargo, estos grupos alimenticios no se metabolizan por completo en el cuerpo humano: la fracción del contenido metabolizable de energía es de 95.5 por ciento para los carbohidratos, 75.5 para las proteínas y 97.7 para las grasas. Es decir, el cuerpo metaboliza casi por completo las grasas ingeridas, pero desecha sin quemar alrededor de una cuarta parte de la proteína ingerida. Esto corresponde a 4.1 calorías/gramo para proteínas y carbohidratos y 9.3 calorías/gramo para grasas (Fig. 4-41), lo cual se lee comúnmente en los libros de nutrición y en las etiquetas de los alimentos. El contenido de energía de los alimentos ingeridos normalmente es mucho menor que los valores anteriores debido a su gran contenido de agua (el agua añade volumen a los alimentos pero no puede ser metabolizada ni quemada, por lo tanto no tiene valor energético). Por ejemplo, la mayoría de los vegetales, frutas y carnes son agua. El contenido promedio de energía metabolizable de los tres grupos alimenticios básicos es de 4.2 MJ/kg para los carbohidratos, 8.4 MJ/kg para las proteínas y 33.1 MJ/kg para las grasas. Observe que 1 kg de grasa natural contiene casi 8 veces la energía metabolizable de 1 kg de carbohidratos naturales. Por lo tanto, una persona que llena su estómago con comida grasosa está consumiendo mucha más energía que una persona que lo llena con carbohidratos como el pan o el arroz.

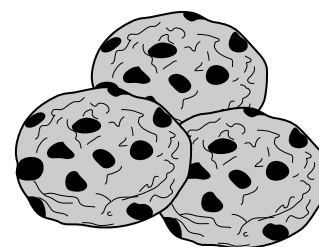
Generalmente los expertos en nutrición expresan el contenido de energía metabolizable de los alimentos en términos de *Calorías*, con mayúscula. Una Caloría equivale a una *kilocaloría* (1000 calorías), lo cual es equivalente a 4.1868 kJ. Es decir,

$$1 \text{ Cal (Caloría)} = 1000 \text{ calorías} = 1 \text{ kcal (kilocaloría)} = 4.1868 \text{ kJ}$$

Esta notación para las calorías suele causar confusión ya que no siempre se sigue en tablas o artículos sobre nutrición. Cuando el tema es comida o salud, una caloría significa kilocaloría, esté o no escrita con mayúscula.

Las **necesidades calóricas diarias** de la gente varían en forma considerable con la edad, el género, el estado de salud, el nivel de actividad, el peso corporal y la composición del cuerpo, así como otros factores. Una persona pequeña requiere menos calorías que otra más grande del mismo sexo y edad. Un hombre promedio requiere entre 2 400 y 2 700 Calorías por día; mientras que la de una mujer promedio va de 1 800 a 2 200 Calorías. Las necesidades diarias están cerca de 1 600 para mujeres sedentarias y algunos adultos más viejos; 2 000 para los hombres sedentarios y la mayoría de los adultos viejos; 2 200 para la mayoría de los niños, chicas adolescentes y mujeres activas; 2 800 para adolescentes, hombres activos y algunas mujeres muy activas, y más de 3 000 para hombres muy activos. El valor *promedio* de ingesta calórica se considera, en general, de 2 000 Calorías diarias. Las necesidades calóricas de una persona se determinan multiplicando el peso corporal en libras (que es 2.205 veces el peso corporal en kg) por 11 para una persona sedentaria, por 13 para una persona moderadamente activa, por 15 para una persona que se ejercita o que hace trabajo físico moderado y por 18 para quien se ejercita activamente o hace trabajo físico intenso. Las calorías extras consumidas por un cuerpo se almacenan como grasa, la cual sirve como energía de reserva y se utiliza cuando la ingesta calórica del cuerpo es menor a la necesaria.

Al igual que otras grasas naturales, 1 kg de grasa del cuerpo humano contiene alrededor de 33.1 MJ de energía metabolizable. Por lo tanto, una persona hambrienta (ingesta cero de energía) que utilice 2 200 Calorías (9 211 kJ)



3 galletas (32 g)

Grasa: (8 g)(9.3 Cal/g) = 74.4 Cal
 Proteínas: (2 g)(4.1 Cal/g) = 8.2 Cal
 Carbohidratos: (21 g)(4.1 Cal/g) = 86.1 Cal
 Otros: (1 g)(0 Cal/g) = 0

Total (para 32 g): 169 Cal

FIGURA 4-41

Evaluación del contenido calórico de una porción de galletas con trozos de chocolate (los valores son para las galletas Chips Ahoy de Nabisco).

