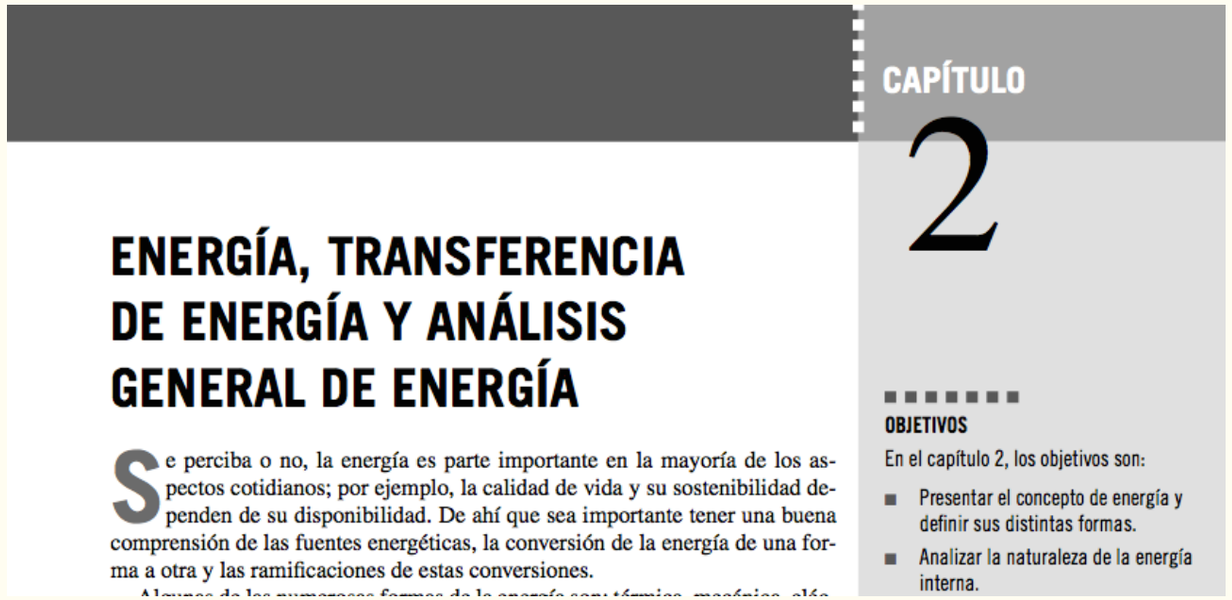
Termodinámica
FIS1523-4



Tema #3
Primera Ley
(Sistemas Cerrados)

La Primera Ley de la Termodinámica con Sistemas Cerrados



CAPÍTULO

2

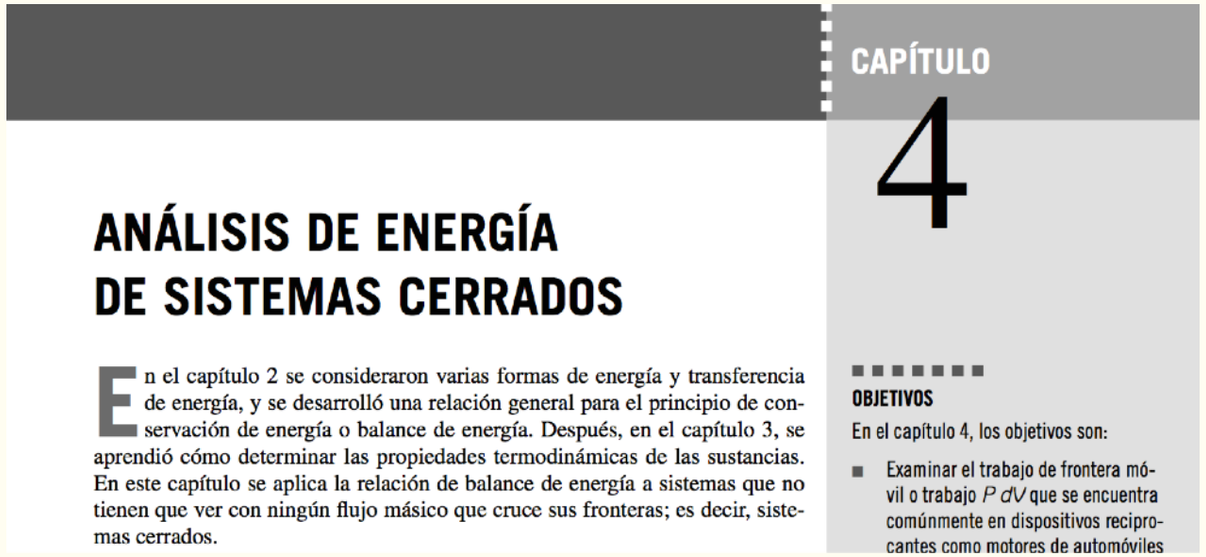
ENERGÍA, TRANSFERENCIA DE ENERGÍA Y ANÁLISIS GENERAL DE ENERGÍA

Se perciba o no, la energía es parte importante en la mayoría de los aspectos cotidianos; por ejemplo, la calidad de vida y su sostenibilidad dependen de su disponibilidad. De ahí que sea importante tener una buena comprensión de las fuentes energéticas, la conversión de la energía de una forma a otra y las ramificaciones de estas conversiones.

OBJETIVOS

En el capítulo 2, los objetivos son:

- Presentar el concepto de energía y definir sus distintas formas.
- Analizar la naturaleza de la energía interna.



CAPÍTULO

4

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.

OBJETIVOS

En el capítulo 4, los objetivos son:

- Examinar el trabajo de frontera móvil o trabajo $P\,dV$ que se encuentra comúnmente en dispositivos recíprocantes como motores de automóviles

(Estaremos brincando entre los capítulos 2 y 4 principalmente)

Energía: Conceptos Básicos

¿Qué es la energía?

No es tan fácil definirla con precisión. Se puede entender como la capacidad para causar cambios



Tal vez la mejor forma de definirla es que es una propiedad de los objetos que es transferible pero que se mantiene constante. Eso es lo que nos dice la primera Ley

Primera Ley de la Termodinámica

La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma.



¡Suena muy papas! (pero no lo es)

Ejemplo de la Utilidad de la 1ra Ley

Consideremos esta situación

La pregunta es: ¿la temperatura en la habitación sube, baja, o se mantiene constante?

(discutir en clase)

Respuesta: sube

El sistema sólo tiene una entrada de energía (trabajo eléctrico que entra por el enchufe), pero ninguna salida. Esta energía se tiene que almacenar en alguna parte; esto ocurre en el aire de la pieza, cuya temperatura sube.

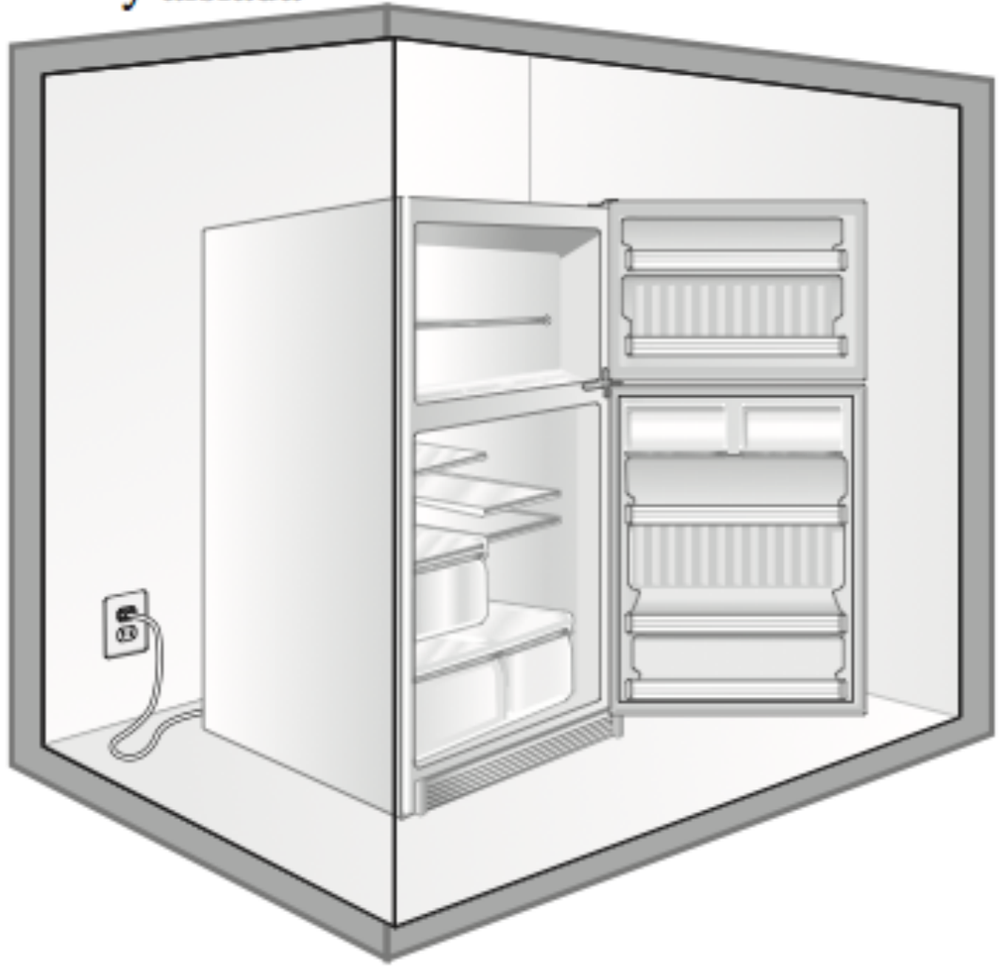


FIGURA 2-1

Un refrigerador en funcionamiento con su puerta abierta dentro de una habitación perfectamente sellada y aislada.

Ejemplo de la Utilidad de la 1ra Ley

¿Y en esta situación?

Sube

(mismo razonamiento que en la diapositiva anterior)

Pregunta para discusión: ¿porqué me siento más “fresco” cuando prendo el ventilador entonces?

