

## CAPITULO 13. CALOR Y LA PRIMERA LEY DE LA TERMODINAMICA.

La termodinámica es la rama de la física que estudia los procesos donde hay transferencia de energía en forma de calor y de trabajo. Cuando dos cuerpos a diferentes temperaturas se ponen en contacto térmico entre sí, la temperatura del cuerpo más cálido disminuye y la del más frío aumenta. Si permanecen en contacto térmico durante cierto tiempo, finalmente alcanzan una temperatura común de equilibrio, de valor comprendido entre las temperaturas iniciales. En este proceso se produjo una transferencia de calor del cuerpo más cálido al más frío. La pregunta que surge es ¿cuáles son las características de esa transferencia de calor? En el próximo capítulo intentaremos dar una respuesta a esa pregunta, ya que en este debemos aprender a conocer la capacidad de absorber o liberar calor de los cuerpos, las diferentes formas de calor, el trabajo termodinámico, la energía interna de los cuerpos y como se relacionan entre sí esas variables a través de la primera ley de la termodinámica.

### 13.1 DEFINICIONES.

**Sistema:** cualquier grupo de átomos, moléculas, partículas u objetos en estudio termodinámico. Por ejemplo el agua dentro de un envase, el cuerpo de un ser vivo o la atmósfera. Un esquema se muestra en la figura 13.1.

**Ambiente:** todo lo que no pertenece al sistema, es lo que rodea al sistema, sus alrededores. Por ejemplo el exterior al envase donde está el agua, o el espacio que rodea a la atmósfera (puede ser todo el Universo). Entre el sistema y el ambiente puede haber intercambio de calor y de energía y se puede realizar trabajo (figura 13.1).

**Sistema cerrado:** sistema en el cual no entra ni sale masa, pero que puede intercambiar calor y energía con el ambiente.

**Sistema abierto:** sistema que puede tener variación de masa, como por ejemplo intercambio de gases o líquidos, o de alimentos en los seres vivos.

**Sistema cerrado aislado:** sistema en el cual no se produce ningún intercambio de calor o energía con el ambiente a través de sus fronteras.

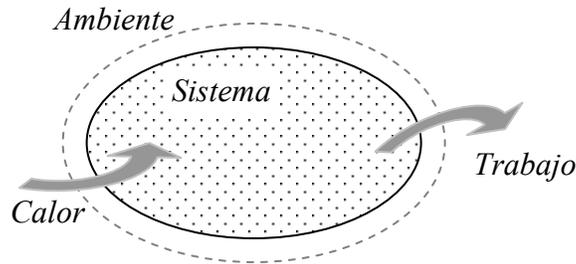


Figura 13.1. Esquema donde se representa un sistema termodinámico rodeado por su ambiente.

### 13.2 CALOR.

Se debe distinguir desde un principio claramente entre los conceptos de calor y energía interna de un objeto. El **calor**, (símbolo  $Q$ ), *se define como la energía cinética total de todos los átomos o moléculas de una sustancia*. El concepto de calor, se usa para describir la energía que se transfiere de un lugar a otro, es decir *flujo de calor es una transferencia de energía que se produce únicamente como consecuencia de las diferencias de temperatura*. La **energía interna**, estudiaremos más en detalle en la sección 13.6, es la energía que tiene una sustancia debido a su temperatura. La energía interna de un gas es esencialmente su energía cinética en escala microscópica: mientras mayor sea la temperatura del gas, mayor será su energía interna. Pero también puede haber transferencia de energía entre dos sistemas, aún cuando no haya flujo de calor. Por ejemplo, cuando un objeto resbala sobre una superficie hasta detenerse por efecto de la fricción, su energía cinética se transforma en energía interna que se reparte entre la superficie y el objeto (y aumentan su temperatura) debido al trabajo mecánico realizado, que le agrega energía al sistema. Estos cambios de energía interna se miden por los cambios de temperatura.

Cuando la ciencia termodinámica era bebe, digamos a principios del 1800, y no se comprendía bien el concepto de calor, los científicos definieron el calor en términos de los cambios en la temperatura que el calor produce en los cuerpos. Por lo que se definió una unidad de medida del calor, llamada **caloría**, símbolo *cal*, como *la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua en un grado Celsius desde 14.5° C a 15.5° C*. La unidad de calor en el sistema inglés se llama **Unidad térmica británica**, (Btu), definida como *la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de una*

libra de agua en un grado Celsius de  $63^{\circ} F$  a  $64^{\circ} F$ . Se elige ese rango de temperatura, porque la cantidad de calor requerida depende levemente de la temperatura; se requiere más calor para elevar la temperatura del agua fría que la del agua a punto de hervir.

Cuando se describió el concepto de energía en el capítulo 5, se afirmó que en cualquier sistema mecánico siempre está presente la fricción, por lo que siempre se pierde energía mecánica y aparentemente no se conserva. Los experimentos demuestran claramente que por efecto de la fricción, la energía no desaparece, sino que se transforma en energía térmica. James Joule (inglés, 1818-1889) fue el primero en establecer la equivalencia entre estas dos formas de energía. Joule encontró que la energía mecánica que se transforma en calor, es proporcional al aumento de temperatura. La constante de proporcionalidad, llamada *calor específico*, es igual a  $4.186 \text{ J}/(\text{g } ^{\circ}\text{C})$ . Se demuestra que una caloría, que se conoce como el *equivalente mecánico del calor*, es exactamente igual a  $4.186 \text{ J}$ , sin importar quien produce el aumento de temperatura:

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

Como en la actualidad se reconoce al calor como una forma de energía, la unidad de medida de calor en el SI es el *Joule*, *J*. Algunas de las conversiones más comunes entre las unidades de calor y energía son las siguientes:

$$\begin{aligned} 1 \text{ cal} &= 4.186 \text{ J} = 3.97 \times 10^{-3} \text{ Btu} \\ 1 \text{ J} &= 0.239 \text{ cal} = 9.48 \times 10^{-4} \text{ Btu} \\ 1 \text{ Btu} &= 1055 \text{ J} = 252 \text{ cal} \end{aligned}$$

En nutrición se llama Caloría, Cal con mayúscula, a las *calorías alimenticias o dietéticas*, usada en la descripción del contenido de energía de los alimentos y equivale a 1000 calorías o 1 kilocaloría, es decir  $1 \text{ Cal} = 1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal}$ .

Ejemplo 13.1 Una lola se sirve 1000 Cal en alimentos, los que luego quiere perder levantando pesas de 25 kg hasta una altura de 1.8 m. Calcular el número de veces que debe levantar las pesas para perder la misma cantidad de energía que adquirió en alimentos y el tiempo que debe estar haciendo el ejercicio. Suponga que durante el ejercicio no se pierde energía por fricción.

Solución: para perder las 1000 Cal, la lola debe realizar la misma cantidad de trabajo mecánico, es decir  $W = 1000 \text{ Cal}$ . Transformando este valor al SI:

$$W = 1000 \text{ Cal} \times \frac{1000 \text{ cal}}{1 \text{ Cal}} \times \frac{4.186 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 4.186 \times 10^6 \text{ J}$$

Esta es la cantidad de trabajo que debe ser realizado levantando pesas de 25 kg. El trabajo en un solo levantamiento hasta 1.8 m es:

$$W_1 = mgy = (25 \text{ kg}) \times (10 \text{ m/s}^2) \times (1.8 \text{ m}) = 450 \text{ J}$$

Como el trabajo  $W_1$  debe ser realizado  $n$  veces hasta completar la cantidad  $W$ , entonces  $W = n W_1$ , despejando  $n$ ,

$$n = \frac{W}{W_1} = \frac{4.186 \times 10^6 \text{ J}}{450 \text{ J}} = 9300 \text{ veces}$$

Supongamos que la lola es muy rápida para levantar pesas, tal que produce un levantamiento cada 5 segundos, entonces el tiempo total del ejercicio es:

$$\Delta t = 9300 \times 5 \text{ s} \times \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = 12.9 \text{ horas}$$

Por lo que es obvio que es más fácil bajar de “peso” haciendo dieta.

### **13.3 CAPACIDAD CALORICA Y CALOR ESPECIFICO.**

La cantidad de energía en forma de calor que se requiere para cambiar la temperatura de una masa dada de materia, no es la misma para todos los materiales. Por ejemplo, el calor necesario para elevar la temperatura en un grado Celsius de un kilogramo de agua es 4186 J, pero el calor necesario para elevar la temperatura en 1° C de 1 kg de cobre es solo 387 J.

***La capacidad calórica,  $C$ , de cualquier sustancia se define como la cantidad de calor,  $Q$ , que se requiere para elevar la temperatura de una sustancia en un grado Celsius.***

A partir de esta definición, se observa que si al agregar  $Q$  unidades de calor a una sustancia le producen un cambio de temperatura  $\Delta T$ , se puede escribir:

$$Q = C \Delta T \quad (13.1)$$

La capacidad calórica de cualquier sustancia es proporcional a su masa. Por esta razón es conveniente definir la capacidad calórica por unidad de masa, es decir que no dependa de la masa, a la que se llama *calor específico*,  $c$ :

$$c = \frac{C}{m} \quad (13.2)$$

La unidad de medida de  $C$  en el SI es J/K (que es lo mismo que J/°C) y la de  $c$  es J/kgK (o J/(kg °C)). En la tabla 13.1 se da el calor específico de varias sustancias medidas a presión atmosférica y a temperatura ambiente. Los calores específicos en general varían con la temperatura. Si la variación de temperatura no es muy grande, se puede despreciar esa variación de  $c$  y considerarla como una constante.

También se puede definir el *calor específico molar* de una sustancia como la capacidad calórica por unidad de moles, entonces una sustancia que contiene  $n$  moles, tiene un calor específico molar igual a  $c = C/n$ , que se mide en el SI en J/(mol K) o J/(mol °C). Valores se listan en la última columna de la tabla 13.1.

Tabla 13.1 Calores específicos de algunos materiales.

Sustancia	$c$ (J/kg K)	PM (kg/mol)	$c$ molar (J/mol K)
Agua (15° C)	4186	0,0180	75,4
Alcohol	2400		
Hielo (-5° C)	2090	0,0180	36,5
Berilio	1830	0,00901	16,5
Madera (aprox)	1700		
Aluminio	900	0,0270	24,3
Mármol (CaCO <sub>3</sub> )	860		
Vidrio	837		
Hierro	448	0,0559	25,0
Cobre	387		24,5
Latón	380		
Plata	234	0,108	25,4
Cadmio	230		25,9
Mercurio	140	0,210	27,7
Oro	129		25,4
Plomo	128	0,207	26,4

Se puede observar de la tabla 13.1 que de los materiales comunes, el agua es la que tiene el mayor calor específico. Este gran valor de  $c$  del agua, que es casi tres veces mayor que para las tierras ( $c_{\text{agua}} = 3c_{\text{tierra}}$ ), es un importante factor climático sobre la superficie de la Tierra, ya que es en parte responsable de la moderación de temperatura en las zonas costeras. Se requiere mucho más calor para elevar la temperatura del agua, que de una misma cantidad de tierra, es decir una misma cantidad de radiación solar eleva más la temperatura de los suelos que de las aguas. En latitudes medias, las grandes masas oceánicas tienen una menor variación diurna o anual de temperatura que los continentes y en general, las temperaturas de los océanos son menores (mayores) en verano (invierno) que en los continentes. Como en latitudes medias, el viento de gran escala predominante es desde el oeste, las masas de aire que se acercan a los continentes transportan aire más fresco en verano o más cálido en invierno, por lo que las zonas costeras occidentales de los continentes son más frescas en verano y más cálidas en invierno que las zonas interiores de los continentes. Esto no siempre es así en los bordes orientales de los continentes, ya que en latitudes medias los vientos del oeste transportan el aire desde el continente hacia el océano, por lo que no puede haber efecto regulador de los océanos.

De la definición del calor específico de la ecuación 13.2, se puede determinar la energía calórica  $Q$  transferida entre una sustancia de masa  $m$  y los alrededores para un cambio de temperatura, como:

$$Q = mc \Delta T \quad (13.3)$$

Observar que cuando se le agrega calor a una sustancia,  $Q$  y  $\Delta T$  son ambos positivos y la temperatura aumenta. Cuando se le quita calor a una sustancia,  $Q$  y  $\Delta T$  son ambos negativos y la temperatura disminuye.