© Vol. 30/PhotoDisc / Getty RF.

al día puede satisfacer sus requerimientos energéticos diarios por ingesta quemando solamente $9\,211/33\,100 = 0.28$ kg de grasa corporal. Así, no sorprende que una persona sobreviva más de 100 días sin comer. (Sin embargo, se requiere tomar agua para recuperar la que se pierde a través de los pulmones y la piel para evitar la deshidratación, que puede ocurrir en sólo unos pocos días.) Aunque el deseo de deshacerse del exceso de grasa en este mundo esbelto pueda ser en ocasiones avasallador, las dietas de hambre no son recomendables debido a que el cuerpo pronto empieza a consumir su propio tejido muscular además de la grasa. Una dieta saludable deberá incluir ejercicio regular y considerar una cantidad razonable de ingesta calórica.

Los contenidos promedio de energía metabolizable de varios alimentos y el consumo de energía para varias actividades se ofrecen en las tablas 4-1 y 4-2. Como podría esperarse, hay algo de incertidumbre en estos valores si se toma en cuenta que no existen dos hamburguesas iguales y que no hay dos personas que caminen exactamente de la misma manera. Por lo tanto, es posible que para las mismas cuestiones se hallen valores un poco distintos en otros libros o revistas.

Las tasas de consumo de energía incluidas en la tabla 4-2 durante algunas actividades son para un adulto de 68 kg. La energía que consumen adultos más grandes o pequeños se determina mediante la proporcionalidad de la tasa metabólica y el tamaño corporal, por ejemplo, la tasa de consumo de energía por un ciclista de 68 kg se lista en la tabla 4-2 como 639 Calorías/h; entonces la tasa de consumo de energía de un ciclista de 50 kg es

$$(50\text{ kg}) \frac{639\text{ Cal/h}}{68\text{ kg}} = 470\text{ Cal/h}$$

Para una persona de 100 kg, serían 940 Cal/h.

El análisis termodinámico del cuerpo humano es bastante complicado ya que tiene que ver con transferencia de masa (durante la respiración, transpiración, etc.), así como con transferencia de energía; por lo tanto se debe considerar como un sistema abierto. Sin embargo, la transferencia de energía con la masa es difícil de cuantificar, entonces el cuerpo humano se modela de manera simple como un sistema cerrado considerando la energía transportada con la masa únicamente como transferencia de energía. Por ejemplo, la alimentación se modela como la transferencia de energía hacia el cuerpo humano en la cantidad del contenido de energía metabolizable del alimento.

TABLA 4-1

Contenido de energía metabolizable aproximado de algunos alimentos comunes
(1 Caloría = 4.1868 kJ = 3.968 Btu)

Alimento	Calorías	Alimento	Calorías	Alimento	Calorías
Manzana (una, mediana)	70	Emparedado de pescado	450	Leche (entera, 200 mL)	136
Papa horneada (sola)	250	Papas fritas (normales)	250	Durazno (uno, mediano)	65
Papa horneada con queso	550	Hamburguesa	275	Pay (una rebanada de $\frac{1}{8}$, 23 cm de diámetro)	300
Pan (blanco, una rebanada)	70	Hot dog	300	Pizza (grande, con queso, una rebanada de $\frac{1}{8}$)	350
Mantequilla (una cucharadita)	35	Helado (100 mL, 10 por ciento de grasa)	110		
Hamburguesa con queso	325	Ensalada de lechuga con aderezo francés	150		
Barra de chocolate (20 g)	105	Leche (descremada, 200 mL)	76		
Refresco de cola (200 mL)	87				
Huevo (uno)	80				

Dietas

La mayor parte de las dietas se basan en el *conteo de calorías*; es decir, bajo el principio de conservación de la energía: una persona gana peso si el consumo de calorías es mayor al requerido y pierde peso si consume menos calorías de las que necesita su cuerpo. Sin embargo, las personas que comen lo que quieren cuando quieren sin ganar peso son prueba viviente de que por sí sola la técnica de conteo de calorías no funciona en la dieta. Es obvio que las dietas implican más que llevar la cuenta de las calorías. También es necesario tener en cuenta que las frases *ganancia de peso* y *pérdida de peso* son nombres poco apropiados; las frases correctas deben ser *ganancia de masa* y *pérdida de masa*. Un hombre que va al espacio pierde prácticamente todo su peso pero nada de su masa. Cuando el tema es la alimentación y la salud, se entiende que *peso* significa *masa*, y el peso se expresa en unidades de masa.