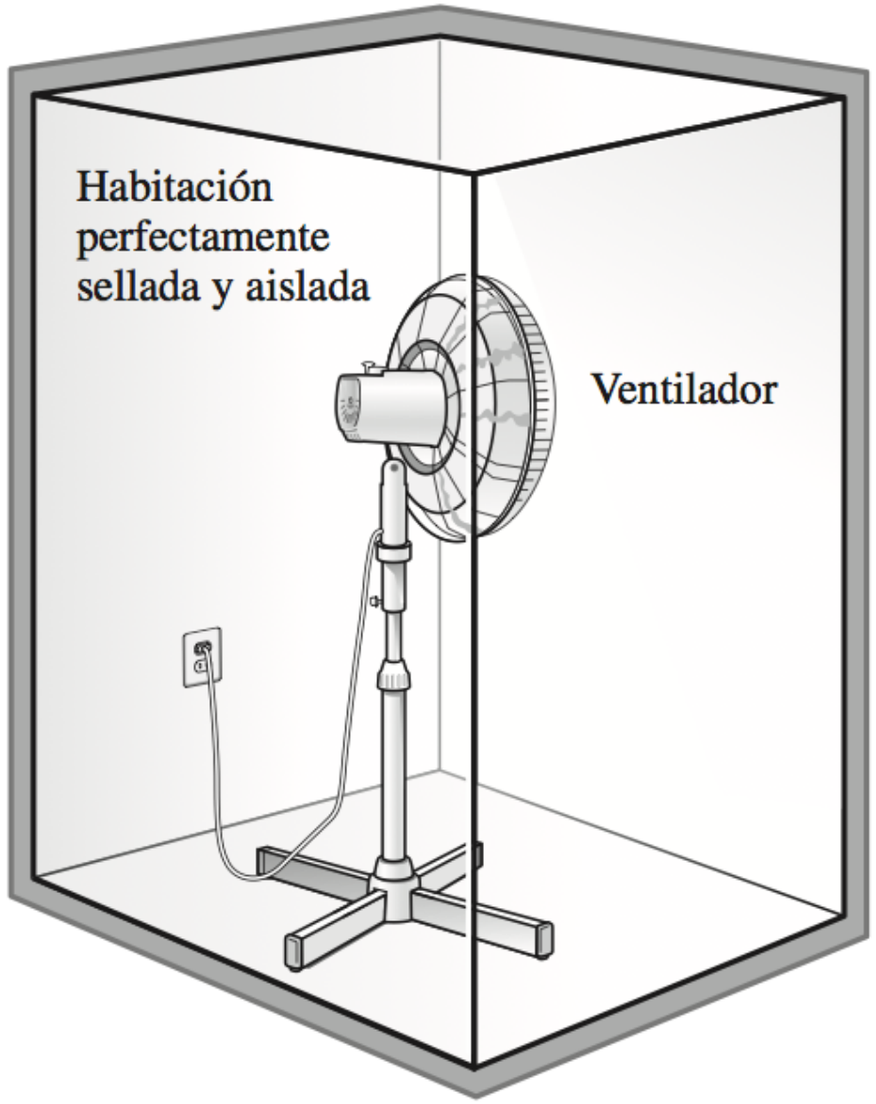


FIGURA 2-2

Un ventilador en funcionamiento en una habitación bien sellada y aislada hará que aumente la temperatura del aire que se halla en la habitación.

Terminología

Vamos a comenzar utilizando la primera ley con **sistemas cerrados** (es decir sistemas donde no entra ni sale masa). Después vendrá otro capítulo entero para sistemas abiertos.

Para antes de poder escribir la primera ley matemáticamente y de usarla, vamos a tener que definir cuidadosamente **tres cantidades**:

Los **únicos** dos mecanismos con los que un sistema cerrado puede ganar o perder energía } **Calor** y **Trabajo**

Una de las formas de energía que puede tener un sistema termodinámico (aparte de cinética y potencial) } **Energía interna**

Comencemos con **calor**….

Calor

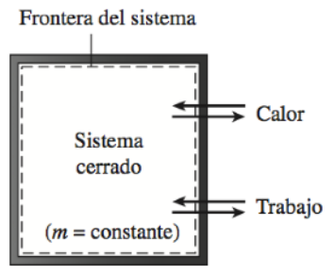


FIGURA 2-13
La energía puede cruzar las fronteras de un sistema cerrado en la forma de calor y trabajo.

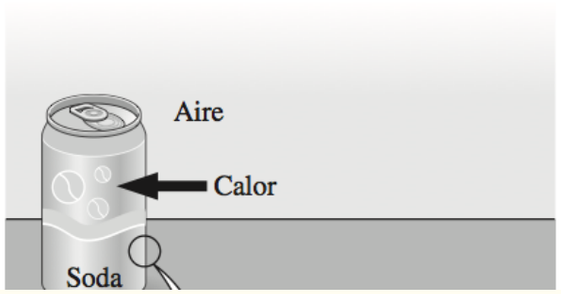
2-3 ▪ TRANSFERENCIA DE ENERGÍA POR CALOR

La energía puede cruzar la frontera de un sistema cerrado en dos formas distintas: *calor* y *trabajo* (Fig. 2-13). Es importante distinguir entre estas dos formas de energía, por lo que primero se analizarán con el propósito de conformar una base sólida para el desarrollo de las leyes de la termodinámica.

La experiencia nos dice que si se deja sobre la mesa una lata fría de bebida carbonatada, en algún momento alcanzará la temperatura ambiente, mientras que una papa horneada caliente se enfriará. Cuando un cuerpo se coloca en un medio que está a una temperatura diferente, la transferencia de energía tiene lugar entre el cuerpo y el medio hasta que se establece el equilibrio térmico,

(Sección 2.3 en C&B)

TEMA DE INTERÉS ESPECIAL* Mecanismos de transferencia de calor



El calor se puede transferir de tres formas distintas: *conducción*, *convección* y *radiación*; se dará una descripción breve de cada uno de éstos para familiarizar al lector con los mecanismos básicos de transferencia de calor. Todos los modos de transferencia de calor requieren que exista una diferencia de temperatura y todos pasan del ámbito de alta temperatura a uno de menor temperatura.

La **conducción** es la transferencia de energía de las partículas más energéticas de una sustancia hacia las adyacentes menos energéticas, como resultado

(Final del Capítulo 2 en C&B)

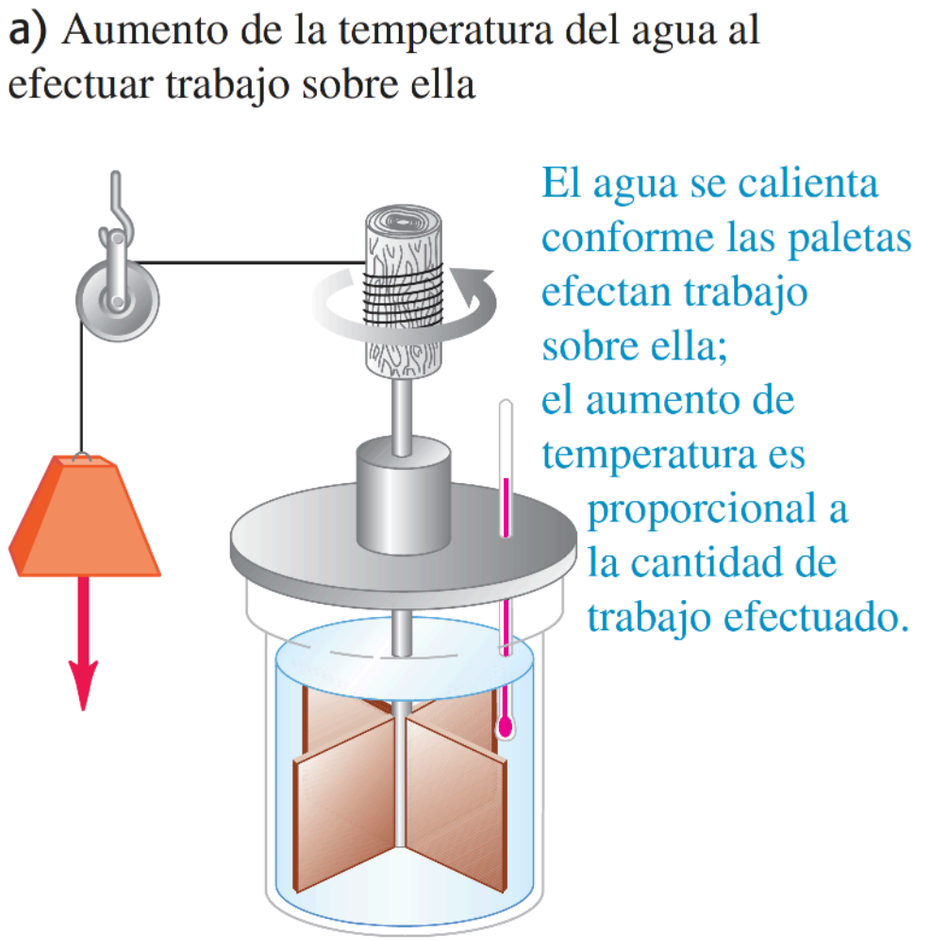
Teoría Calórica

Hasta aproximadamente 1850 se creía que el calor era un fluido auto-repelente que se transfería de un cuerpo caliente a un cuerpo frío.

Experimentos hechos por James Prescott Joule (y antes por Count Rumford) demostraron que esto no es el caso →

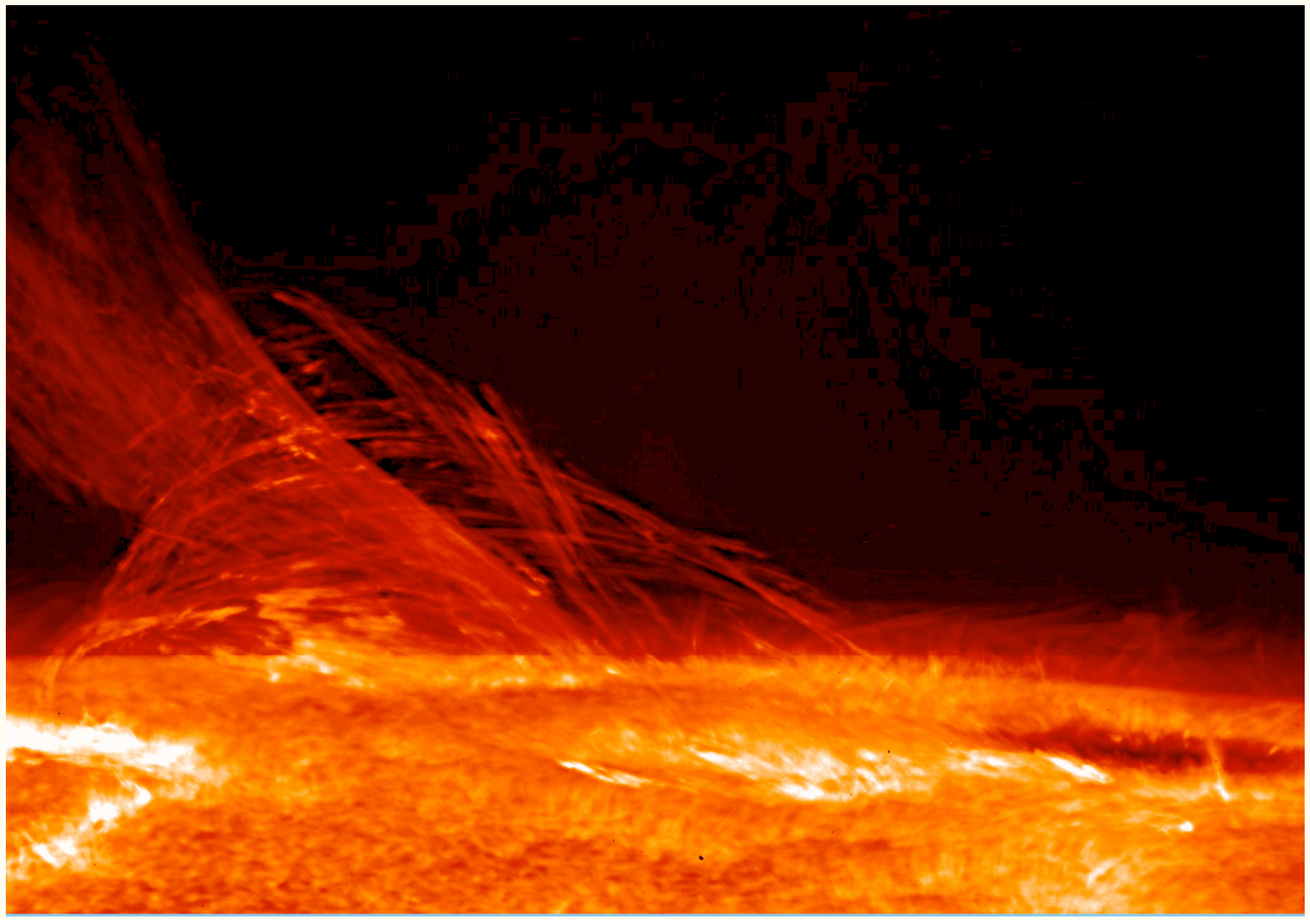
¡Hacer trabajo sobre una sustancia puede causar el mismo efecto que calentarla!