Una forma de medir el calor específico de sólidos o líquidos consiste en calentar el material hasta una cierta temperatura, ponerla en un envase con una masa de agua y temperatura conocidas y medir la temperatura del agua una vez que se ha alcanzado el equilibrio térmico. La ley de conservación de la energía requiere que el calor que entrega el material más caliente, de calor específico

desconocido, sea igual al calor que absorbe el agua. Los aparatos en los cuales se produce esa transferencia de calor, se llaman *calorímetros*.

**Ejemplo 13.2** Un trozo de material de masa  $m$  que tiene una temperatura inicial  $T_{im}$ , se sumerge en un envase que contiene una masa  $M$  de agua a la temperatura inicial  $T_{iA} < T_{im}$ . Si la temperatura de equilibrio de la mezcla es  $T$ , calcular el calor específico del material. Despreciar la transferencia de calor al envase y al ambiente.

**Solución:** como la temperatura inicial del agua es menor que la del material, este le entrega calor al agua. Cuando se alcanza el estado de equilibrio, por la conservación de la energía, el calor  $Q_m$  entregado por el material debe ser igual al calor  $Q_A$  absorbido por el agua, entonces:

$$\text{Calor perdido por el material: } Q_m = -mc\Delta T = -mc(T - T_{im})$$

$$\text{Calor ganado por el agua: } Q_A = Mc_A\Delta T = Mc_A(T - T_{iA})$$

$$Q_A = Q_m \Rightarrow Mc_A(T - T_{iA}) = mc(T_{im} - T)$$

Despejando el calor específico  $c$  del material, se obtiene:

$$c = \frac{Mc_A(T - T_{iA})}{m(T_{im} - T)}$$

**Ejemplo 13.3** Un trozo de metal de 50 g que se encuentra a 200° C se sumerge en un envase que contiene 0.4 kg de agua inicialmente a 20° C. Si la temperatura final de equilibrio del sistema mezclado es 22.4° C, calcular: a) el calor específico del material, b) el calor ganado por el agua. Despreciar la transferencia de calor al envase y al medio ambiente.

**Solución:** los datos son  $c_A = 4186 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$ ,  $m_m = 50\text{g}$ ,  $T_{im} = 200^\circ\text{C}$ ,  $m_A = 400\text{g}$ ,  $T_{iA} = 20^\circ\text{C}$ ,  $T_{fm} = 22.4^\circ\text{C} = T_{fA}$ .

a) Al introducir el metal caliente en el agua mas fría, el metal se enfría y el agua se calienta, alcanzando ambos 22.4° C, es decir, el metal pierde calor y el agua gana calor.

Calor cedido por el metal:  $Q_m = -m_m c_m \Delta T = -m_m c_m (T_{fm} - T_{im})$

Calor ganado por el agua:  $Q_A = m_A c_A \Delta T = m_A c_A (T_{fA} - T_{iA})$

$$Q_A = Q_m \Rightarrow m_A c_A (T_{fA} - T_{iA}) = -m_m c_m (T_{fm} - T_{im})$$

$$c_m = \frac{m_A c_A (T_{fA} - T_{iA})}{-m_m (T_{fm} - T_{im})}$$

Reemplazando los valores numéricos, se obtiene:

$$c_m = \frac{0.4 \times 4186 \times (22.4 - 20)}{-0.05(22.4 - 200)} = 452.5 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$$

b) El calor ganado por el agua es  $Q_A = m_A c_A (T_{fA} - T_{iA})$ , con los valores:

$$Q_A = 0.4 \text{ kg} \times 4186 \frac{\text{J}}{\text{kg}^\circ\text{C}} (22.4^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) = 4018.6 \text{ J}$$

Ejemplo 13.4. Una bala de plomo de 2 g de masa disparada con una rapidez de 300 m/s, se incrusta en un poste de madera. Suponiendo que toda la energía térmica generada durante el impacto permanece en la bala, calcular su cambio de temperatura.

Solución: los datos son  $m = 2 \text{ g}$ ,  $v = 300 \text{ m/s}$ . La energía cinética de la bala es:

$$E_C = \frac{1}{2} m v^2 = \frac{1}{2} (0.002 \text{ kg}) (300 \text{ m/s})^2 = 90 \text{ J}$$

Toda esta energía cinética se transforma en calor en la bala, como para el plomo  $c = 128 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$ , entonces:

$$Q = mc\Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{mc} = \frac{90 \text{ J}}{(0.002 \text{ kg})(128 \text{ J/kg}^\circ\text{C})} = 351.6^\circ\text{C}$$

### 13.4 CALOR LATENTE Y CAMBIOS DE ESTADO.

Normalmente en un material se produce un cambio de su temperatura cuando se transfiere calor entre el material y los alrededores. Cuando se le agrega o quita calor a una sustancia, se producen variaciones de temperatura (aumento o disminución), es el calor  $Q$  llamado *calor sensible*, porque el objeto siente el calor agregado o perdido al cambiar su temperatura. Pero en ciertas condiciones se le agrega calor a una sustancia sin que cambie su temperatura, por ejemplo cuando se evapora el agua, en ese caso se produce un cambio en las características físicas y en la forma del material, llamado *cambio de estado o de fase* y al calor necesario para producir el cambio de fase se le llama *calor latente*, porque este calor está presente y a punto para ser usado cuando termina el proceso de cambio de estado. Por ejemplo, si se hierve agua en un recipiente abierto a la presión atmosférica normal, la temperatura no aumenta por encima de los 100° C por mucho calor que se suministre. El calor que se absorbe sin cambiar la temperatura del agua es el calor latente; no se pierde, sino que se emplea en transformar el agua en vapor y se almacena como energía en el vapor. Cuando el vapor se condensa para formar agua, esta energía vuelve a liberarse, recuperándose el calor latente como calor sensible. Del mismo modo, si se calienta una mezcla de hielo y agua, su temperatura no cambia hasta que se funde todo el hielo. El calor latente absorbido se emplea para vencer las fuerzas que mantienen unidas las partículas de hielo, y se almacena como energía en el agua.

Los diferentes cambios de fase son de sólido a líquido o *fusión* (fundición o derretimiento en el caso del agua), de líquido a gas o *evaporación* (vaporización), de sólido a gas o *sublimación* y los procesos en sentido opuesto llamados *solidificación* (o congelamiento en el caso del agua), *condensación* y *deposición*, respectivamente. Los diferentes procesos de cambio de estado, tomado como sustancia el agua, para los cuales se da una breve explicación cualitativa, se ilustran en la figura 13.2.

#### 13.4.1 Vaporización o evaporación.

Es la transformación de líquido a gas. La evaporación es la conversión gradual de un líquido en gas sin que haya ebullición, que se realiza en la superficie del líquido. Las moléculas de cualquier líquido se encuentran en constante movimiento. La velocidad media de las moléculas sólo depende de la temperatura, pero puede haber moléculas individuales que se muevan a una velocidad mu-

cho mayor o mucho menor que la media. A temperaturas por debajo del punto de ebullición, es posible que moléculas individuales que se aproximen a la superficie con una velocidad superior a la media tengan suficiente energía para escapar de la superficie y pasar al espacio situado por encima como moléculas de gas. Como sólo se escapan las moléculas más rápidas, la velocidad media de las demás moléculas disminuye; dado que la temperatura, a su vez, sólo depende de la velocidad media de las moléculas, la temperatura del líquido que queda también disminuye. Es decir, la evaporación es un proceso de *enfriamiento*; si se pone una gota de agua sobre la piel, se siente frío cuando se evapora. En el caso de una gota de alcohol, que se evapora con más rapidez que el agua, la sensación de frío es todavía mayor. Por ejemplo la transpiración humana es un mecanismo de defensa del cuerpo hacia el exceso de calor; los perros no transpiran pero cuando sienten calor jadean produciendo evaporación, reduciendo de esa manera su temperatura corporal; los cerdos que tampoco transpiran, se refrescan en el barro.

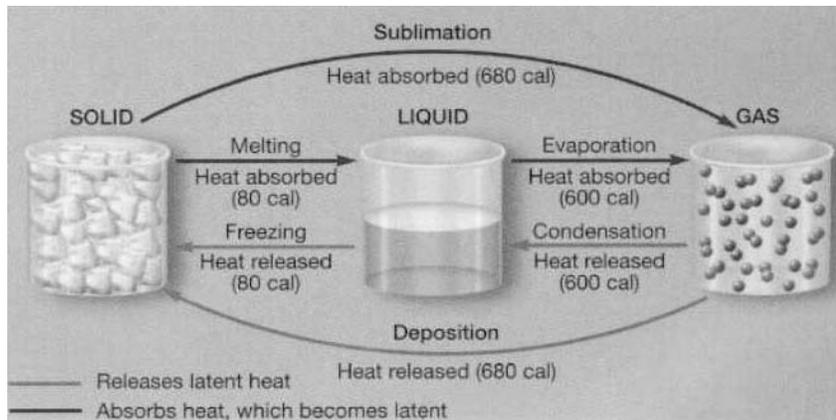


Figura 13.2 esquema de los procesos de cambio de fase en el caso del agua.

Si un líquido se evapora en un recipiente cerrado, el espacio situado sobre el líquido se llena rápidamente de vapor, y la evaporación se ve pronto compensada por el proceso opuesto, la condensación. Para que la evaporación continúe produciéndose con rapidez hay que eliminar el vapor tan rápido como se forma. Por este motivo, un líquido se evapora con la máxima rapidez cuando se crea una corriente de aire sobre su superficie. Cuando después de que ha llovido la energía del Sol comienza a secar el suelo, el calor se consume en evaporar la humedad de la tierra, lo que hace disminuir la temperatura del aire, haciendo que los días sean más frescos que si no hubiese llovido.

**13.4.2 Condensación.**

Es la transformación de un gas a líquido. Las moléculas de gas que se condensan entregan energía cinética a la superficie sobre la que condensan, por lo que este es un proceso de *calentamiento*. Cuando el vapor de agua en la atmósfera se transforma en gotitas para formar las nubes, se libera calor a la atmósfera, produciendo un aumento de temperatura.

**13.4.3 Fusión o derretimiento.**

Es la transformación de sólido a líquido.

**13.4.4 Solidificación o congelación.**

Es el cambio de estado de líquido a sólido.

**13.4.5 Sublimación.**

Es la transformación directa de sólido a gas, sin pasar por la fase líquida.

**13.4.6 Deposición.**

Es la transformación directa de gas a sólido. En la atmósfera este proceso es frecuente en época de bajas temperaturas, cuando el vapor de agua al entrar en contacto con las superficies que se encuentran a temperatura bajo 0° C, se congela formando la escarcha.

**13.4.7 Ebullición.**

Es un proceso en el cual el líquido pasa al estado de gas en el interior del líquido, donde el gas se concentra para formar burbujas que flotan hasta la superficie y desde ahí escapan al aire adyacente. La presión dentro de las burbujas debe ser grande para vencer la presión del agua que las rodea.

Si la presión atmosférica aumenta, la temperatura de ebullición se eleva y viceversa. Cuando ascendemos a mayor altura sobre el nivel del mar, el agua hierve con temperaturas menores porque la presión disminuye. Pero los alimentos se cuecen cuando la temperatura del agua es elevada y no por la temperatura de ebullición, por lo tanto a mayor altura se debe esperar más tiempo para cocer los alimentos, por ejemplo un huevo duro en Concepción se cuece en pocos minutos y en Visviri (4070 m de altura snm, en el extremo norte de Chile) en varias horas. La ebullición es un proceso de enfriamiento, en condiciones normales el agua que hierve a 100° C, se enfría con la misma rapidez

con la cual la calienta la fuente de calor, sino la temperatura del agua aumentaría siempre con la aplicación del calor.