Los investigadores en nutrición han propuesto varias teorías sobre las dietas, y una de éstas indica que ciertas personas tienen cuerpos muy “eficientes en relación con el alimento”. Tales personas requieren menos calorías que otras para hacer la misma actividad, así como cierto automóvil requiere menos combustible para recorrer una determinada distancia. Es interesante reflexionar que siempre se desea un automóvil con alto rendimiento de combustible, aunque no se piensa lo mismo para nuestros cuerpos. Una cosa que frustra a quienes hacen dieta es que el cuerpo la interpreta como *inanición* y comienza a usar las reservas del cuerpo de modo más riguroso. Se ha observado que cambiar de una dieta diaria normal de 2000 Calorías a otra de 800 Calorías, sin involucrar ejercicio, baja la tasa metabólica basal de 10 a 20 por ciento. Aunque la tasa metabólica se restablece al terminar la dieta, los largos periodos de dieta baja en calorías sin ejercicio adecuado producen, además de pérdida de grasa, otra muy considerable de tejido muscular. Con menos de este tejido para quemar calorías, la tasa metabólica del cuerpo decrece y se queda por debajo de lo normal aun después de que la persona empieza a comer normalmente. Como resultado, la persona recupera el peso que ha perdido en forma de grasa y más. La tasa metabólica basal permanece casi igual en la gente que se ejercita mientras hace dieta.

El ejercicio regular moderado es parte de cualquier programa saludable de dieta por una buena razón: construye o conserva el tejido muscular, el cual quema calorías mucho más rápido que el tejido graso. Es interesante saber que después del ejercicio aeróbico continúa la quema de calorías durante varias horas, de modo que se eleva de forma considerable la tasa metabólica general.

Otra teoría indica que las personas con *demasiadas células grasas* desarrolladas durante la niñez o adolescencia son mucho más propensas a ganar peso. Algunas personas creen que el contenido graso de sus cuerpos se controla mediante el ajuste de un mecanismo de “control de grasa”, de manera semejante a como se controla con un termostato la temperatura de una casa.

Otras personas atribuyen sus problemas de peso a sus *genes*. Si se considera que 80 por ciento de los hijos de padres con sobrepeso también lo sufren, es posible que la herencia sí tenga un papel importante en la manera en que un cuerpo almacena grasa. Los investigadores de la Universidad de Washington y de la Universidad Rockefeller han identificado un gen, llamado el RIIbeta, que al parecer controla la tasa del metabolismo. El cuerpo trata de mantener la grasa corporal en un nivel particular, llamado **punto fijo**, el cual difiere de una persona a otra (Fig. 4-42). Esto ocurre *acelerando* el metabolismo y por lo tanto quemando calorías extra mucho más rápido cuando una persona tiende a ganar peso, así como *reduciendo* el metabolismo y quemando calorías a una tasa menor cuando una persona tiende a perder peso. Por lo tanto, una persona

TABLA 4-2

Consumo de energía aproximado de un adulto de 68 kg durante algunas actividades (1 Caloría = 4.1868 kJ = 3.968 Btu)

Actividad	Calorías/h
Metabolismo basal	72
Baloncesto	550
Ciclismo (21 km/h)	639
Esquí a campo traviesa (13 km/h)	936
Conducir un automóvil	180
Comer	99
Baile rápido	600
Carrera rápida (13 km/h)	936
Trote (8 km/h)	540
Nado (rápido)	860
Nado (lento)	288
Tenis (avanzado)	480
Tenis (principiante)	288
Caminata (7.2 km/h)	432
Ver TV	72