Significa que el trabajo y la energía son dos manifestaciones de un mismo concepto (que ahora conocemos como energía)



Definición

¿Entonces qué es el calor?



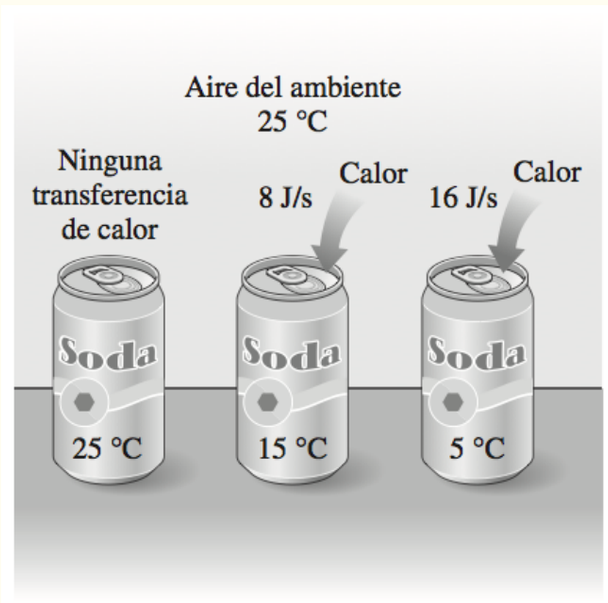


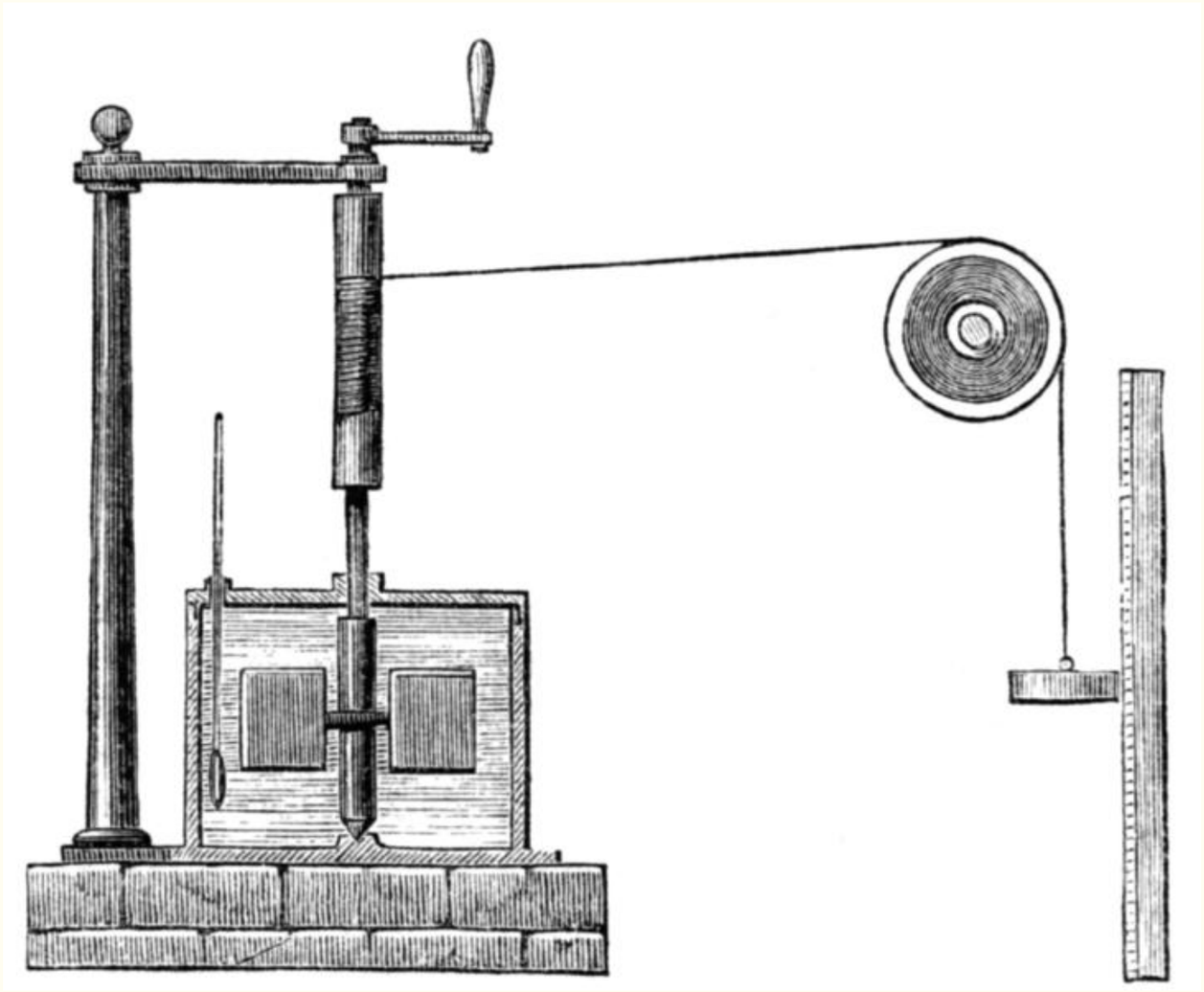
FIGURA 2-14
La diferencia de temperatura es la fuerza motriz para la transferencia de calor. Mientras más grande es la diferencia de temperatura, mayor es la tasa de transferencia de calor.

Es la **energía transferida** entre dos sistemas (o entre un sistema y su entorno) debido a una diferencia de temperatura

Por ende, se mide en unidades de energía (Joules, calorías… etc)

Experimento #1

Hagamos una versión simplificada del experimento de Joule. Ahora tenemos el beneficio de contar con sistemas de medición de temperatura precisos y rápidos.



Nota: 1 caloria, es la energía necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de agua de 1^{o}C. Con este aparato, con el que se puede comparar la energía potencial perdida por el objeto en la derecha con la temperatura ganada por el agua, Joule fue el primero en determinar la “equivalencia entre trabajo y calor,” que ahora se conoce con precisión como 1 cal = 4.1868 Joules.

¡Hay una equivalencia entre el trabajo y la energía!

Semántica

Hay que hacer un comentario: a pesar de que el calor no es un fluido que los cuerpos puedan almacenar, se siguen utilizando términos como “transferencia de calor”, “pérdida de calor” o “absorción de calor”.

Esto es simplemente por las razones históricas ya mencionadas. En realidad lo que pasa es que un cuerpo tiene cierta energía térmica (agitación molecular) y al ponerse en contacto con otro ésta se puede incrementar o disminuir, dependiendo de la temperatura del otro cuerpo.

A pesar de que usaremos términos como ”transferencia de calor”, es importante recordar que **sólo tiene sentido de hablar de calor como una de las formas en las que energía se puede perder o ganar, pero no cómo algo que se almacena**.

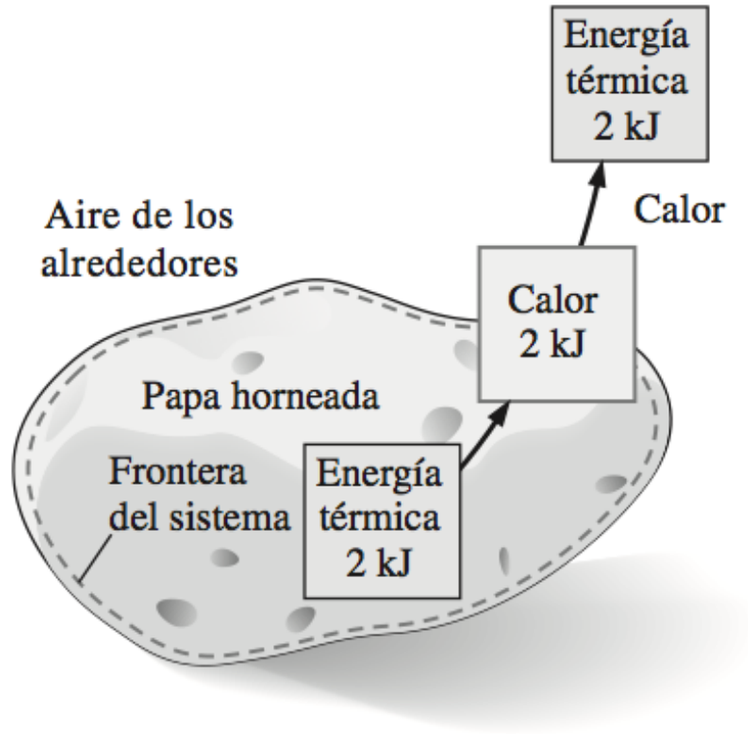


FIGURA 2-15

La energía se reconoce como transferencia de calor sólo cuando cruza las fronteras del sistema.