El calor necesario para que una sustancia de masa  $m$  cambie de fase, se puede calcular de la siguiente forma:

$$Q = mL \quad (13.4)$$

donde  $L$  es el calor latente del material, depende de la forma del cambio de fase y de las propiedades del material. El calor latente es la energía térmica necesaria para que un kilogramo de una sustancia cambie de un estado a otro, en el SI se mide en J/kg, también se usa la unidad cal/gr. Existen calores latentes de fusión,  $L_F$ , de vaporización,  $L_V$ , y de sublimación,  $L_S$ , para los respectivos cambios de fase. Por ejemplo, para el agua a la presión atmosférica normal  $L_F = 3.33 \times 10^5 \text{ J/kg}$  y  $L_V = 22.6 \times 10^5 \text{ J/kg}$ . Los calores latentes de diferentes sustancias varían significativamente, como se muestra en la tabla 13.2. Puesto que en la fase gaseosa, la distancia media entre los átomos es mucho mayor que en la fase líquida o sólida, se requiere mayor trabajo (y energía) para evaporar una masa de sustancia que para fundirla, por eso el calor de vaporización es mayor que el calor de fusión, como se observa en la tabla 13.2.

Tabla 13.2 Constantes de cambios de fase (a 1 atm).

Sustancia	Punto de fusión (y solidificación) (°C)	Calor latente de fusión (y solidificación) (J/kg)	Punto de ebullición (y condensación) (°C)	Calor latente de vaporización (y condensación) (J/kg)
Helio	*	*	-268,93	$2,09 \times 10^4$
Hidrógeno	-269.5	$5,86 \times 10^4$	-252,89	$45,2 \times 10^4$
Nitrógeno	-209.97	$2,55 \times 10^4$	-195,81	$20,1 \times 10^4$
Oxígeno	-218.79	$1,38 \times 10^4$	-182,97	$21,3 \times 10^4$
Alcohol etílico	-114.0	$10,4 \times 10^4$	78.0	$85,4 \times 10^4$
Mercurio	-38.8	$1,18 \times 10^4$	356,9	$27,2 \times 10^4$
Agua	0.0	$33,3 \times 10^4$	100,0	$225,6 \times 10^4$
Azufre	119.0	$3,81 \times 10^4$	444,69	$32,6 \times 10^4$
Plomo	327.3	$2,45 \times 10^4$	1750	$87,0 \times 10^4$
Aluminio	660.0	$9,00 \times 10^4$	2450	$11,4 \times 10^6$
Plata	960.8	$8,82 \times 10^4$	2193	$2,33 \times 10^6$
Oro	1063.0	$6,44 \times 10^4$	2660	$1,58 \times 10^6$
Cobre	1083.0	$13,4 \times 10^4$	1187	$5,06 \times 10^6$
Hierro	1808.0	$28,9 \times 10^4$	3023	$6,34 \times 10^6$

\*Para solidificar el Helio se requiere una presión mayor que 25 atm. A 1atm, sigue siendo líquido hasta cero absoluto.

Ejemplo 13.5. Calcular la cantidad de calor necesario para transformar un gramo de hielo a  $-30^{\circ}\text{C}$  en vapor de agua hasta  $120^{\circ}\text{C}$ .

Solución: es conveniente analizar cada proceso físico en forma separada. El subíndice H se refiere la hielo, el A al agua y el V al vapor.

1°) cálculo del calor que se le debe agregar al hielo para elevar su temperatura desde  $-30^{\circ}\text{C}$  hasta  $0^{\circ}\text{C}$ ; en este proceso hay cambio de temperatura, se calcula el calor sensible  $Q_1$ :

$$Q_1 = m_H c_H \Delta T, \text{ con } c_H = 2090 \text{ J/kg } ^{\circ}\text{C}$$

$$Q_1 = (10^{-3} \text{ kg}) \left( 2090 \frac{\text{J}}{\text{kg}^{\circ}\text{C}} \right) [0 - (-30)]^{\circ}\text{C} = 62.7 \text{ J}$$

2°) calor agregado para fundir el hielo (en  $0^{\circ}\text{C}$ ), no hay cambio de temperatura, pero hay cambio de fase, se calcula el calor latente  $Q_2$ :

$$Q_2 = mL_{FH}, \text{ con } L_{FH} = 3.33 \times 10^5 \text{ J/kg}$$

$$Q_2 = (10^{-3} \text{ kg}) \left( 3.33 \times 10^5 \frac{\text{J}}{\text{kg}} \right) = 333 \text{ J}$$

3°) cálculo del calor que se le debe agregar al agua para aumentar su temperatura desde  $0^{\circ}\text{C}$  hasta  $100^{\circ}\text{C}$ ; en este proceso hay cambio de temperatura, se calcula el calor sensible  $Q_3$ :

$$Q_3 = m_A c_A \Delta T, \text{ con } c_A = 4186 \text{ J/kg } ^{\circ}\text{C}$$

$$Q_3 = (10^{-3} \text{ kg}) \left( 4186 \frac{\text{J}}{\text{kg}^{\circ}\text{C}} \right) (100 - 0)^{\circ}\text{C} = 418.6 \text{ J}$$

4°) calor agregado para evaporar el agua (en  $100^{\circ}\text{C}$ ), no hay cambio de temperatura, pero hay cambio de fase, se calcula el calor latente  $Q_4$ :

$$Q_4 = mL_{VA}, \text{ con } L_{VA} = 22.6 \times 10^5 \text{ J/kg}$$

$$Q_4 = (10^{-3} \text{ kg}) \left( 22.6 \times 10^5 \frac{\text{J}}{\text{kg}} \right) = 2260 \text{ J}$$

5°) cálculo del calor que se le debe agregar al vapor de agua para aumentar su temperatura desde 100° C hasta 120° C; en este proceso hay cambio de temperatura, se calcula el calor sensible  $Q_5$ :

$$Q_5 = m_V c_V \Delta T, \text{ con } c_V = 2000 \text{ J/kg } ^\circ\text{C}$$

$$Q_5 = (10^{-3} \text{ kg}) \left( 2000 \frac{\text{J}}{\text{kg}^\circ\text{C}} \right) (120 - 100)^\circ\text{C} = 40 \text{ J}$$

Por lo tanto, la cantidad total de calor necesario para transformar un gramo de hielo a -30° C en vapor de agua hasta 120° C es la suma del calor de cada proceso:

$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

$$Q_T = 62.7 + 333 + 418.6 + 2260 + 40 = 3114.3 \text{ J}$$

En forma gráfica este proceso se puede ilustrar con la figura 13.3.

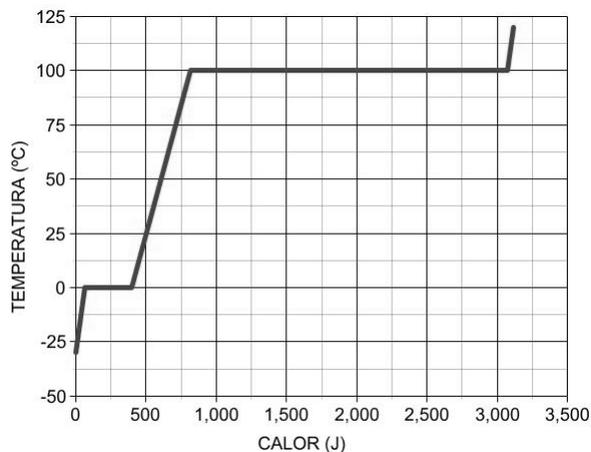


Figura 13.3 Gráfico de temperatura versus calor agregado para transformar 1g de hielo a -30° C en vapor de agua a 120° C.

Ejemplo 13.6. Calcular la cantidad de vapor de agua inicialmente a  $130^{\circ}\text{C}$ , que se requiere para calentar  $200\text{g}$  de agua en un envase de vidrio de  $100\text{g}$ , desde  $20^{\circ}\text{C}$  hasta  $50^{\circ}\text{C}$ .

Solución: es un problema de intercambio de calor donde se debe igualar el calor perdido por el vapor de agua al enfriarse hasta  $50^{\circ}\text{C}$ , con el calor ganado por el envase y el agua al calentarse hasta  $50^{\circ}\text{C}$ . Sea  $m_x$  la masa de vapor desconocida.

1°) enfriamiento del vapor de agua desde  $130^{\circ}\text{C}$  hasta  $100^{\circ}\text{C}$ , hay cambio de temperatura y el calor sensible  $Q_1$  liberado en este proceso es:

$$Q_1 = m_x c_V \Delta T, \text{ con } c_V = 2010 \text{ J/kg } ^{\circ}\text{C}$$

$$Q_1 = -m_x \left( 2010 \frac{\text{J}}{\text{kg}^{\circ}\text{C}} \right) (100 - 130)^{\circ}\text{C} = m_x \left( 6 \times 10^4 \frac{\text{J}}{\text{kg}} \right)$$

2°) condensación del vapor de agua en agua líquida a  $100^{\circ}\text{C}$ , no hay cambio de temperatura, pero hay cambio de fase y se libera calor latente  $Q_2$ :

$$Q_2 = m_x L_V, \text{ con } L_V = 22.6 \times 10^5 \text{ J/kg}$$

$$Q_2 = m_x \left( 22.6 \times 10^5 \frac{\text{J}}{\text{kg}} \right)$$

3°) enfriamiento del agua desde  $100^{\circ}\text{C}$  hasta  $50^{\circ}\text{C}$ , hay cambio de temperatura y el calor sensible  $Q_3$  liberado en este proceso es:

$$Q_3 = m_x c_A \Delta T, \text{ con } c_A = 4186 \text{ J/kg } ^{\circ}\text{C}$$

$$Q_3 = -m_x \left( 4186 \frac{\text{J}}{\text{kg}^{\circ}\text{C}} \right) (50 - 100)^{\circ}\text{C} = m_x \left( 2.1 \times 10^5 \frac{\text{J}}{\text{kg}} \right)$$

4°) calor que gana el agua del envase para aumentar su temperatura desde 20° C hasta 50° C, hay cambio de temperatura y el calor sensible  $Q_4$  ganado en este proceso es:

$$Q_4 = m_A c_A \Delta T, \text{ con } c_A = 4186 \text{ J/kg } ^\circ\text{C}$$

$$Q_4 = (0.2\text{kg}) \left( 4186 \frac{\text{J}}{\text{kg}^\circ\text{C}} \right) (50 - 20)^\circ\text{C} = 2.5 \times 10^4 \text{ J}$$

5°) calor que gana el envase de vidrio para aumentar su temperatura desde 20° C hasta 50° C, hay cambio de temperatura y el calor sensible  $Q_5$  ganado en este proceso es (el subíndice Vi es para el vidrio):

$$Q_5 = m_{Vi} c_{Vi} \Delta T, \text{ con } c_{Vi} = 837 \text{ J/kg } ^\circ\text{C}$$

$$Q_5 = (0.1\text{kg}) \left( 837 \frac{\text{J}}{\text{kg}^\circ\text{C}} \right) (50 - 20)^\circ\text{C} = 2.5 \times 10^3 \text{ J}$$

Se realiza el balance entre el calor perdido y el calor ganado:

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 = Q_4 + Q_5$$

$$m_X 6 \times 10^4 \frac{\text{J}}{\text{kg}} + m_X 22.6 \times 10^5 \frac{\text{J}}{\text{kg}} + m_X 2.1 \times 10^5 \frac{\text{J}}{\text{kg}} = 2.5 \times 10^4 \text{ J} + 2.5 \times 10^3 \text{ J}$$

Despejando el valor de  $m_X$ :

$$m_X = 0.0109 \text{ kg} = 10.9 \text{ g}$$

### 13.5 TRABAJO EN LOS PROCESOS TERMODINAMICOS.

Para un gas contenido en un envase cilíndrico ajustado con un émbolo móvil, como se muestra en la figura 13.4, si el gas está en equilibrio térmico ocupa un volumen  $V$  y produce una presión constante  $P$  sobre las paredes del cilindro y sobre el émbolo, de área  $A$ . La fuerza ejercida por la presión del gas sobre el émbolo es  $F = PA$ . Si el gas se expande desde el volumen  $V$  hasta el volumen  $V+dV$  lo suficientemente lento, el sistema permanecerá en equilibrio termodi-

námico. Por efecto de la expansión, el émbolo se desplazará verticalmente hacia arriba una distancia  $dy$ , y el trabajo realizado por el gas sobre el émbolo, será:

$$dW = F dy = PA dy$$

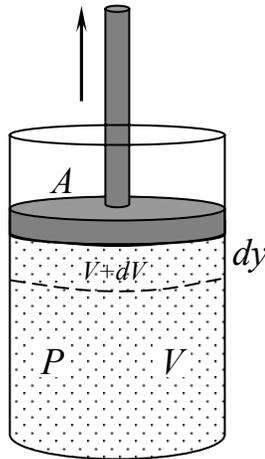


Figura 13.4 El gas contenido en un envase a una presión  $P$ , cuando se expande realiza trabajo sobre el émbolo.