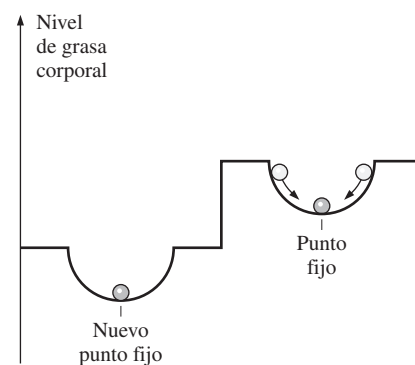


FIGURA 4-42

El cuerpo tiende a mantener el nivel de grasa corporal en un *punto fijo* acelerando el metabolismo cuando una persona come de más y disminuyéndolo cuando la persona está en ayuno.

que acaba de adelgazar quema menos calorías que otra con el mismo tamaño quien siempre ha sido esbelta. Ni siquiera el ejercicio parece cambiar eso. Entonces, para no ganar peso, quien acaba de adelgazar no debería consumir más calorías de las que puede quemar. Observe que en las personas con altas tasas metabólicas, el cuerpo disipa las calorías extras como calor corporal en lugar de almacenarlas como grasa y, por lo tanto, no hay violación del principio de conservación de energía.

Se considera que algunas personas tienen una *falla genética* a la que se puede atribuir las tasas tan bajas de metabolismo. Varios estudios han llevado a la conclusión de que para dichas personas es casi imposible perder peso, es decir, la obesidad es un problema biológico. Sin embargo, aun ellos no ganarán peso a menos que coman más de lo que su cuerpo pueda quemar. Deben aprender a satisfacerse con poca comida para permanecer delgados y olvidarse alguna vez de llevar una vida con “alimentación” normal. Para la mayoría de la gente, la genética determina la escala de pesos normales. Una persona puede estar en el extremo alto o bajo de dicha escala, según sus hábitos alimenticios y de ejercicio. Esto también explica por qué algunos gemelos genéticamente idénticos no lo son tanto cuando se trata del peso corporal. También se cree que un *desequilibrio hormonal* puede causar ganancia o pérdida excesiva de peso.

Con base en su experiencia, el primer autor de este libro desarrolló una dieta llamada “*dieta sensata*”. Consiste en dos reglas sencillas: coma *lo que quiera en el momento que lo desee y en la cantidad que quiera* con las condiciones de que 1) esto sea cuando tiene hambre y 2) deje de comer antes de hartarse. En otras palabras, *escuche a su cuerpo y no se aproveche de él*. No espere ver esta dieta poco científica anunciada en alguna parte, pues no hay nada que vender ni dinero que ganar. Además, no es tan fácil como suena ya que la comida toma el sitio central de la mayoría de las actividades de ocio en la vida social, por lo que comer y beber se han vuelto sinónimos de diversión. Sin embargo, es reconfortante saber que el cuerpo humano puede perdonar imposiciones ocasionales.

El *sobrepeso* se relaciona con una larga lista de riesgos para la salud, desde presión arterial alta hasta algunas formas de cáncer, en particular para personas que tienen alguna condición médica relacionada con el peso, como la diabetes, hipertensión y enfermedades cardíacas. Por lo tanto, la gente suele preguntarse si su peso se encuentra en el nivel apropiado; bueno, la respuesta a esta pregunta no está labrada en piedra, pero si no ve los dedos de sus pies, o si puede pellizcar su “llantita” más de una pulgada, no necesita a un experto para saber que tiene sobrepeso. Por otra parte, algunas personas obsesionadas con su peso tratan de perderlo más aunque en realidad estén por debajo del correcto. Por lo tanto, es útil tener un criterio científico para determinar la aptitud física. El peso saludable para adultos se expresa por lo general en términos del **índice de masa corporal** (IMC), el cual se define en unidades SI como

$$\text{IMC} = \frac{W(\text{kg})}{H^2(\text{m}^2)} \quad \text{con} \quad \begin{array}{ll} \text{IMC} < 19 & \text{falta de peso} \\ 19 \leq \text{IMC} \leq 25 & \text{peso saludable} \\ \text{IMC} > 25 & \text{sobrepeso} \end{array} \quad (4-39)$$

donde W es el peso (en realidad, la masa) de la persona en kg y H es su altura en metros. Por lo tanto, un IMC de 25 es el límite superior para un peso saludable y una persona con un IMC de 27 está 8 por ciento pasada de peso. Se puede demostrar que la fórmula anterior es equivalente, en medidas inglesas, a $\text{IMC} = 705 W/H^2$, donde W está en libras y H en pulgadas. El nivel apropiado de peso para adultos de varias estaturas se da en la tabla 4-3 tanto en unidades SI como del sistema inglés.