Transferencia de Calor

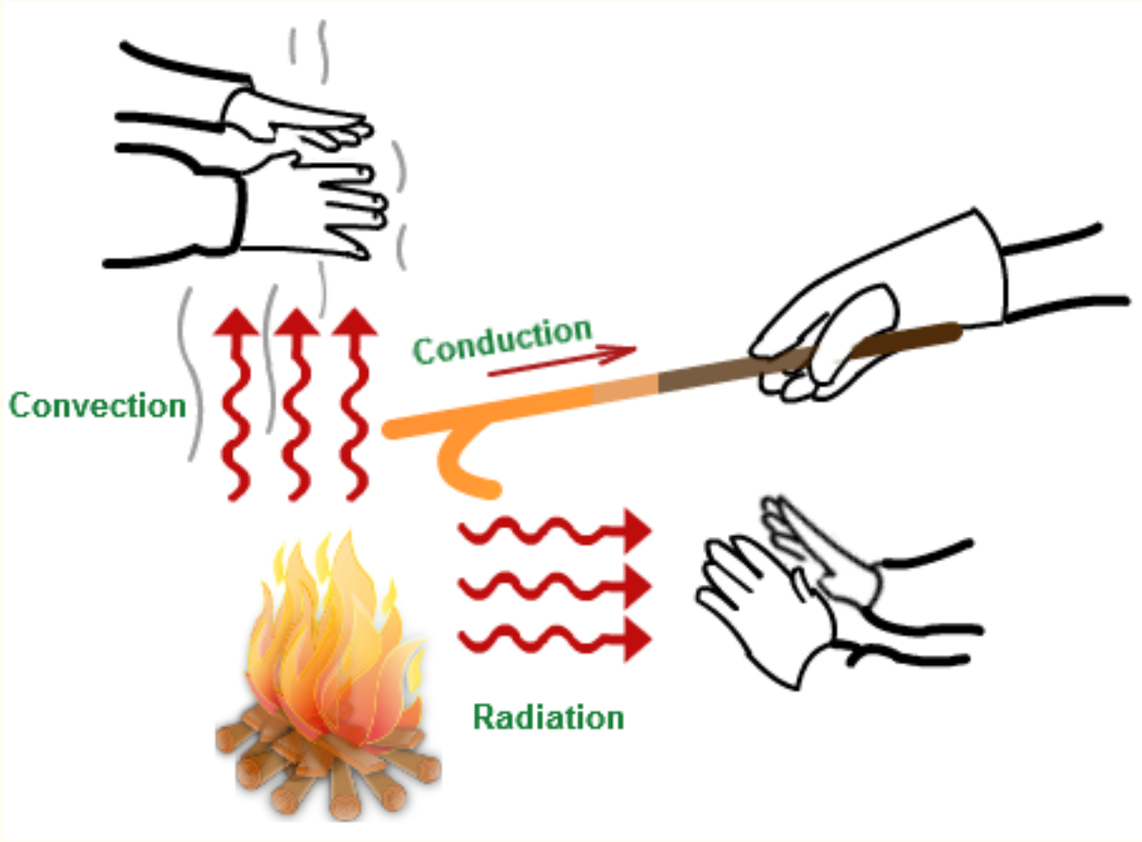
¿De qué formas se puede transferir el calor?

3 mecanismos:

Conducción

Convección

Radiación



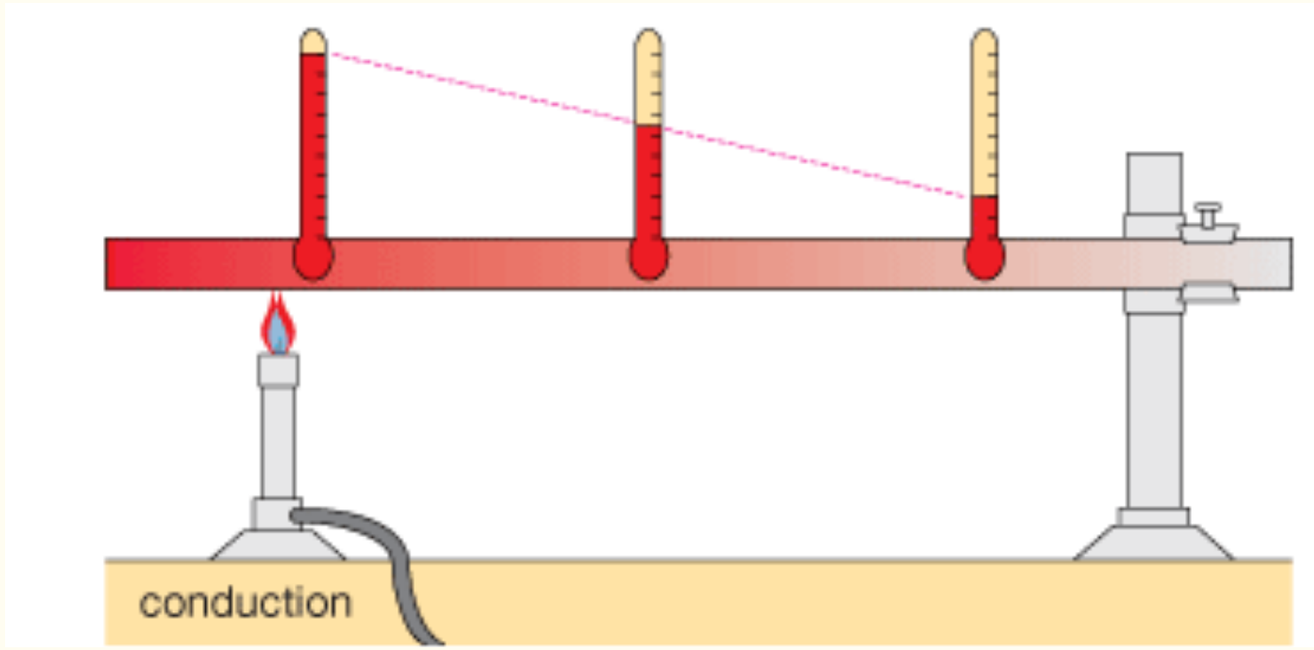
Los veremos muy brevemente a continuación…

Nota: al final de las diapositivas se incluyen descripciones matemáticas de todos estos conceptos.

Conducción

¿Qué es la conducción de calor?

Es la corriente de calor a través de un material sólido



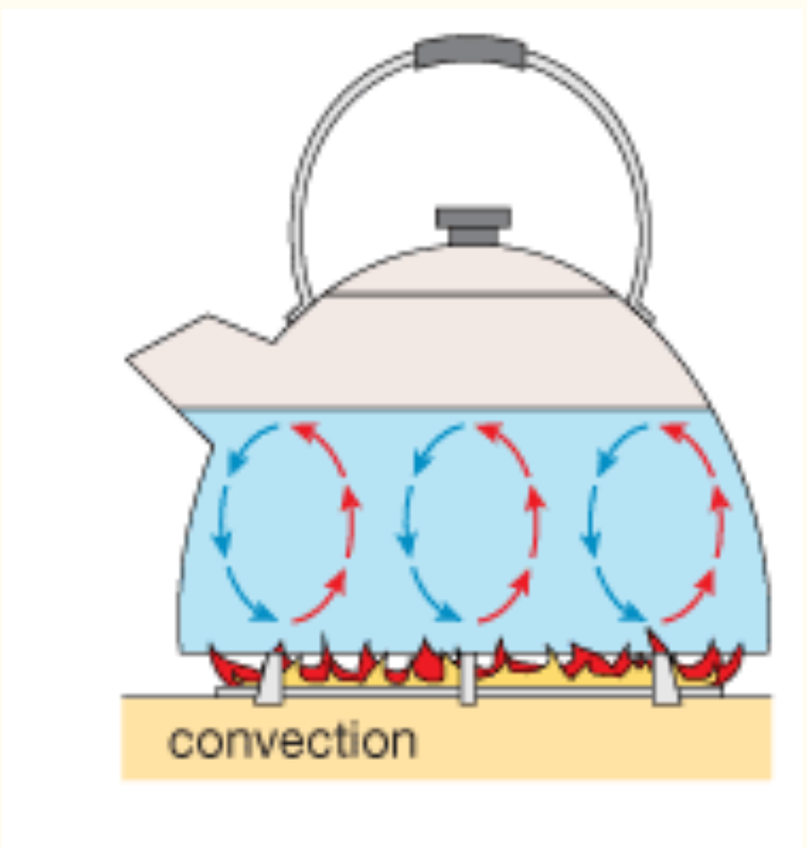
¿A nivel microscópico, cómo funciona?

Los átomos en el extremo calentado adquieren mayor energía de agitación, la cual se transfiere a los átomos vecinos

Convección

¿Qué es la convección?

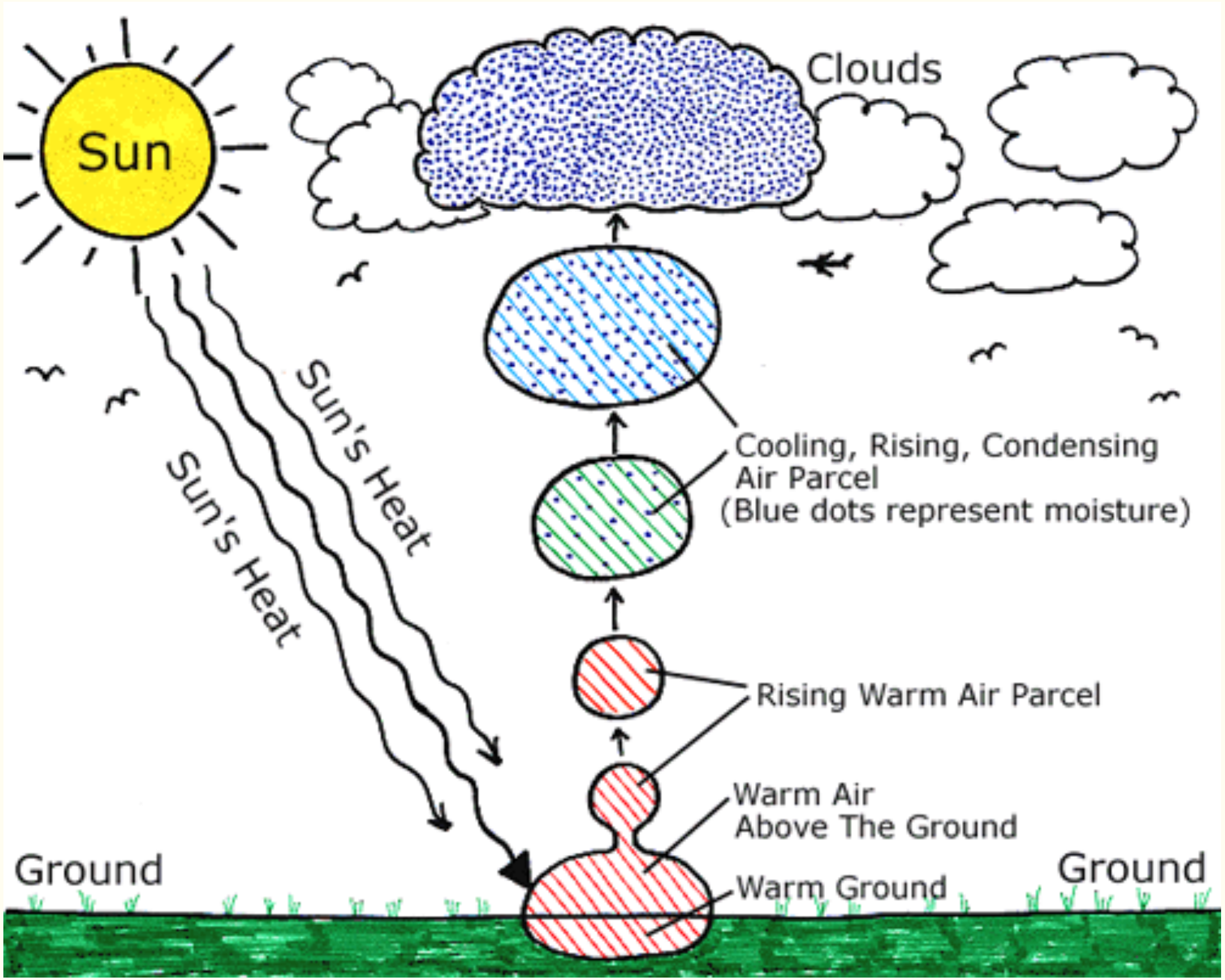
Es la transmisión de calor en un fluído por el movimiento producido por cambios en la densidad (que a su vez se originan por cambios de temperatura)