Como  $A dy$  es el aumento de volumen  $dV$  del gas, se puede escribir el trabajo realizado como:

$$dW = PdV$$

Si el gas se expande, entonces  $dV$  es positivo y el trabajo realizado por el gas es positivo, por el contrario, si el gas se comprime,  $dV$  es negativo y el trabajo realizado por el gas es negativo, en este caso se interpreta como el trabajo realizado sobre el sistema. Si no cambia el volumen, no se realiza trabajo. Para obtener el trabajo total realizado por el gas cuando la variación de presión hace cambiar el volumen desde un valor  $V_i$  hasta un valor  $V_f$ , se debe integrar la ecuación anterior, de la forma:

$$W = \int_{V_i}^{V_f} PdV \quad (13.5)$$

Para evaluar esta integral, se debe saber como varía la presión durante el proceso. En general la presión no es constante, depende del volumen y de la temperatura. Si se conoce la presión y el volumen durante el proceso, los estados del gas se pueden representar por una curva en un diagrama  $PV$ , como la que se muestra en la figura 13.5. De este gráfico, se obtiene que **el trabajo realizado por un gas al expandirse o comprimirse desde un estado inicial  $V_i$  hasta un estado final  $V_f$  es igual al área bajo la curva de un diagrama  $PV$ .**

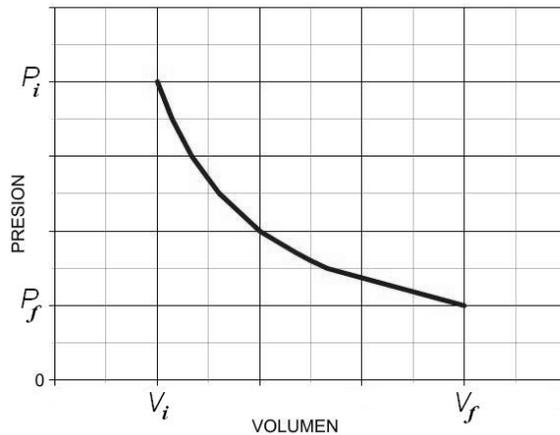


Figura 13.5. Curva presión volumen para un gas que se expande desde  $V_i$  hasta  $V_f$ .

Este trabajo depende de la trayectoria seguida para realizar el proceso entre los estados inicial y final, como se ilustra con la figura 13.6. Si el proceso que se realiza es a volumen constante  $V_i$  disminuyendo la presión desde  $P_i$  hasta  $P_f$ , seguida de un proceso a presión constante  $P_f$  aumentando el volumen desde  $V_i$  hasta  $V_f$  (figura 13.6a), el valor del trabajo es diferente al que se obtiene en un proceso donde primero se produce una expansión desde  $V_i$  hasta  $V_f$  a presión constante  $P_i$  y después se disminuye la presión desde  $P_i$  hasta  $P_f$ , manteniendo constante el volumen final  $V_f$  (figura 13.6b). Las áreas bajo las curvas en cada caso, tienen un valor diferente, es mayor en la figura 13.6b. Por lo tanto, **el trabajo realizado por un sistema depende del proceso por el cual el sistema cambia desde un estado inicial a otro final.**

De manera similar se encuentra que el calor transferido hacia adentro o hacia fuera del sistema, depende del proceso. **Tanto el calor como el trabajo dependen de los estados inicial, final e intermedios del sistema.** Como estas dos

cantidades dependen de la trayectoria, ninguna de las dos se conserva en los procesos termodinámicos.

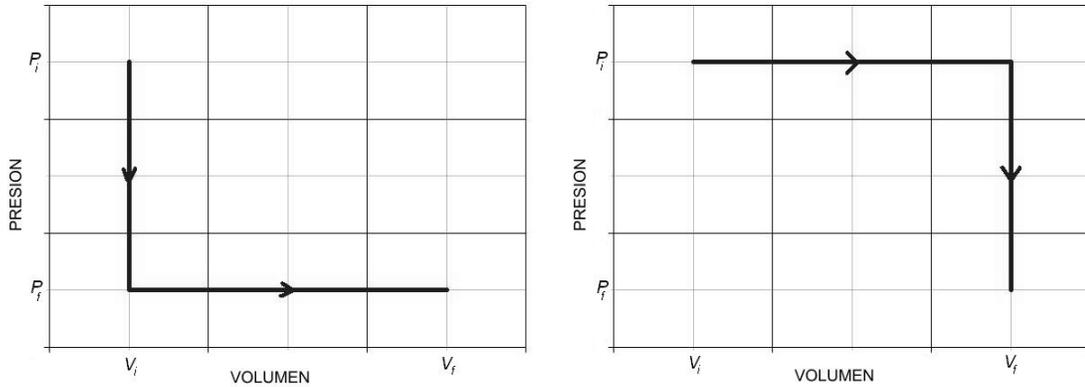


Figura 13.6. a) Izquierda, b) derecha.

Ejemplo 13.7 Un gas se expande desde  $i$  hasta  $f$  por tres trayectorias posibles, como se indica en la figura 13.7. Calcular el trabajo realizado por el gas a lo largo de las trayectorias  $iAf$ ,  $if$  y  $iBf$ . Considerar los valores dados en la figura.

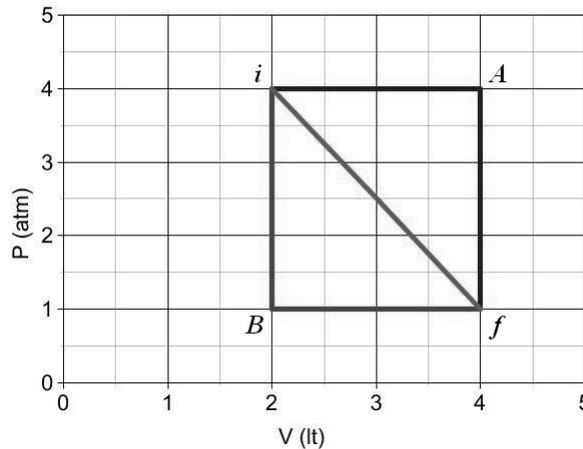


Figura 13.7. Diagrama presión volumen del ejemplo 13.7.

Solución: se calcula el área bajo la curva en cada proceso. De la figura 13.7, se tienen los datos:  $P_i = 4atm = 4.05 \times 10^5 Pa$ ,  $P_f = 1atm = 1.013 \times 10^5 Pa$ ,  $V_i = 2lt = 0.002m^3 = V_B$ ,  $V_A = 4lt = 0.004m^3 = V_f$ .

trayectoria  $iAf$ :

$$W_1 = W_{iA} + W_{Af} = \text{área} + 0 = P_i(V_A - V_i)$$

$$W_1 = (4.05 \times 10^5 \text{ Pa})(4-2)0.001 \text{ m}^3 = 810 \text{ J}$$

trayectoria  $if$ :

$$W_2 = W_{if} = \text{área} = \frac{1}{2}(P_i - P_f)(V_B - V_f) + P_f(V_B - V_f)$$

$$W_2 = \frac{1}{2}(4-1)(1.013 \times 10^5 \text{ Pa})(4-2)0.001 \text{ m}^3 + (1.013 \times 10^5 \text{ Pa})(4-2)0.001 \text{ m}^3 =$$

$$W_2 = 515 \text{ J}$$

trayectoria  $iBf$ :

$$W_3 = W_{iB} + W_{Bf} = 0 + \text{área} = P_f(V_f - V_B)$$

$$W_3 = (1.01 \times 10^5 \text{ Pa})(4-2)0.001 \text{ m}^3 = 202 \text{ J}$$

Ejemplo 13.8 Una muestra de gas ideal se expande al doble de su volumen original de  $1 \text{ m}^3$  en un proceso para el cual  $P = \alpha V^2$ , con  $\alpha = 5 \text{ atm/m}^6$ , como se muestra en la figura 13.8. Calcular el trabajo realizado por el gas durante la expansión.

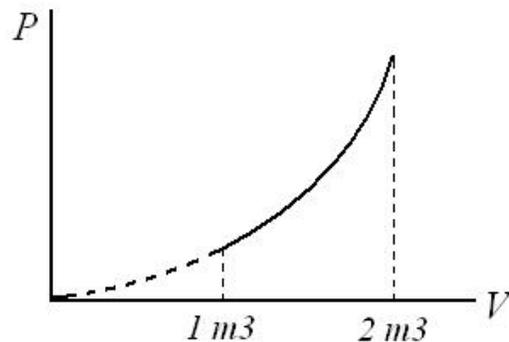


Figura 13.8. Diagrama presión volumen del ejemplo 13.8.

Solución: usando la definición del trabajo termodinámico:

$$W = \int_{V_i}^{V_f} PdV = \int_{V_i}^{V_f} \alpha V^2 dV = \alpha \int_{V_i}^{V_f} V^2 dV$$

$$W = \frac{\alpha}{3} (V_f^3 - V_i^3) = \frac{5 \text{ atm/m}^6}{3} [(2\text{m}^3)^3 - (1\text{m}^3)^3] = 11.7(\text{atm})(\text{m}^3)$$

$$W = 11.7(\text{atm})(\text{m}^3) \times \frac{1.01 \times 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 1.2 \times 10^6 \text{ J}$$

### 13.6 PRIMERA LEY DE LA TERMODINAMICA.

En mecánica la energía se conserva si las fuerzas son conservativas y no actúan fuerzas como la fricción. En ese modelo no se incluyeron los cambios de energía interna del sistema. **La primera ley de la termodinámica es una generalización de la ley de conservación de la energía que incluye los posibles cambios en la energía interna.** Es una ley válida en todo el Universo y se puede aplicar a todos los tipos de procesos, permite la conexión entre el mundo macroscópico con el microscópico.

La energía se puede intercambiar entre un sistema y sus alrededores de dos formas. Una es realizando trabajo por o sobre el sistema, considerando la medición de las variables macroscópicas tales como presión, volumen y temperatura. La otra forma es por transferencia de calor, la que se realiza a escala microscópica.

Considerar un sistema termodinámico donde se produce un cambio desde un estado inicial  $i$  a otro final  $f$ , en el cual se absorbe o libera una cantidad  $Q$  de calor y se realiza trabajo  $W$  por o sobre el sistema. Si se mide experimentalmente la cantidad  $Q - W$  para diferentes procesos que se realicen para ir desde el estado inicial al estado final, se encuentra que su valor no cambia, a esta diferencia de  $Q - W$  se le llama **cambio de energía interna del sistema**. Aunque por separados  $Q$  y  $W$  dependen de la trayectoria, la cantidad  $Q - W$ , esto es, **el cambio de energía interna es independiente de la trayectoria** o del proceso que se realice para ir desde el estado inicial al estado final. Por esta razón se considera a la energía interna como una función de estado, que se mide en  $J$

y se simboliza por  $U$ , el cambio de energía interna es  $\Delta U = U_f - U_i$ , entonces se puede escribir la **primera ley de la termodinámica**:

$$\Delta U = U_f - U_i = Q - W \quad (13.6)$$

En la ecuación 13.6,  $Q$  es positivo (negativo) si se le agrega (quita) calor al sistema y  $W$  es positivo cuando el sistema realiza trabajo y negativo cuando se realiza trabajo sobre el sistema. La forma correcta de escribir la ecuación 13.6 es considerando diferenciales, ya que si se le agrega o quita una pequeña cantidad de calor  $dQ$  al sistema y se realiza una cantidad de trabajo diferencial  $dW$  por o sobre el sistema, la energía interna cambia en una cantidad  $dU$ :

$$dU = dQ - dW \quad (13.7)$$

En escala microscópica, la energía interna de un sistema incluye la energía cinética y potencial de las moléculas que constituyen el sistema. Para un gas, el aumento de energía interna se asocia con el aumento de energía cinética de las moléculas, es decir con su temperatura. Al igual que en el caso de la mecánica, en termodinámica no interesa conocer la forma particular de la energía interna, sino que interesan solo sus variaciones  $\Delta U$ . Por lo tanto, se puede elegir cualquier estado de referencia para la energía interna, ya que se han definido solo sus diferencias, no sus valores absolutos. En la ecuación 13.7, tanto  $dQ$  como  $dW$  son diferenciales inexactas, pero  $dU$  es una diferencial exacta.