TABLA 4-3

Intervalo de peso saludable para adultos de varias estaturas (fuente: National Institute of Health)

Unidades inglesas		Unidades SI	
Estatura, pulg	Peso saludable, lbm*	Estatura, m	Peso saludable, kg*
58	91-119	1.45	40-53
60	97-127	1.50	43-56
62	103-136	1.55	46-60
64	111-146	1.60	49-64
66	118-156	1.65	52-68
68	125-165	1.70	55-72
70	133-175	1.75	58-77
72	140-185	1.80	62-81
74	148-195	1.85	65-86
76	156-205	1.90	69-90

* Los límites superior e inferior del intervalo saludable corresponden a índices de masa corporal de 19 y 25, respectivamente.

EJEMPLO 4-14 Quema de las calorías del almuerzo

Un hombre de 90 kg comió en el almuerzo dos hamburguesas, una porción regular de papas fritas y 200 mL de bebida de cola (Fig. 4-43). Determine en cuánto tiempo quemará las calorías de este almuerzo *a)* viendo televisión y *b)* nadando con rapidez. ¿Cuáles serían las respuestas en el caso de un hombre de 45 kg?

Solución Un hombre ingirió su almuerzo en un restaurante de comida rápida. Se determinará el tiempo que tarda en quemar las calorías del almuerzo viendo la televisión y nadando rápido.

Suposiciones Los valores de las tablas 4-1 y 4-2 son aplicables para la comida y el ejercicio.

Análisis *a)* Se toma el cuerpo humano como el *sistema* y se le trata como un *sistema cerrado* cuyo contenido de energía permanece sin cambio durante el proceso. Entonces, el principio de conservación de energía requiere que la entrada de energía al cuerpo debe ser igual a la salida de energía. La entrada de energía neta en este caso es el contenido de energía metabolizable de la comida ingerida. A partir de la tabla 4-1 se determina como

$$\begin{aligned} E_{\text{entrada}} &= 2 \times E_{\text{hamburguesa}} + E_{\text{papas}} + E_{\text{cola}} \\ &= 2 \times 275 + 250 + 87 \\ &= 887 \text{ Cal} \end{aligned}$$

La tasa de salida de energía para un hombre de 68 kg que ve la televisión se presenta en la tabla 4-2 como 72 Calorías/h. Para un hombre de 90 kg ésta se convierte en

$$E_{\text{salida}} = (90 \text{ kg}) \frac{72 \text{ Cal/h}}{68 \text{ kg}} = 95.3 \text{ Cal/h}$$

Por lo tanto, tomará

$$\Delta t = \frac{887 \text{ Cal}}{95.3 \text{ Cal/h}} = 9.3 \text{ h}$$

quemar las calorías del almuerzo viendo televisión.

b) Se puede mostrar de una manera similar que sólo toma **47 min** quemar las calorías del almuerzo si se nada rápido.

Comentario El hombre de 45 kg es la mitad de grande que el hombre de 90 kg. Por lo tanto, gastar la misma cantidad de energía requiere el doble de tiempo en cada caso: **18.6 h** viendo televisión y **94 min** nadando rápido.



FIGURA 4-43

Comida representativa analizada en el ejemplo 4-14.

© Vol. 30/PhotoDisc/Getty RF.

EJEMPLO 4-15 Pérdida de peso con cambiar a papas sin grasa

La grasa artificial olestra pasa por el cuerpo sin ser digerida y, por lo tanto, añade cero calorías a la dieta. Aunque los alimentos cocinados con olestra saben bien, podrían causar dolor abdominal y se desconocen los efectos a largo plazo. Una porción de 1 onza (28.3 gramos) de papas fritas normales tiene 10 gramos de grasa y 150 Calorías, mientras que 1 onza de las denominadas papas sin grasa freídas en olestra tiene sólo 75 Calorías. Considere una persona que come 1 onza de papas fritas normales todos los días a la hora del almuerzo sin ganar o perder peso. Determine cuánto peso pierde esta persona en un año si cambia a las papas sin grasa (Fig. 4-44).



FIGURA 4-44

Esquema para el ejemplo 4-15.