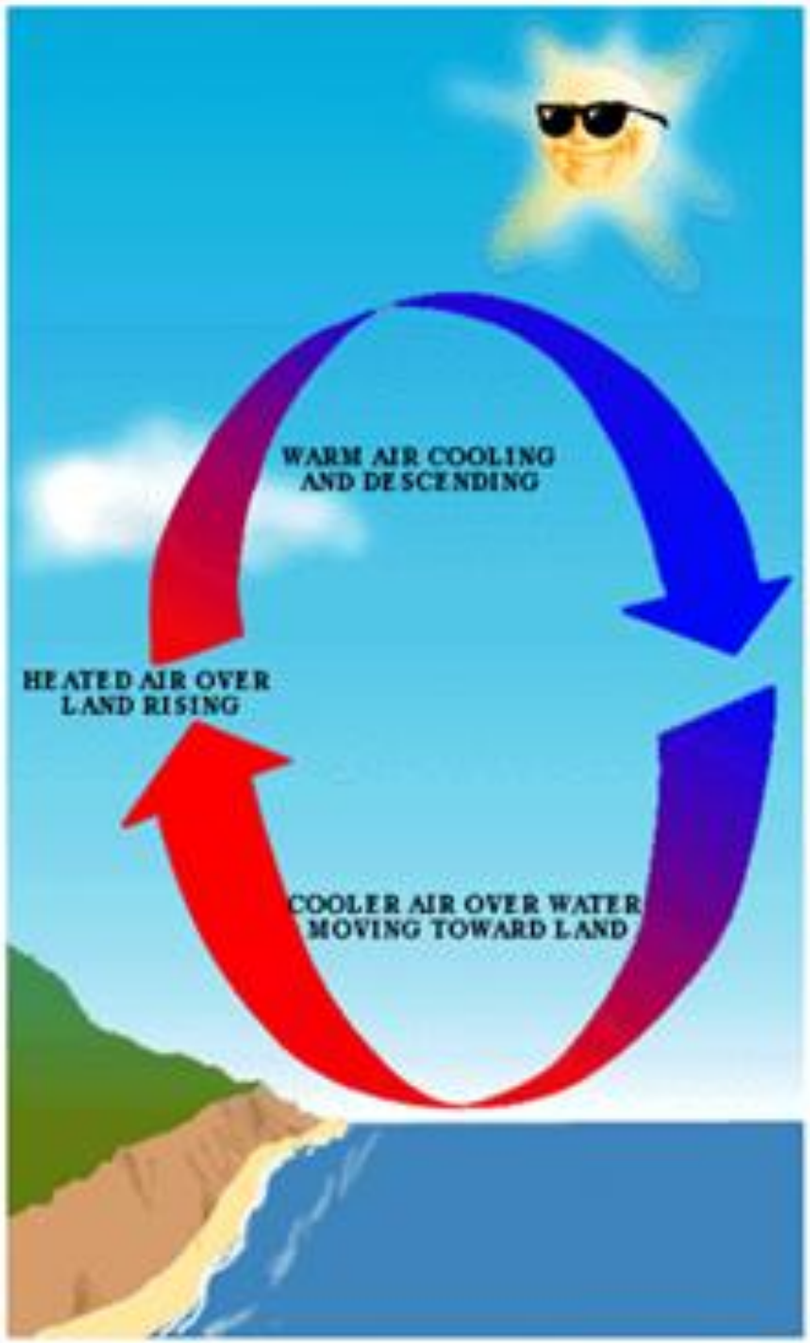
El agua de fondo se calienta, baja en densidad, y sube, siendo remplazada por agua más fría que hay arriba, y así sucesivamente.

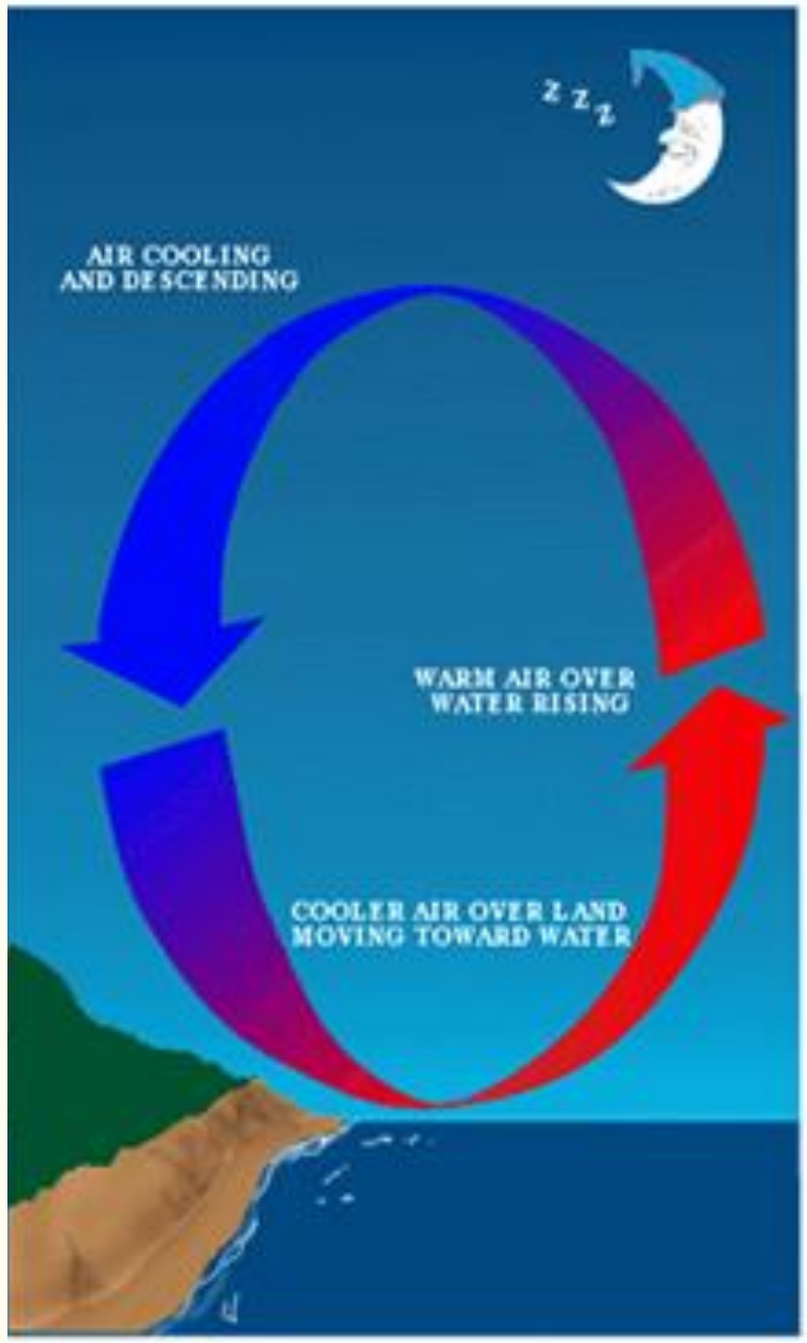
Esta es la forma dominante de transferencia de calor en fluidos (la cual en realidad también incluye un poco de conducción)