### 13.6.1 Casos particulares.

#### **Sistema aislado.**

Para un sistema aislado, que no interactúa con los alrededores, no hay transferencia de calor,  $Q = 0$ , el trabajo realizado también es cero y por lo tanto no hay cambio de energía interna, esto es, **la energía interna de un sistema aislado permanece constante**:

$$Q = W = 0, \Delta U = 0 \quad \text{y} \quad U_f = U_i$$

**Proceso cíclico.**

Es un proceso que empieza y termina en el mismo estado. En este caso el cambio de energía interna es cero y el calor agregado al sistema debe ser igual al trabajo realizado durante el ciclo, entonces:

$$\Delta U = 0 \quad \text{y} \quad Q = W$$

**Proceso con  $W = 0$ .**

Si se produce un proceso donde el trabajo que se realiza es cero, el cambio en la energía interna es igual al calor agregado o liberado por el sistema. En este caso, si se le agrega (quita) calor al sistema,  $Q$  es positivo (negativo) y la energía interna aumenta (disminuye). Esto es:

$$W = 0, \quad \Delta U = Q$$

**Proceso con  $Q = 0$ .**

Si ahora se realiza un proceso donde la transferencia de calor es cero y el sistema realiza trabajo, entonces el cambio de la energía interna es igual al valor negativo del trabajo realizado por el sistema, por lo tanto la energía interna disminuye; lo contrario ocurre si se realiza trabajo sobre el sistema. Al cambiar la energía interna, cambia la energía cinética de las moléculas en el sistema, lo que a su vez produce cambios en la temperatura del sistema.

$$Q = 0, \quad \Delta U = -W$$

El calor y el trabajo son variables macroscópicas que pueden producir un cambio en la energía interna de un sistema, que es una variable microscópica. Aunque  $Q$  y  $W$  no son propiedades del sistema, se pueden relacionar con  $U$  por la primera ley de la termodinámica. Como  $U$  determina el estado de un sistema, se considera una función de estado.

**13.7 PROCESOS TERMODINAMICOS.**

**13.7.1 Proceso isobárico.**

Es un proceso que se realiza a presión constante. En un proceso isobárico, se realiza tanto transferencia de calor como trabajo. El valor del trabajo es simplemente  $P(V_f - V_i)$ , y la primera ley de la termodinámica se escribe:

$$\Delta U = Q - P(V_f - V_i)$$

### 13.7.2 Proceso isovolumétrico.

Un proceso que se realiza a volumen constante se llama *isovolumétrico*. En estos procesos evidentemente el trabajo es cero y la primera ley de la termodinámica se escribe:

$$\Delta U = Q$$

Esto significa que si se agrega (quita) calor a un sistema manteniendo el volumen constante, todo el calor se usa para aumentar (disminuir) la energía interna del sistema.

### 13.7.3 Proceso adiabático.

Un proceso adiabático es aquel que se realiza sin intercambio de calor entre el sistema y el medioambiente, es decir,  $Q = 0$ . Al aplicar la primera ley de la termodinámica, se obtiene:

$$\Delta U = -W$$

En un proceso adiabático, si un gas se expande (comprime), la presión disminuye (aumenta), el volumen aumenta (disminuye), el trabajo es positivo (negativo), la variación de energía interna  $\Delta U$  es negativa (positiva), es decir la  $U_f < U_i$  ( $U_f > U_i$ ) y el gas se enfría (calienta).

Los procesos adiabáticos son comunes en la atmósfera: cada vez que el aire se eleva, llega a capas de menor presión, como resultado se expande y se enfría adiabáticamente. Inversamente, si el aire desciende llega a niveles de mayor presión, se comprime y se calienta. La variación de temperatura en los movimientos verticales de aire no saturado se llama *gradiente adiabático seco*, y las mediciones indican que su valor es aproximadamente  $-9.8^\circ \text{C/km}$ . Si el aire se eleva lo suficiente, se enfría hasta alcanzar el punto de rocío, y se produce la condensación. En este proceso, el calor que fue absorbido como calor sensible durante la evaporación se libera como calor latente, y aunque la masa de aire continua enfriándose, lo hace en una proporción menor, porque la entrega de calor latente al ambiente produce aumento de temperatura. En otras palabras, la masa de aire puede ascender con un gradiente adiabático seco hasta

una altura llamada **nivel de condensación**, que es la altura donde comienza la condensación y eventualmente la formación de nubes y de precipitación. Sobre ese nivel la tasa de enfriamiento con la altura se reduce por la liberación de calor latente y ahora se llama **gradiente adiabático húmedo**, su valor varía desde  $-5^\circ \text{C/km}$  a  $-9^\circ \text{C/km}$  de disminución con la altura, dependiendo de si el aire tiene un alto o bajo contenido de humedad.

### 13.7.4 Proceso isotérmico.

Un proceso isotérmico es aquel que se realiza a temperatura constante. La gráfica de  $P$  versus  $V$  para un gas ideal, manteniendo la temperatura constante es una curva hiperbólica llamada **isoterma** (figura 13.9). Como la energía interna de un gas ideal es solo función de la temperatura, entonces en un proceso isotérmico para un gas ideal  $\Delta U = 0$  y  $Q = W$ .

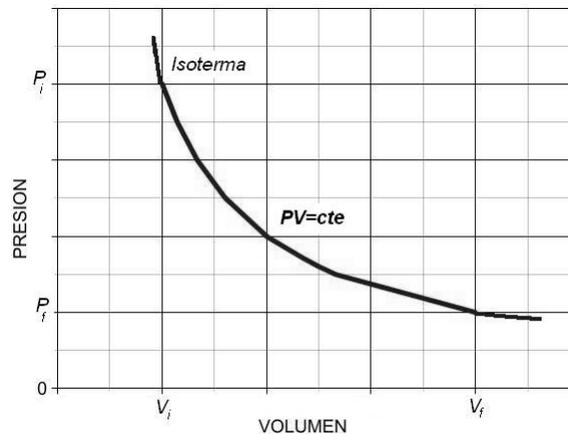


Figura 13.9. Gráfico presión volumen en un proceso isotérmico.

Se calculará el trabajo para un gas ideal que se expande isotérmicamente desde el estado inicial  $i$  al estado final  $f$ , como se muestra en el gráfico  $PV$  de la figura 13.9. La isoterma es una curva hiperbólica de ecuación  $PV = cte$ . El trabajo realizado por el gas se puede calcular con la ecuación 13.5, usando la ecuación de estado de gas ideal,  $PV = nRT$ , para reemplazar  $P$ :

$$W = \int_{V_i}^{V_f} P dV = \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dV$$

Como la temperatura es constante, se puede sacar fuera de la integral:

$$W = nRT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = nRT \ln V \Big|_{V_i}^{V_f}$$

El resultado final es:

$$W = nRT \ln \frac{V_f}{V_i} \quad (13.8)$$

Este trabajo es numéricamente igual al área bajo la curva  $PV$  de la figura 13.9. Si el gas se expande (comprime) isotérmicamente,  $V_f > V_i$ , ( $V_f < V_i$ ) y el trabajo es positivo (negativo).

Ejemplo 13.9 Calcular el trabajo realizado por un mol de un gas ideal que se mantiene a  $0^\circ \text{C}$ , en una expansión de 3 litros a 10 litros.

Solución: como la expansión es isotérmica, el cálculo es directo reemplazando los datos en la ecuación 13.8:

$$W = nRT \ln \frac{V_f}{V_i} = (1 \text{ mol}) \left( 8.31 \frac{\text{J}}{\text{molK}} \right) (273 \text{ K}) \ln \frac{10}{3} = 2730 \text{ J}$$

Ejemplo 13.10 Una barra de cobre de 1 kg se calienta desde  $10^\circ \text{C}$  hasta  $100^\circ \text{C}$ , a la presión atmosférica. Calcular la variación de energía interna del cobre.

Solución: por la primera ley de la termodinámica  $\Delta U = Q - W$ , donde se deben calcular  $Q$  y  $W$ .

Cálculo de  $Q$ :

$$Q = mc\Delta T, \text{ con } c = 387 \text{ J/(kg K) para el cobre.}$$

$$Q = 1 \text{ kg} \times 387 \frac{\text{J}}{\text{kgK}} (373 - 283) \text{ K} = 3.5 \times 10^4 \text{ J}$$

Cálculo de  $W$ , como  $P$  es constante:

$$W = P(V_f - V_i)$$

$\Delta V$  se calcula del proceso de dilatación cúbica

$$\Delta V = \beta V_0 \Delta T, \quad \text{con } \beta = 3\alpha = 3(1.7 \times 10^{-5} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}) = 5.1 \times 10^{-5} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

$$\Delta V = 5.1 \times 10^{-5} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1} V_0 (100 - 10) ^\circ\text{C} = 4.6 \times 10^{-3} V_0$$

$V_0$  se calcula de  $\rho_{Cu} = \frac{m}{V_0} \Rightarrow V_0 = \frac{m}{\rho} = \frac{1 \text{ kg}}{8900 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}} = 1.1 \times 10^{-4} \text{ m}^3$

$$W = (1.01 \times 10^5 \text{ Pa})(4.6 \times 10^{-3})(1.1 \times 10^{-4} \text{ m}^3) = 0.05 \text{ J}$$

Finalmente, el cambio de energía interna es:

$$\Delta U = 3.5 \times 10^4 \text{ J} - 0.05 \text{ J} = 3.49 \times 10^4 \text{ J}$$

Se observa que casi todo el calor se usa para cambiar la energía interna de la barra de cobre. Por esta razón, normalmente en la dilatación térmica de un sólido o un líquido se desprecia la pequeña cantidad de trabajo realizado contra la atmósfera.

### 13.8. CAPACIDAD CALORICA DE UN GAS IDEAL.

Se ha encontrado que la temperatura de un gas es una medida de la energía cinética promedio de traslación del centro de masa de las moléculas del gas, sin considerar la energía asociada al movimiento de rotación o de vibración de la molécula respecto al centro de masa. Esto es así, porque en el modelo simple de la teoría cinética se supone que la molécula es sin estructura.

De acuerdo a esto, se analizará el caso simple de un gas ideal monoatómico, es decir, de un gas que tiene un átomo por molécula, como el helio, neón o argón. Cuando se agrega energía a un gas monoatómico contenido en un envase de volumen fijo (por ejemplo calentando el envase), toda la energía agregada

se ocupa en aumentar la energía cinética de traslación de los átomos. No existe otra forma de almacenar la energía en un gas monoatómico. De la ecuación 12.20, se tiene que la energía interna total  $U$  de  $N$  moléculas (o  $n$  moles) de un gas ideal monoatómico se puede calcular de:

$$U = \frac{3}{2} NkT = \frac{3}{2} nRT \quad (13.9)$$

De esta ecuación se deduce que para un gas ideal,  $U$  es función sólo de la temperatura  $T$ . Si se transfiere calor al sistema a **volumen constante**, el trabajo realizado por el sistema es cero, esto es,  $W = 0$ . Por la primera ley de la termodinámica, se obtiene:

$$Q = \Delta U = \frac{3}{2} nR\Delta T \quad (13.10)$$

Esto significa que todo el calor transferido se ocupa en aumentar la energía interna (y la temperatura) del sistema. En la figura 13.10 se describe el proceso a volumen constante desde  $i$  hasta  $f_1$ , donde  $\Delta T$  es la diferencia de temperatura entre las dos isotermas.

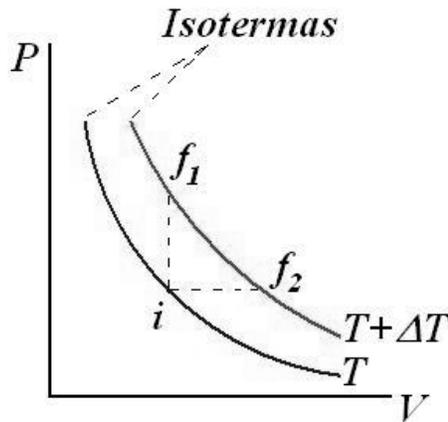


Figura 13.10. Procesos a volumen constante  $if_1$  y a presión constante  $if_2$ .

Reemplazando el valor de  $Q$  dado por la ecuación 13.1, con  $C = nc$ , se obtiene:

$$nc_V \Delta T = \frac{3}{2} nR \Delta T$$
$$c_V = \frac{3}{2} R \quad (13.11)$$

donde  $c_V$  es la capacidad calórica molar del gas a volumen constante, válida para todos los gases monoatómicos.

El cambio de energía interna para un gas ideal, en un proceso a volumen constante, se puede expresar como:

$$\Delta U = nc_V \Delta T \quad (13.12)$$

Suponga ahora que el gas se lleva por un proceso termodinámico isobárico, desde  $i$  hasta  $f_2$ , como se muestra en la figura 13.10. En esta trayectoria, la temperatura aumentó en la cantidad  $\Delta T$ . El calor que se debe transferir al gas en este proceso está dado por  $Q = n c_P \Delta T$ , donde  $c_P$  es la capacidad calórica molar a presión constante. Como el volumen aumenta en este proceso, se tiene que el trabajo realizado por el gas es  $W = P \Delta V$ , y aplicando la primera ley de la termodinámica, se obtiene:

$$\Delta U = nc_P \Delta T - P \Delta V \quad (13.13)$$

En este caso el calor agregado al gas se usa en dos formas: una parte para realizar trabajo externo, por ejemplo para mover el émbolo del envase y otra parte para aumentar la energía interna del gas. Pero el cambio de energía interna para el proceso de  $i$  hasta  $f_2$  es igual en el proceso de  $i$  hasta  $f_1$ , ya que  $U$  para un gas ideal dependen sólo de la temperatura y  $\Delta T$  es la misma en cada proceso. Además como  $PV = nRT$ , para un proceso de presión constante se tiene

que  $P\Delta V = nR\Delta T$ . Reemplazando en la ecuación 14.5, con  $\Delta U = n c_V \Delta T$ , se obtiene:

$$n c_V \Delta T = n c_P \Delta T - n R \Delta T$$

o

$$c_P - c_V = R$$

Esta expresión que se aplica a cualquier gas ideal, indica que la capacidad calórica molar a presión constante es mayor que la capacidad calórica molar a volumen constante por una cantidad  $R$ , la constante universal de los gases.

Como para un gas monoatómico  $c_V = (3/2)R = 12.5 \text{ J/molK}$ , el valor de  $c_P$  es  $c_P = (5/2)R = 20.8 \text{ J/molK}$ . La razón de estas capacidades calóricas es una cantidad adimensional llamada gamma,  $\gamma$ , de valor:

$$\gamma = \frac{c_P}{c_V} = \frac{\frac{5}{2}R}{\frac{3}{2}R} = \frac{5}{3} = 1.67$$

Los valores de  $c_P$  y  $\gamma$  concuerdan bastante bien con los valores experimentales para los gases monoatómicos, pero pueden ser muy diferentes para gases más complejos, como se puede observar en la tabla 13.3, donde se listan valores de la capacidad calórica molar para algunos gases. Esto no debe sorprender ya que el valor de  $c_V$  fue determinado para gases ideales monoatómicos y se espera una contribución adicional al calor específico debido a la estructura interna de las moléculas más complejas.

La diferencia de valor entre  $c_V$  y  $c_P$  es consecuencia del hecho de que en los procesos a volumen constante, no se realiza trabajo y todo el calor se usa para aumentar la energía interna (y la temperatura) del gas, mientras que en un proceso a presión constante, parte de la energía calórica se transforma en trabajo realizado por el gas. En el caso de sólidos y líquidos calentados a presión constante, se realiza muy poco trabajo debido a que la dilatación térmica es pequeña (ver ejemplo 13.10). En consecuencia,  $c_V$  y  $c_P$  son aproximadamente iguales para sólidos y líquidos.

Tabla 13.3. Calores específicos de gases.

Tipo de gas	Gas	(cal/mol K)			$\gamma = C_p/C_v$	(J/mol K)		
		$C_p$	$C_v$	$C_p - C_v$		$C_p$	$C_v$	$C_p - C_v$
Monoatómico	He	4.97	2.98	1.99	1.67	20,78	12,47	8,31
	Ar	4.97	2.98	1.99	1.67	20,78	12,47	8,31
	Ne				1.64	20,78	12,70	8,08
	Kr				1.69	20,78	12,30	8,48
Diatómico	H <sub>2</sub>	6.87	4.88	1.99	1.41	28,74	20,42	8,32
	N <sub>2</sub>	6.95	4.96	1.99	1.40	29,07	20,76	8,31
	O <sub>2</sub>	7.03	5.03	2.00	1.40	29,17	20,85	8,31
	CO				1,40	29,16	20,85	8,31
	Cl <sub>2</sub>	8.29	6.15	2.14	1.35	34,70	25,70	8,96
Poliatómico	CO <sub>2</sub>	8.83	6.80	2.03	1.30	36,94	28,46	8,48
	SO <sub>2</sub>	9.65	7.50	2.15	1.29	40,37	31,39	8,98
	H <sub>2</sub> O				1.30	35,40	27,00	8,37
	CH <sub>4</sub>				1.31	35,50	27,10	8,41
	H <sub>2</sub> S				1,33	34,60	25,95	8,65
	NH <sub>3</sub>	8.80	6.65	2.15	1.31			
	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	12.35	10.30	2.05	1.20			
Aire	0.2404	0.1715		1.40				

Ejemplo 13.11. Un cilindro contiene 3 moles de helio a temperatura ambiente (suponer a 27° C). Calcular: a) el calor que se debe transferir al gas para aumentar su temperatura hasta 500 K si se calienta a volumen constante, b) el calor que se debe transferir al gas a presión constante para aumentar su temperatura hasta 500 K, c) el trabajo realizado por el gas.

Solución: a) en un proceso realizado a volumen constante, el trabajo es cero. De la ecuación 13.10 se obtiene:

$$Q = \frac{3}{2} nR\Delta T = nc_v\Delta T$$

Como  $c_v = 12.5 \text{ J/molK}$  para el helio y  $\Delta T = 200\text{K}$ , reemplazando los valores:

$$Q_1 = 3 \text{ moles} \left( 12.5 \frac{\text{J}}{\text{molK}} \right) (200\text{K}) = 7500\text{J}$$

b) Usando la ecuación  $Q_2 = n c_p \Delta T$  y reemplazando los valores:

$$Q_2 = (3 \text{ moles})(20.8 \text{ J/molK})(200\text{K}) = 12500 \text{ J.}$$

c) De la primera ley de la termodinámica:

volumen constante:  $\Delta U = Q_1 - W = Q_1$

presión constante:  $\Delta U = Q_2 - W$

Esta variación de energía interna es la misma en ambos procesos, igualando se tiene:

$$Q_1 = Q_2 - W \quad \text{y} \quad W = Q_2 - Q_1 = 12500J - 7500J = 5000J.$$

Ejemplo 13.12 Para un gas ideal monoatómico, se realiza el ciclo ABCDA que se ilustra en la figura 13.11. Considerando que  $nRT = 1000 J$  en A, calcular  $Q$ ,  $W$  y  $\Delta U$  en cada proceso del ciclo (suponer  $1atm = 10^5 Pa$ ).

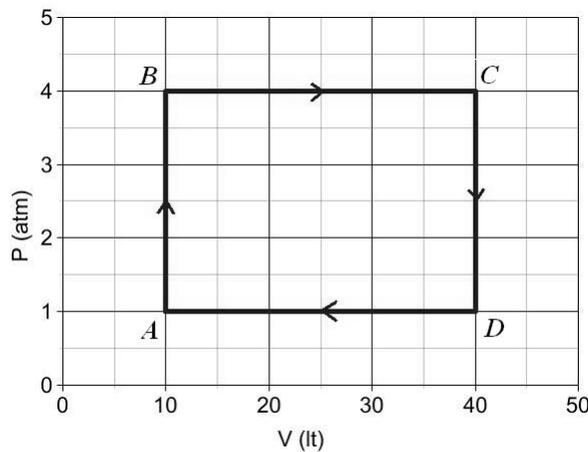


Figura 13.11. Diagrama presión volumen del ejemplo 13.12.

Solución:

En A: se tiene  $P_A V_A = nRT_A = 1000 J$

En B:  $P_B V_B = nRT_B \Rightarrow nRT_B = (4 \times 10^5 Pa)(0.01 m^3) = 4000 J$

En C:  $P_C V_C = nRT_C \Rightarrow nRT_C = (4 \times 10^5 Pa)(0.04 m^3) = 16000 J$

En D:  $P_D V_D = nRT_D \Rightarrow nRT_D = (1 \times 10^5 Pa)(0.04 m^3) = 4000 J$

1º) el proceso AB es a volumen constante:

$$Q_{AB} = nc_V \Delta T = n \frac{3}{2} R(T_B - T_A) = 1.5(nRT_B - nRT_A)$$

$$Q_{AB} = 1.5(4000 - 1000)J = 4500J$$

$$W_{AB} = 0$$

$$\Delta U_{AB} = Q_{AB} - W_{AB} = 4500 J$$

2º) el proceso BC es isobárico, a presión constante:

$$Q_{BC} = nc_P \Delta T = n \frac{5}{2} R(T_C - T_B) = 2.5(nRT_C - nRT_B)$$

$$Q_{BC} = 2.5(16000 - 4000)J = 30000J$$

$$W_{BC} = P(V_C - V_B) = (4 \times 10^5 \text{ Pa})(0.04 - 0.01)m^3 = 12000J$$

$$\Delta U_{BC} = Q_{BC} - W_{BC} = 30000 - 12000 = 18000 J$$

3º) el proceso CD es a volumen constante:

$$Q_{CD} = nc_V \Delta T = n \frac{3}{2} R(T_D - T_C) = 1.5(nRT_D - nRT_C)$$

$$Q_{CD} = 1.5(4000 - 16000)J = -18000J$$

$$W_{CD} = 0$$

$$\Delta U_{CD} = Q_{CD} - W_{CD} = -18000 J$$

4º) el proceso DA es isobárico, a presión constante:

$$Q_{DA} = nc_P \Delta T = n \frac{5}{2} R(T_A - T_D) = 2.5(nRT_A - nRT_D)$$

$$Q_{DA} = 2.5(1000 - 4000)J = -7500J$$

$$W_{DA} = P(V_A - V_D) = (1 \times 10^5 \text{ Pa})(0.01 - 0.04)m^3 = -3000J$$

$$\Delta U_{DA} = Q_{DA} - W_{DA} = -7500 - (-3000) = -4500 J$$

### 13.9. PROCESO ADIABATICO DE UN GAS IDEAL.

*Un proceso adiabático es aquel que se realiza sin transferencia de calor entre el sistema y los alrededores.*

En la realidad los verdaderos procesos adiabáticos no se producen, ya que no existe un aislante perfecto entre el sistema y el ambiente. Pero existen procesos reales que son casi o cuasiadiabáticos. Por ejemplo, si se comprime (o expande) un gas rápidamente, fluye muy poco calor entre el (o hacia fuera del) sistema y el proceso es cuasiadiabático. Estos procesos son comunes en la atmósfera, donde una masa de aire cerca del suelo, más cálida y menos densa que los alrededores, asciende verticalmente, arriba se encuentra con regiones de menor presión y se expande adiabáticamente (o cuasi), esa expansión produce enfriamiento, si la masa de aire tiene suficiente humedad, se produce la condensación, que origina la formación de nubes y probable precipitación.

Suponga que un gas ideal experimenta una expansión cuasiadiabática. En cualquier instante durante el proceso, se supone que el gas está en equilibrio, de tal manera que la ecuación de estado es válida. La presión y el volumen en cualquier instante durante el proceso adiabático están relacionados por la ecuación

$$PV^\gamma = cte. \tag{13.14}$$

donde  $\gamma = c_P / c_V$  se considera constante durante el proceso. Por lo tanto todas las variables termodinámicas cambian durante un proceso adiabático.