Ejemplo de la vida diaria #1

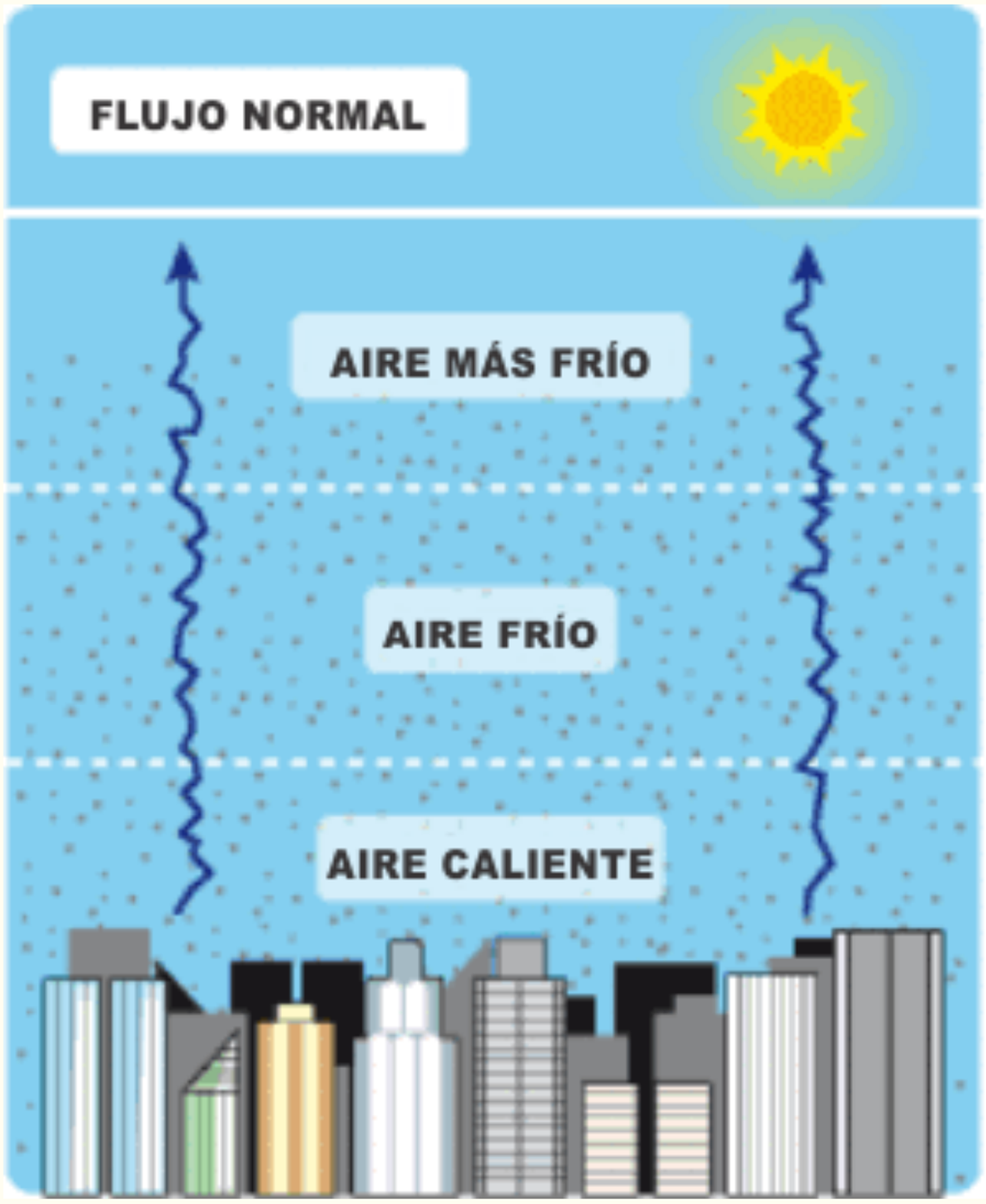


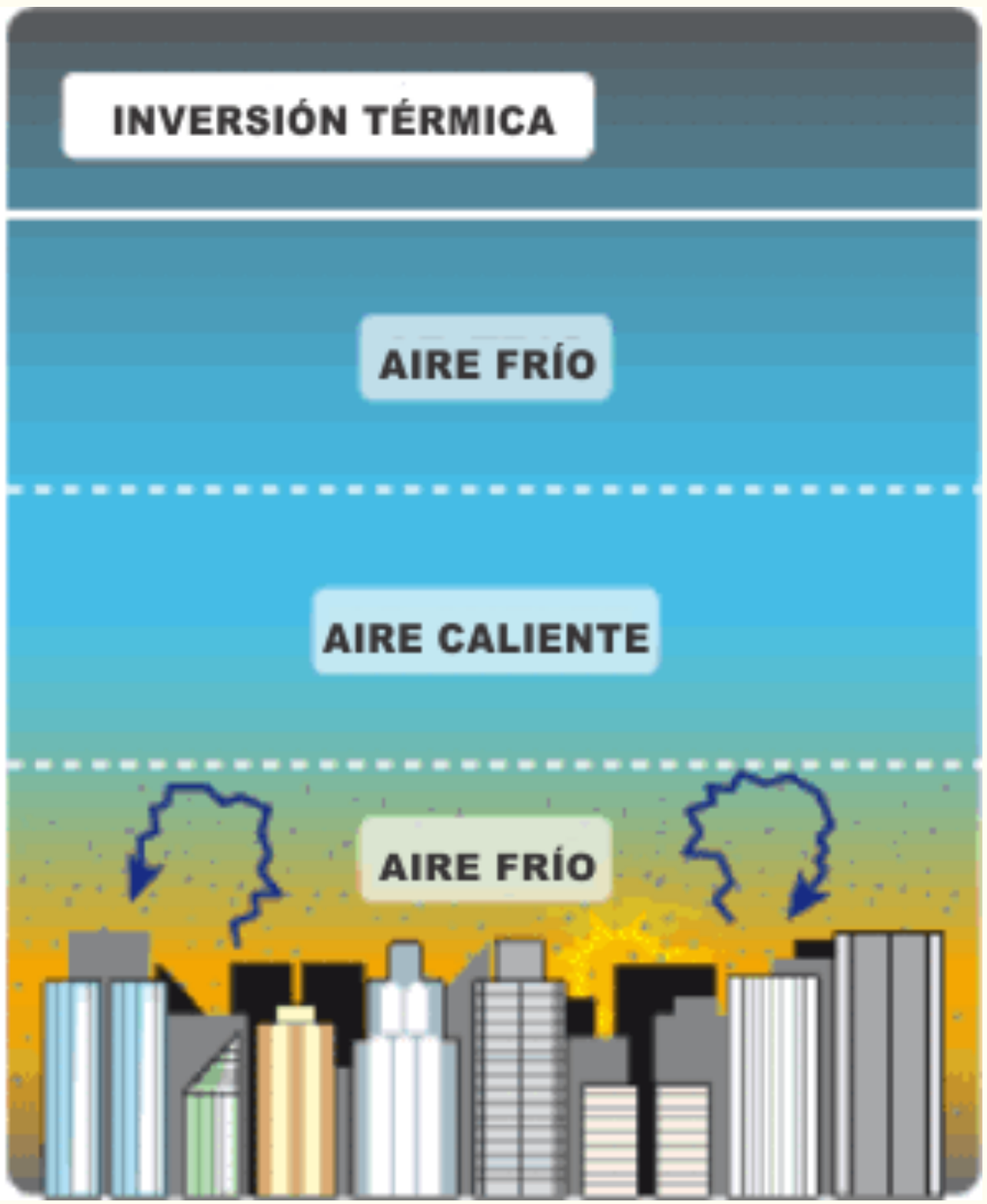
Ejemplo de la vida diaria #2





Ejemplo de la vida diaria #3

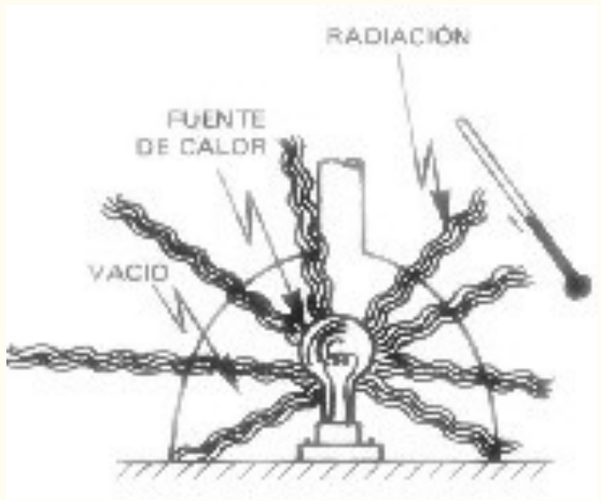




Radiación

¿Qué es la radiación térmica?

Energía transferida por medio de ondas electromagnéticas





Todo objecto a > 0 K irradia energía hacia el ambiente y absorbe energía desde el ambiente

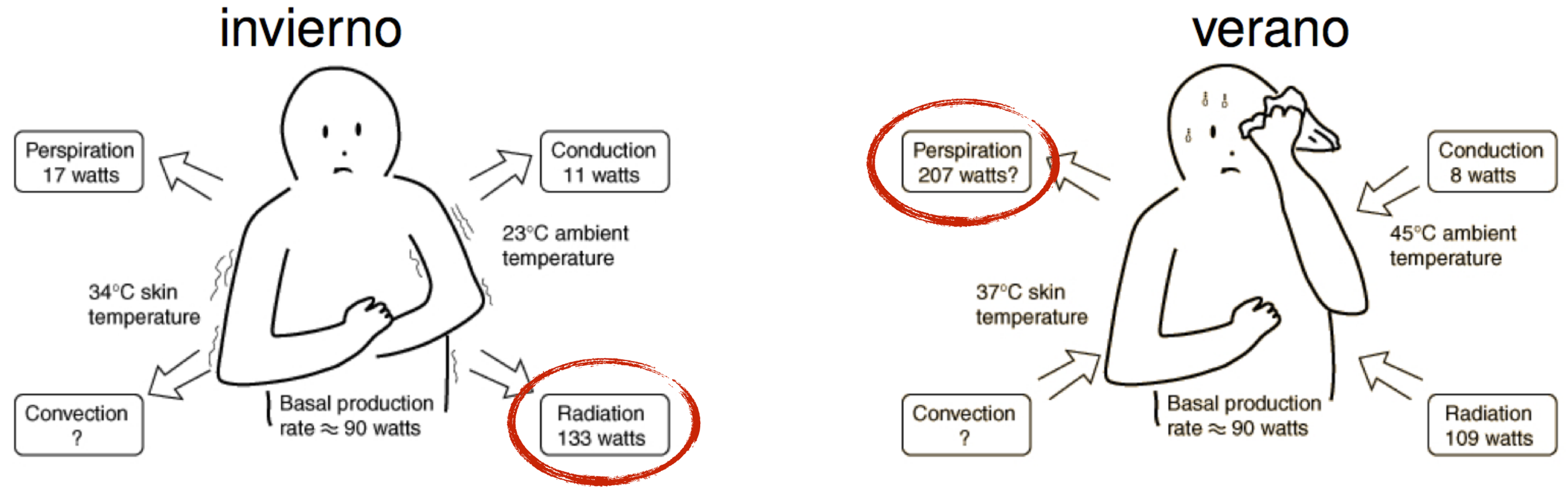
¿Por qué? Una carga en aceleración emite radiación (se ve en Teoría Electromagnética)

Ejemplo de la vida diaria #4

Mismo en inactividad, un adulto necesita liberar aprox. 90 Watts de calor debido al metabolismo

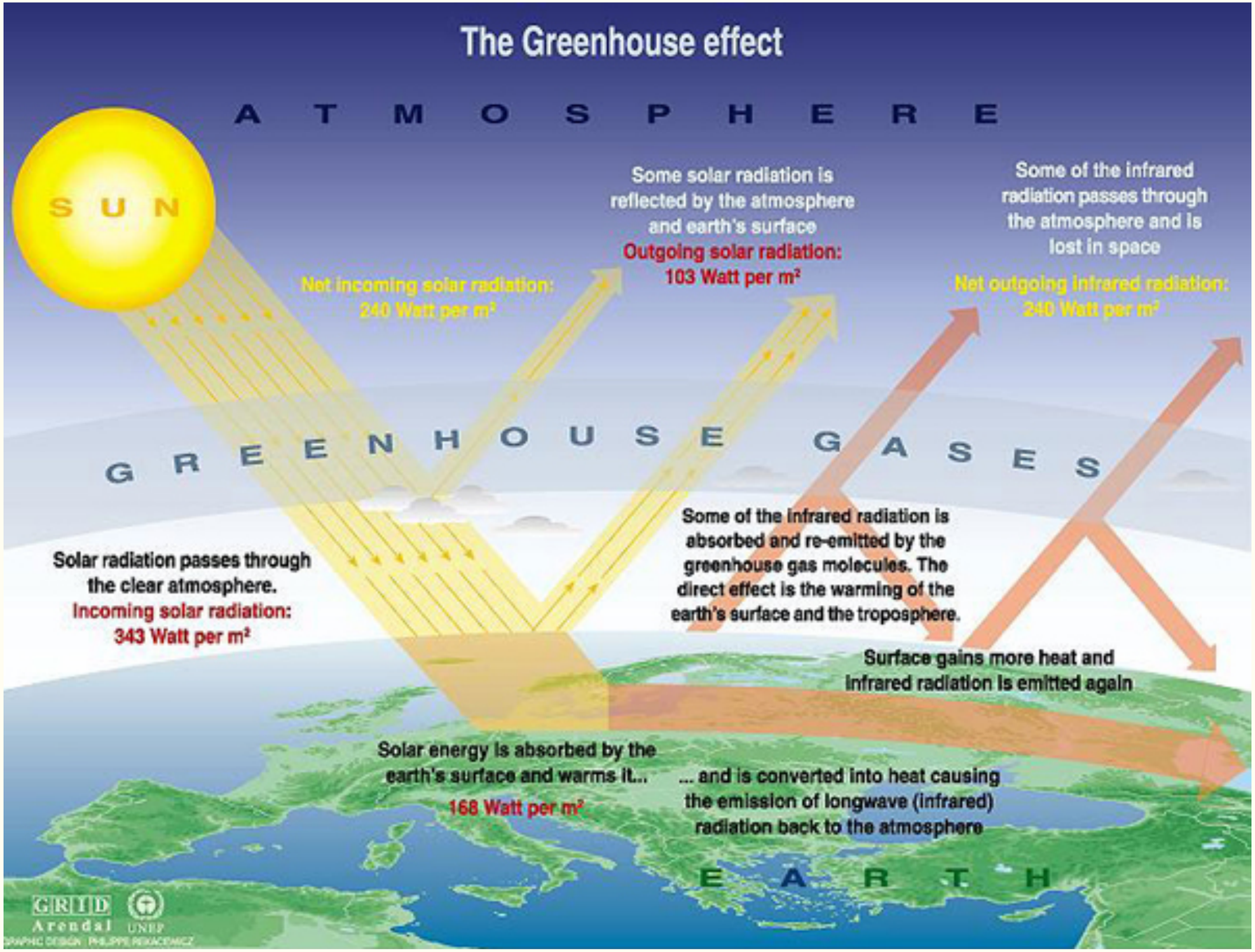
Pregunta: ¿Cómo se hace esto si la temperatura exterior es mayor a 37 grados?

Transferencia de calor en el cuerpo humano



http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/thermo/coobod.html

Ejemplo de la vida diaria #5



Experimento #2

Otro ejemplo de cómo es posible ir de movimiento (energía cinética) a calor (energía térmica):



Calorimetría Básica

(Sección 4.3 en C&B)

¿Si yo tengo dos sustancias, y quiero incrementar la temperatura de ambas de 1 C, necesito la misma cantidad de calor en ambos casos?

¡No!

Necesitamos una propiedad que nos permita comparar la capacidad de almacenar energía en distintas sustancias

Esto es el calor específico.

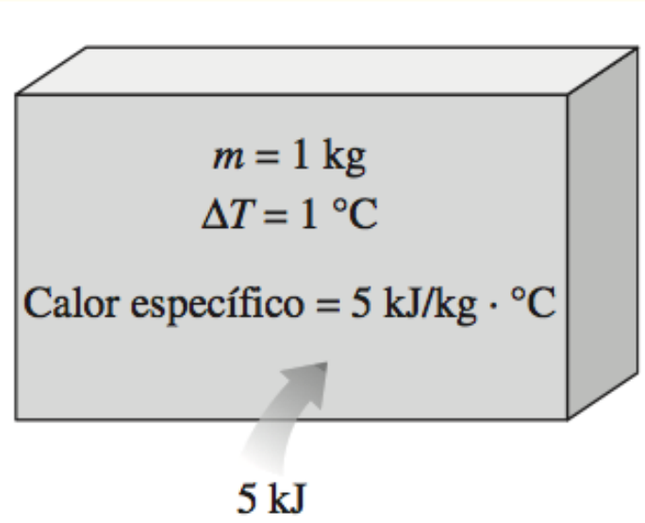


FIGURA 4-18

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.

Calorimetría Básica

Calor necesario para elevar la temperatura de la sustancia una diferencia de temperatura ΔT (Joules)

$$Q = C\,\Delta T = m\,c\,\Delta T$$

C: capacidad calorífica

energía necesaria para elevar 1^o la temperatura del sistema.
Propiedad extensiva.

c: calor específico

capacidad calorífica por unidad de masa.
Propiedad intensiva.

(Nota: si usamos el calor específico molar esta ecuación queda como $Q = n\,\overline{c}\,\Delta T$)

Comentario importante: los sólidos y los líquidos tienen un solo valor de c (calor específico). Pero para los gases c depende del tipo de proceso empleado. Más sobre esto más adelante.

Pregunta

¿Es posible añadir calor y que la temperatura de un cuerpo no se incremente?

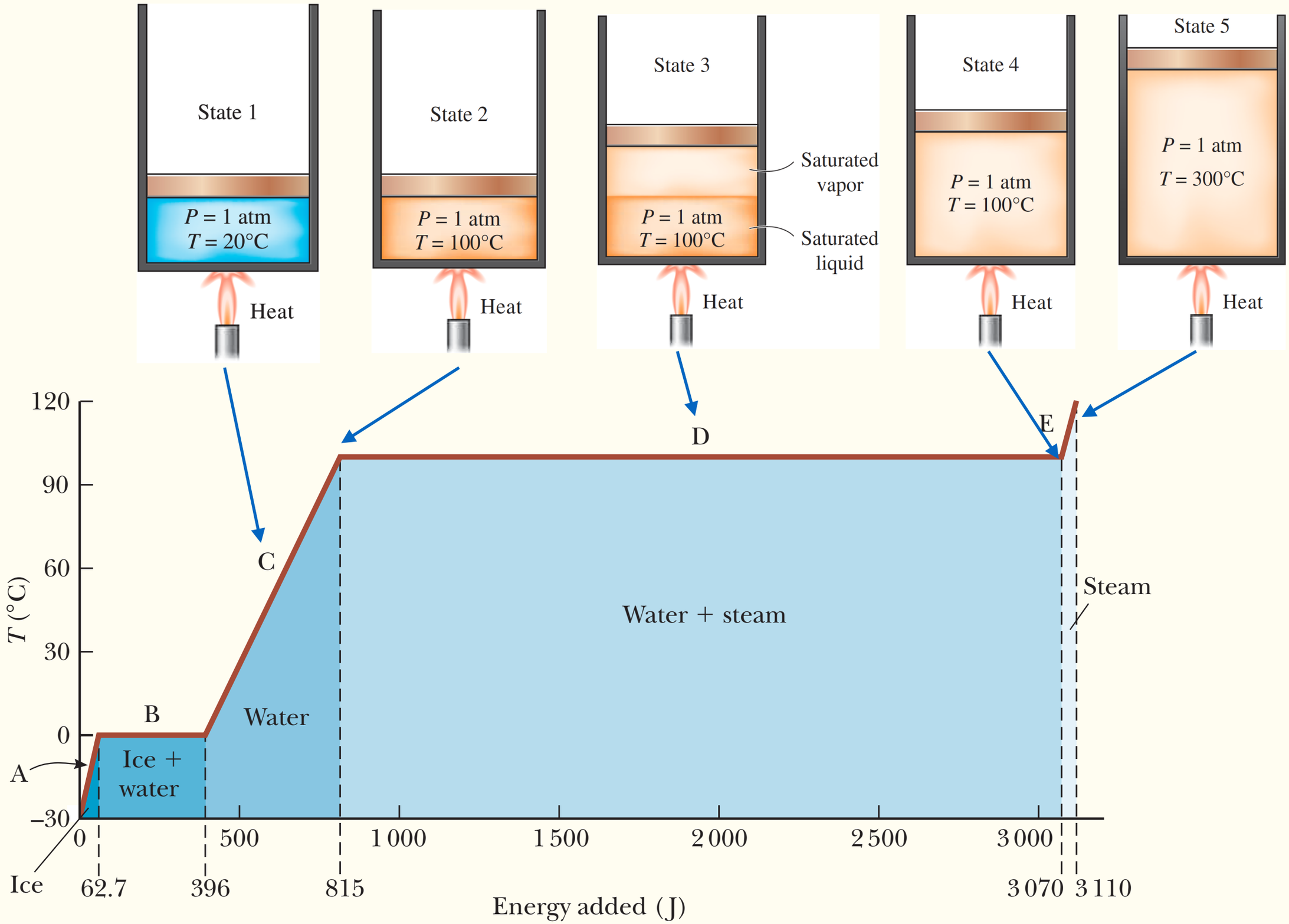
¡Sí!

esto ocurre cuando un sistema está cambiando de fase

La siguiente diapositiva muestra el ejemplo de un contenedor con hielo a -30^{o}C al cual se le añade calor hasta que llega a vapor a 300^{o}C

Cuando el sistema está cambiando de fase (tanto de sólido a líquido, como de líquido a gas), la temperatura se mantiene constante a pesar de que calor se sigue añadiendo al sistema.

Desde hielo a -30ºC hasta vapor a 300ºC:



¡Cuando hay cambio de fase la temperatura es constante!

¿Por qué sucede esto?

¿Cómo puede ser esto?

El calor que se añade se gasta en romper los enlaces entre las moléculas y no en aumentar la temperatura. La energía cinética de las moléculas antes y después del cambio de fase es la misma, y lo único que es diferente es que ya no hay enlace.

Definiciones importantes:

La cantidad de calor requerida para fundir una cierta masa de sólido se llama "**calor latente de fusión**" (L_f)

$$Q_f = mL_f$$

La cantidad de calor requerida para evaporar una cierta masa de líquido se llama "**calor latente de vaporización**" (L_v)

$$Q_v = mL_v$$

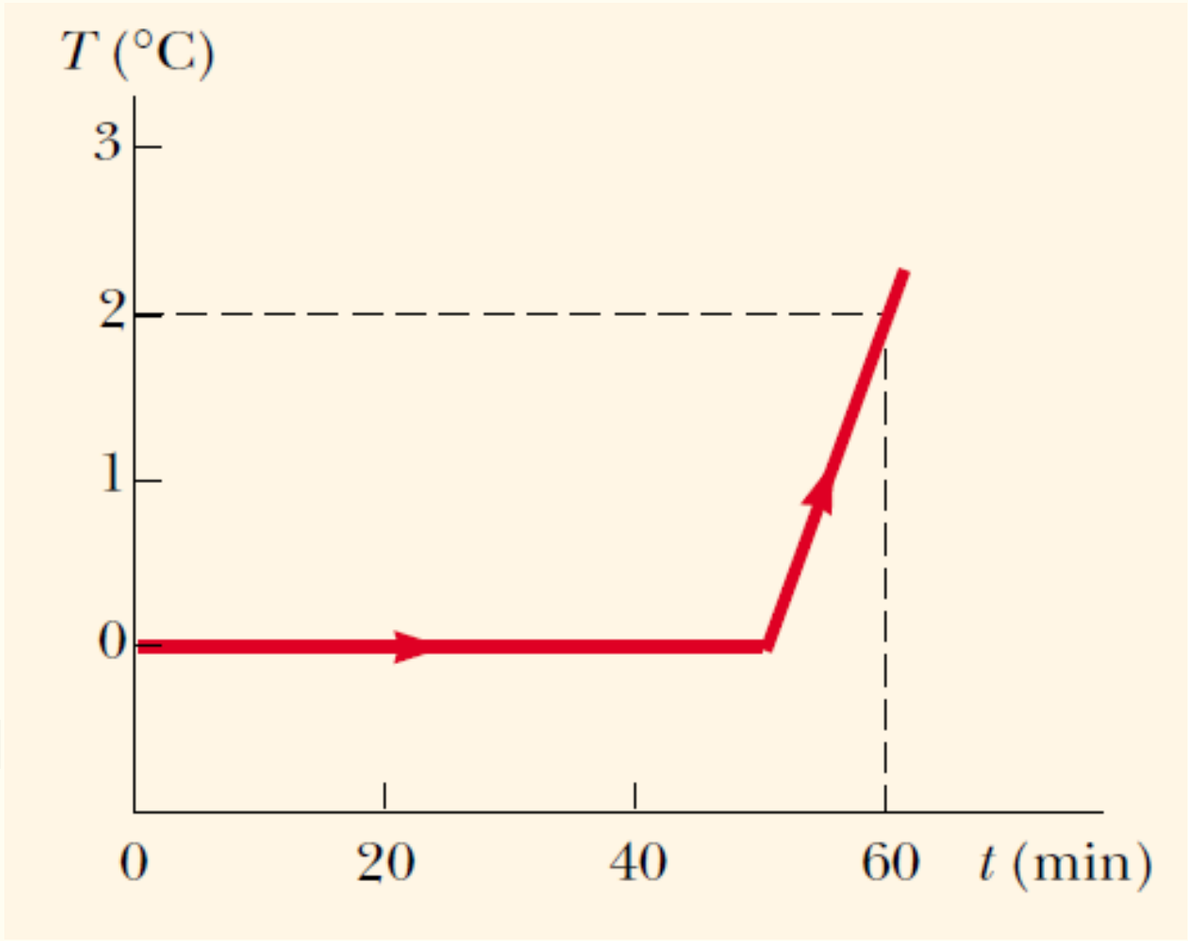
Nota: los calores latentes sólo son para ir de una fase a otra, lo cual ocurre a temperatura constante. Para calcular la cantidad de calor necesaria para incrementar la temperatura de un cuerpo hay que usar la expresión de $Q=mc\Delta T$