En la figura 13.12 se muestra un diagrama  $PV$  para una expansión adiabática. Como  $\gamma > 1$ , la curva  $PV$  de la expansión adiabática es de mayor pendiente que la de la expansión isotérmica. Al expandirse adiabáticamente el gas, no se

transfiere calor hacia el sistema o fuera de él, por lo tanto, de la primera ley de la termodinámica, se ve que  $\Delta U$  es negativo, por lo tanto  $\Delta T$  también es negativo. Entonces el gas se enfría ( $T_f < T_i$ ) durante una expansión adiabática. De manera equivalente, si el gas se comprime adiabáticamente, su temperatura aumenta.

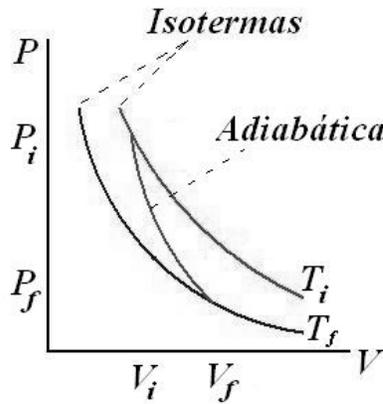


Figura 13.12. Diagrama presión volumen donde se muestra la curva adiabática.

Usando la ecuación  $PV = nRT$ , se demuestra que la ecuación 13.14 se puede escribir también en la forma:

$$TV^{\gamma-1} = cte. \quad (13.15)$$

Ejemplo 13.13. El aire en un cilindro a  $20^\circ \text{C}$  se comprime desde una presión inicial de 1 atm y un volumen de  $800 \text{ cm}^3$  hasta un volumen de  $60 \text{ cm}^3$ . Suponiendo que el aire se comporta como un gas ideal ( $\gamma = 1.4$ ) y que la compresión es adiabática, calcular la presión y temperatura final.

Solución: usando la ecuación 13.14

$$PV^\gamma = cte. \Rightarrow P_i V_i^\gamma = P_f V_f^\gamma \Rightarrow P_f = P_i \left( \frac{V_i}{V_f} \right)^\gamma$$

$$P_f = 1 \text{ atm} \left( \frac{800 \text{ cm}^3}{60 \text{ cm}^3} \right)^{1.4} = 37.6 \text{ atm}$$

y de la ecuación 13.15

$$TV^{\gamma-1} = \text{cte.} \Rightarrow T_i V_i^{\gamma-1} = T_f V_f^{\gamma-1} \Rightarrow T_f = T_i \left( \frac{V_i}{V_f} \right)^{\gamma-1}$$

$$T_f = 293 \text{ K} \left( \frac{800 \text{ cm}^3}{60 \text{ cm}^3} \right)^{1.4-1} = 825.7 \text{ K} = 552.7^\circ \text{ C}$$

**PROBLEMAS.**

- 13.1 a) Una persona de 80 kg intenta bajar de peso subiendo una montaña para quemar el equivalente a una gran rebanada de un rico pastel de chocolate (700 Cal alimenticias). ¿A qué altura debe subir? b) Otra persona consume energía a razón de 150 W durante su trabajo, ¿qué cantidad de pan debe ingerir para poder trabajar durante una hora? (Calor de combustión del pan es 8000 cal/g). Considere que el 25% de la energía liberada del alimento se aprovecha como trabajo útil. R: a) 934 m, b) 64.5 g.
- 13.2 Se acuerdan del problema del Salto del Laja; suponga ahora que el agua en su parte superior tiene una temperatura de 15° C. Si toda su energía potencial se emplea en calentar el agua que cae, calcule la temperatura del agua en la base del salto. R: si altura del salto se estima en 25m, 15.06° C.
- 13.3 Se utilizan 2 kcal para calentar 600 gr de una sustancia desconocida de 15° C a 40° C. Calcular el calor específico de la sustancia. R: 0.13 cal/gr°C.
- 13.4 Un trozo de cadmio de 50 gr tiene una temperatura de 20° C. Si se agregan 400 cal al cadmio, calcular su temperatura final.
- 13.5 A un vaso aislante del calor (de plumavit) que contiene 200 cm<sup>3</sup> de café a la temperatura de 95° C, se le agregan 40 cm<sup>3</sup> de leche que se encuentra a temperatura ambiente. Calcular la temperatura de equilibrio que alcanza la mezcla. (Suponer calor específico de los líquidos igual al del agua y considere un día de primavera).
- 13.6 Al desayunar, usted vierte 50 cm<sup>3</sup> de leche refrigerada en su taza que contiene 150 cm<sup>3</sup> de café recién preparado con agua hirviendo. Calcular la temperatura de equilibrio alcanza esta apetitosa mezcla. (Desprecie la capacidad calórica de la taza). R: 75° C.
- 13.7 Se enfría un bloque de 40 gr de hielo hasta -50° C. Luego se agrega a 500 gr de agua en un calorímetro de 75 gr de cobre a una temperatura

de 25° C. Calcular la temperatura final de la mezcla. Si no se funde todo el hielo, calcular cuanto hielo queda.

- 13.8 En un recipiente aislado se mezclan 150 g de hielo a 0° C y 600 g de agua a 18° C. Calcular: a) la temperatura final del sistema, b) la cantidad de hielo queda cuando el sistema alcanza el equilibrio. R: a) 0° C, b) 14.4 g.
- 13.9 Un recipiente de aluminio de 300g contiene 200g de agua a 10° C. Si se vierten 100 g más de agua, pero a 100° C, calcular la temperatura final de equilibrio del sistema. R: 34.6° C.
- 13.10 Un calorímetro de 50 g de cobre contiene 250 g de agua a 20° C. Calcular la cantidad de vapor que se debe condensar en el agua para que la temperatura del agua llegue a 50° C. R: 12.9 g
- 13.11 Un calorímetro de aluminio con una masa 100 gr contiene 250 gr de agua. Están en equilibrio térmico a 10° C. Se colocan dos bloques de metal en el agua. Uno es 50 gr de cobre a 80° C. El otro una muestra de masa de 70 gr a una temperatura de 100° C. Todo el sistema se estabiliza a una temperatura final de 20° C. Deducir de que material se trata la muestra.
- 13.12 Un envase plumavit contiene 200 g de mercurio a 0° C. Se le agregan 50 g de alcohol etílico a 50° C y 100 g de agua a 100° C. a) Calcular la temperatura final de la mezcla. b) calcular el calor ganado o perdido por el mercurio, alcohol y agua. Desprecie la capacidad térmica del plumavit. R: a) 84.4° C, b) 557 cal, 998 cal, 1560 cal.
- 13.13 Un cubo de hielo de 20 g a 0° C se calienta hasta que 15 g se han convertido en agua a 100° C y el resto en vapor. Calcular el calor necesario para este proceso. R: 21739 J.
- 13.14 Un trozo de cobre de 1 kg y a 20° C se sumerge en un recipiente con nitrógeno líquido hirviendo a 77K. Calcular la cantidad de nitrógeno que se evapora hasta el momento en que el cobre alcanza los 77K. Suponga que el recipiente está aislado térmicamente. R: 941 kg.

- 13.15 La temperatura en áreas costeras se ve influenciada considerablemente por el gran calor específico del agua. Una razón es que el calor liberado cuando un metro cúbico de agua se enfría en  $1^\circ\text{C}$  aumentará la temperatura de un volumen enormemente más grande de aire en  $1^\circ\text{C}$ . Calcule este volumen de aire. El calor específico del aire es aproximadamente  $1\text{ kJ}/(\text{kg } ^\circ\text{C})$ . Considere la densidad del aire igual a  $1,25\text{ kg}/\text{m}^3$ . R:  $V_{\text{aire}} = 3433 V_{\text{agua}}$ .
- 13.16 Un estudiante inhala aire a  $22^\circ\text{C}$  y lo exhala a  $37^\circ\text{C}$ . El volumen promedio del aire en una respiración es de  $200\text{ cm}^3$ . Ignore la evaporación del agua en el aire y estime la cantidad de calor absorbido en un día por el aire respirado por el estudiante. R:  $3.75\text{ J}$  por respiración.
- 13.17 Un calentador de agua funciona por medio de potencia solar. Si el colector solar tiene un área de  $6\text{ m}^2$  y la potencia entregada por la luz solar es de  $550\text{ W}/\text{m}^2$ , ¿cuál es el tiempo mínimo en aumentar la temperatura de  $1\text{ m}^3$  de agua de  $20^\circ\text{C}$  a  $60^\circ\text{C}$ ? Indique la(s) suposición(es) hecha(s). R: aprox. 14 horas.
- 13.18 Cuando un conductor frena su auto, la fricción entre los tambores y las balatas de los frenos convierten la energía cinética del auto en calor. Si un auto de  $1500\text{ kg}$  que viaja a  $30\text{ m/s}$  y se detiene, ¿cuánto aumenta la temperatura en cada uno de los cuatro tambores de hierro de  $8\text{ kg}$  de los frenos? (desprecie la pérdida de energía hacia los alrededores). R:  $47.1^\circ\text{C}$ .
- 13.19 Dos balas de plomo- c/u de  $5,0\text{ g}$ , a  $20^\circ\text{C}$  y moviéndose a  $400\text{ m/s}$ - chocan de frente. Suponiendo una colisión perfectamente inelástica y que no hay ninguna pérdida de calor hacia la atmósfera, describa el estado final del sistema (las dos balas). R:  $645^\circ\text{C}$ .
- 13.20 Un lago contiene cerca de  $5 \times 10^{11}\text{ m}^3$  de agua. a) ¿Cuánto calor se necesita para elevar la temperatura de ese volumen de agua de  $14.5$  a  $15.5^\circ\text{C}$ ? b) Calcule el tiempo que se requeriría para calentar el lago, entre esas temperaturas, si el calor lo suministra una central eléctrica de  $1000\text{ MW}$ . R: b) aprox. 66 años.
- 13.21 Un mol de gas ideal se calienta lentamente de modo que pasa del estado  $(P_o, V_o)$  al estado  $(3P_o, 3V_o)$ . Este cambio ocurre de tal manera que

la presión del gas es directamente proporcional al volumen. a) Dibujar el diagrama presión versus volumen. b) Calcular el trabajo que realiza el gas en este proceso. Indicar si es positivo o negativo y comente el significado asociado al signo. c) Analizar cómo se relaciona la temperatura del gas con su volumen durante este proceso. R: b)  $4P_oV_o$ , c)  $P_oV^2/n(PM)V_o$ , donde (PM) es el peso molecular del gas.

13.22 La figura 13.13 representa la variación del volumen y la presión de un gas cuando se expande desde  $1 \text{ m}^3$  a  $6 \text{ m}^3$ . a) Calcular el trabajo realizado por el gas durante el proceso, b) analizar lo que le ocurre a la temperatura durante el proceso. R: 1418.2 J.

13.23 Un gas está a una presión de 1.5 atm y a un volumen de  $4 \text{ m}^3$ . Calcular el trabajo realizado por el gas cuando: a) se expande a una presión constante hasta el doble de su volumen inicial y b) se comprime a presión constante hasta un cuarto de su volumen inicial. R: a)  $6.1 \times 10^5 \text{ J}$ , b)  $-4.6 \times 10^5 \text{ J}$ .

13.24 Un gas ideal está encerrado en un cilindro que tiene un émbolo móvil en su parte superior, de masa 8 kg y área de  $5 \text{ cm}^2$ , libre de moverse, manteniendo la presión del gas constante. Calcular el trabajo si la temperatura de 2 moles de gas aumenta de  $20^\circ$  a  $300^\circ \text{ C}$ . R: 4698 J.

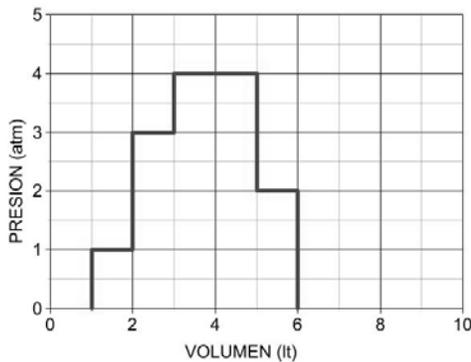


Figura 13.13. Problema 13.22

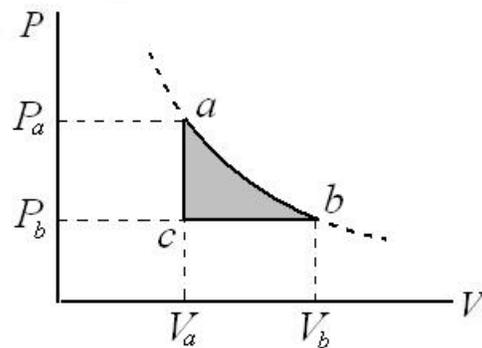


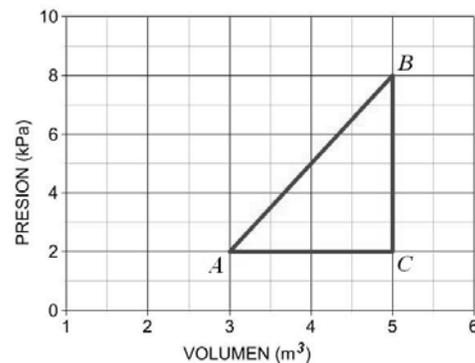
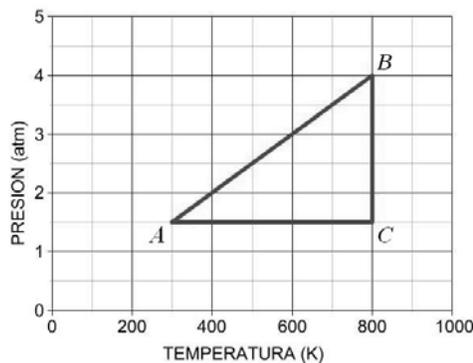
Figura 13.14 Problemas 13.25 y 13.37.

13.25 Una muestra de gas ideal de un mol se lleva a través de un proceso termodinámico cíclico, como se muestra en la figura 13.14 El ciclo consta de tres partes: una expansión isotérmica ab, una compresión isobárica bc y un aumento de presión a volumen constante ca. Si  $T = 300 \text{ K}$ ,  $P_a = 5 \text{ atm}$ ,  $P_b = P_c = 1 \text{ atm}$ , calcular el trabajo realizado por el gas durante el ciclo.

- 13.26 Una muestra de gas ideal se expande al doble de su volumen inicial de  $0.1 \text{ m}^3$  en un proceso para el cual  $P = aV^2$ , con  $a = 2 \text{ atm/m}^6$ . a) Bosquejar un gráfico en un diagrama PV. b) Calcular el trabajo realizado por el gas durante la expansión.
- 13.27 Un gas ideal que se encuentra a  $1 \text{ atm}$  y  $0^\circ \text{ C}$ , se expande desde un volumen de  $25 \text{ lt}$  hasta  $80 \text{ lt}$ , en un proceso en el cual  $P = 0.5a/V^2$ . a) Bosquejar un gráfico en un diagrama PV. Calcular: b) la constante  $a$  en el SI, c) la temperatura y presión final, d) el trabajo realizado en la expansión. R: b)  $126.6 \text{ Pa/m}^3$ , c) presión:  $63.3 \text{ Pa/V}^2$ , d)  $3437.5 \text{ J}$ .
- 13.28 Un mol de vapor de agua a  $373 \text{ K}$  se enfría a  $283 \text{ K}$ . El calor entregado por el vapor del agua que se enfría lo absorben  $10$  moles de un gas ideal, haciendo que el gas se expanda a una temperatura constante de  $273 \text{ K}$ . Si el volumen final del gas ideal es de  $20 \text{ lt}$ , determine su volumen inicial. R:  $2.9$  litros.
- 13.29 Un mol de gas ideal realiza  $3000 \text{ J}$  de trabajo mientras se expande isotérmicamente hasta una presión final de  $1 \text{ atm}$  y un volumen de  $25$  litros. Calcular: a) su volumen inicial, b) la temperatura del gas, c) el cambio de energía interna que experimenta, indicando si aumenta o disminuye, d) el calor absorbido o cedido. R: a)  $7.6 \text{ lt}$ , b)  $304 \text{ K}$ , c)  $0 \text{ J}$ , d)  $3000 \text{ J}$ .
- 13.30 Un gas ideal inicialmente a  $300 \text{ K}$  se expande en forma isobárica a una presión de  $2.5 \text{ kPa}$ . Si el volumen aumenta de  $1 \text{ m}^3$  a  $3 \text{ m}^3$  y se agregan  $12500 \text{ J}$  de calor al sistema, calcular: a) el cambio de energía interna, b) su temperatura final. R: a)  $7500 \text{ J}$ , b)  $900 \text{ K}$ .
- 13.31 Se comprime un gas a presión constante de  $0.8 \text{ atm}$  de un volumen de  $9 \text{ lt}$  a un volumen de  $2 \text{ lt}$ . En el proceso se escapan del gas  $400 \text{ J}$  de energía calórica. Calcular: a) el trabajo realizado por el gas, b) el cambio de energía interna del gas. R: a)  $-567 \text{ J}$ , b)  $167 \text{ J}$ .
- 13.32 Un mol gas ideal monoatómico se somete al ciclo ABC mostrado en la figura 13.15. Si  $P_A = 1.5 \text{ atm}$  y  $T_B = T_C = 800 \text{ K}$ , a) identificar las características de cada proceso que compone el ciclo y dibujar el diagrama PV que le corresponde, indicando los valores de las variables de

estado al comienzo y final de cada proceso. b) Calcular para cada proceso el trabajo hecho por el gas, el calor absorbido o cedido, el cambio de energía interna del gas. c) Averiguar para el ciclo completo qué ocurre con  $U$ ,  $W$  y  $Q$ . R: a)  $V_A = 16.4 \text{ lt} = V_B$ ,  $V_C = 43.7 \text{ lt}$ , b)  $W_{AB} = 0$ ,  $W_{BC} = 6504 \text{ J}$ ,  $W_{CA} = 4148.5 \text{ J}$ ,  $W_{\text{TOTAL}} = 2355.7 \text{ J}$ .

- 13.33 Un gas se lleva a través de un proceso cíclico como el de la figura 13.16. a) Calcular el calor neto transferido al sistema durante el ciclo completo. b) Si el ciclo se invierte, ¿cuál es el calor neto transferido por ciclo? R: a) 6000 J, b) -6000 J.



- 13.34 Un bloque de 1 kg de aluminio se calienta a presión atmosférica de modo que su temperatura aumenta desde  $22^\circ \text{ C}$  hasta  $40^\circ \text{ C}$ . Calcular: a) el trabajo realizado por el aluminio, b) la energía térmica que se le entrega, y c) el cambio de su energía interna. R: a) 0.051 J, b) 16200 J, c) 16199.9 J.
- 13.35 Un mol de gas ideal monoatómico se somete al proceso cíclico ABCA mostrado en la figura 13.17. a) Calcular la energía térmica transferida al sistema, el trabajo hecho por el sistema y el cambio de energía interna durante cada etapa del ciclo y para el ciclo completo. b) Si el ciclo se invierte, calcular cada una de dichas variables.
- 13.36 Un mol de gas inicialmente a una presión de 2 atm y a un volumen de 0.3 lt, tiene una energía interna de 91 J. En su estado final, la presión es de 1.5 atm, el volumen de 0.8 lt y la energía interna de 182 J. Para los tres caminos IAF, IBF e IF de la figura 13.18, calcular a) el trabajo realizado por el gas, b) el calor neto transferido en el proceso. R: a) 76 J, 101 J, 88.6 J, b) 167 J, 192 J, 180 J.

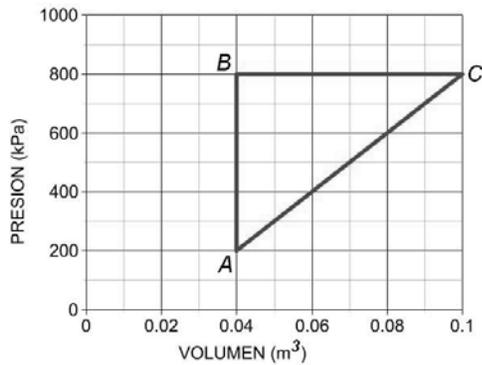


Figura 13.17. Problema 13.35

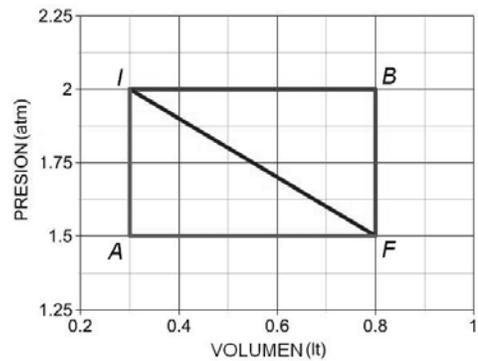


Figura 13.18. Problema 13.36

- 13.37 Un mol de gas ideal monoatómico se lleva por un proceso isotérmico, de 400 K, al doble de su volumen original (figura 13.14). Calcular: a) el trabajo que realizó el gas, b) el calor que se le entregó al gas, c) la variación de energía interna del gas, d) la razón de presiones  $P_b/P_a$ . Suponga que ahora se realiza un proceso (de  $a$  a  $c$ ) a volumen constante para reducir la presión inicial  $P_a$  a  $P_b$ , calcular los nuevos valores de trabajo, calor y variación de energía interna.
- 13.38 Calcular el cambio de energía interna de 3 moles de helio cuando su temperatura aumenta en 2 K. R: 75 J.
- 13.39 La capacidad calórica de un gas monoatómico a presión constante es 62.3 J/molK. Calcular: a) el número de moles del gas, b) la capacidad calórica a volumen constante, c) la energía interna del gas a 350K. R: a) 3 moles, b) 37.4 J/K, c) 13100 J.
- 13.40 Un mol de hidrógeno se calienta a presión constante de 0 a 100° C. Calcular: a) el calor transferido al gas, b) el aumento de energía interna, c) el trabajo realizado por el gas.
- 13.41 En un proceso a volumen constante, se transfieren 210J de calor a un mol de un gas ideal monoatómico inicialmente a 27° C. Calcular: a) el aumento de energía interna, b) el trabajo realizado por el gas, c) la temperatura final del gas.
- 13.42 Dos moles de un gas ideal ( $\gamma=1.4$ ) se expanden adiabáticamente desde una presión de 5 atm y un volumen de 12 lt a un volumen final de 30

- lt. Calcular: a) la presión final del gas, b) las temperaturas inicial y final del gas. R: a) 1.4 atm, b) 365.8 K, 256.1 K.
- 13.43 Un gas ideal ( $\gamma=1.4$ ) se expande adiabáticamente. Si la temperatura final es un tercio de la inicial, determinar a) en que factor cambia el volumen, b) en que factor cambia la presión. R: a) 15.6, b) 0.0214.
- 13.44 Un mol de gas ideal monoatómico ( $\gamma=1.4$ ) inicialmente a  $27^\circ\text{C}$  y a la presión de 1 atm se comprime adiabáticamente a un cuarto de su volumen inicial. Calcular la presión y la temperatura final del gas.
- 13.45 Durante el tiempo de compresión de un motor de bencina, la presión aumenta de 1 a 20 atm. Suponiendo que el proceso es adiabático y el gas ideal, con  $\gamma = 1.4$ . Calcular el volumen y la temperatura final del gas. R:  $8.5V_i$ ,  $2.3T_i$ .
- 13.46 Un globo sonda meteorológico expande su volumen al ascender en la atmósfera. Si la temperatura inicial del gas dentro del globo era de  $27^\circ\text{C}$ , calcular su temperatura cuando el volumen se ha duplicado. R: 229 K.
- 13.47 Calcular el trabajo que se requiere para comprimir a  $1/10$  de su volumen inicial, 5 moles de aire a  $20^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión por un proceso: a) isotérmico, b) adiabático. c) Calcular las presiones finales en los dos casos.
- 13.48 3 moles de gas argón inicialmente a la temperatura de  $20^\circ\text{C}$ , ocupan un volumen de 10 lt. El gas experimenta una expansión a presión constante hasta un volumen de 20 lt; luego se expande en forma adiabática hasta que regresa a su temperatura inicial. a) graficar el proceso en un diagrama  $PV$ . Calcular: b) la cantidad de calor que se le entregó al gas durante todo el proceso, c) el cambio total en la energía interna del gas, d) el trabajo total realizado durante el proceso, e) el volumen final del gas.