(Veremos cambio de fase con mayor detalle en el siguiente capítulo)

Ejercicio

(no en libros)

Un recipiente para cocinar sobre un quemador lento contiene m_l=10kg de agua líquida y una masa desconocida de hielo m_H, ambos en equilibrio a 0ºC en t=0. La temperatura de la mezcla se mide en varios instantes obteniendo la gráfica de la derecha. Durante los primeros 50min, la mezcla permanece a 0ºC. Desde los 50min a los 60min, la temperatura aumenta linealmente hasta 2ºC. Ignorando la capacidad calorífica del recipiente, y asumiendo que el potencia que entrega el quemador es constante, calcule la masa inicial de hielo.



(resolver en pizarra; solución completa en siguiente diapositiva)

Solución

Durante los primeros 50 minutos (Δt_1) todo el calor se usa para derretir el hielo. Por lo tanto,

$$Q_1 = m_H L_H \, ,$$

A partir de los 50 minutos sólo hay agua y el calor se utiliza para aumetar la temperatura. Entonces el calor entragado en ese intervalo (Δt_2) es

$$Q_2 = (m_H + m_A) c \Delta T \, .$$

La observación crucial para resolver el problema es que la potencia, i.e. la energía por unidad de tiempo, que entrega el quemador es constante. Luego,

$$\frac{Q_1}{\Delta t_1} = \frac{Q_2}{\Delta t_2} \, .$$

Usando las relaciones anteriores llegamos a

$$m_H = \frac{m_A c \Delta T \Delta t_1}{L_H \Delta t_2 - c \Delta T \Delta t_1} \, .$$

Ahora vamos con **trabajo**….

Trabajo

CAPÍTULO

4

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.

OBJETIVOS

En el capítulo 4, los objetivos son:

- Examinar el trabajo de frontera móvil o trabajo $P\,dV$ que se encuentra comúnmente en dispositivos recíprocantes como motores de automóviles

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.

(Sección 4.1del C&B)

Trabajo

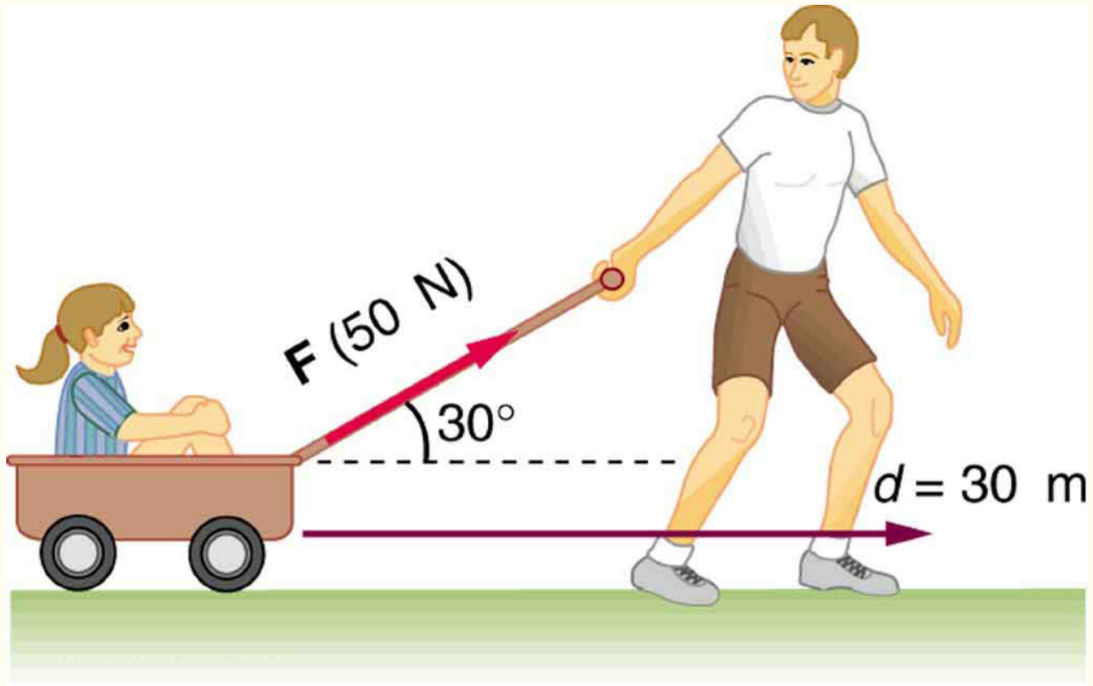
Al igual que calor, el trabajo es una forma en la que un sistema puede intercambiar energía con su entorno

Pero mientras que el calor es una transferencia de energía debido a una diferencia de temperatura, **el trabajo es una transferencia de energía relacionada con una fuerza que actúa por una distancia**

$$W = \int \vec{F} \cdot d\vec{x}$$

Trabajo

En Estática y Dinámica vimos que si se le aplica una fuerza a un objeto en un punto, y ese punto está en movimiento, se hace trabajo sobre el objeto (a menos que el movimiento sea perpendicular a la fuerza)

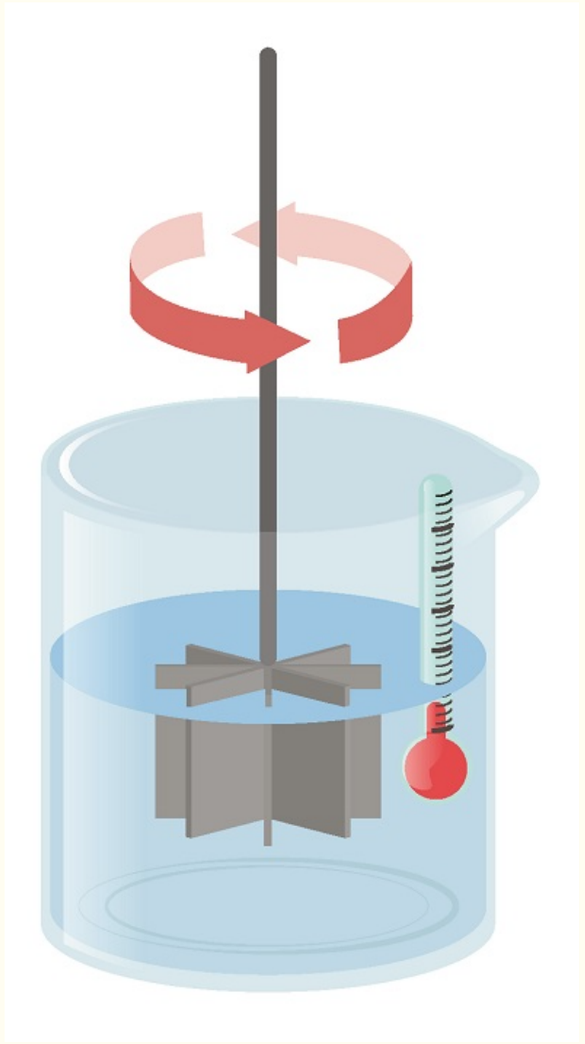


Es lo mismo en termodinámica, con la diferencia que ahora los sistemas sobre los cuales se hace trabajo típicamente **no son rígidos** (son líquidos o gases)

Ejemplo

Por ejemplo, el poner un ventilador en un tanque de agua es hacer trabajo: las aspas del ventilador están haciendo fuerza sobre puntos del sistema que están en movimiento

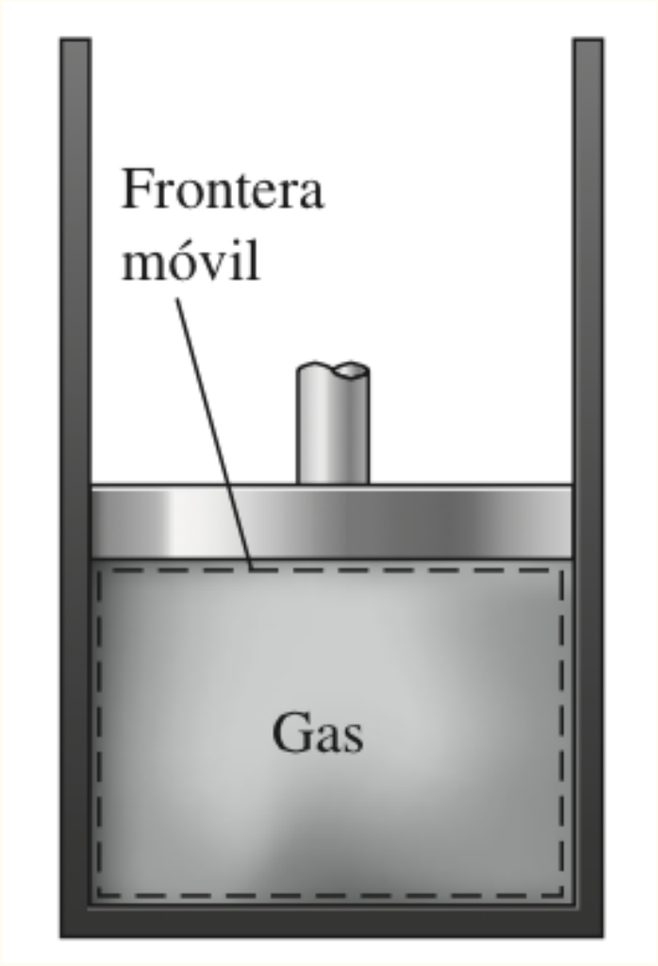
Como ya dijimos, en este caso energía entró al sistema en forma de trabajo. Si no hay energía saliendo de alguna forma, la temperatura tendrá que subir



Importante: de la misma forma, un fluido también puede hacer una fuerza sobre puntos del entorno en movimiento. En ese caso el sistema hace trabajo sobre su entorno y pierde energía.

Trabajo de Frontera Móvil

Si bien se puede hacer trabajo sobre los puntos “internos” de un fluido, lo más común es que se haga sobre la frontera.



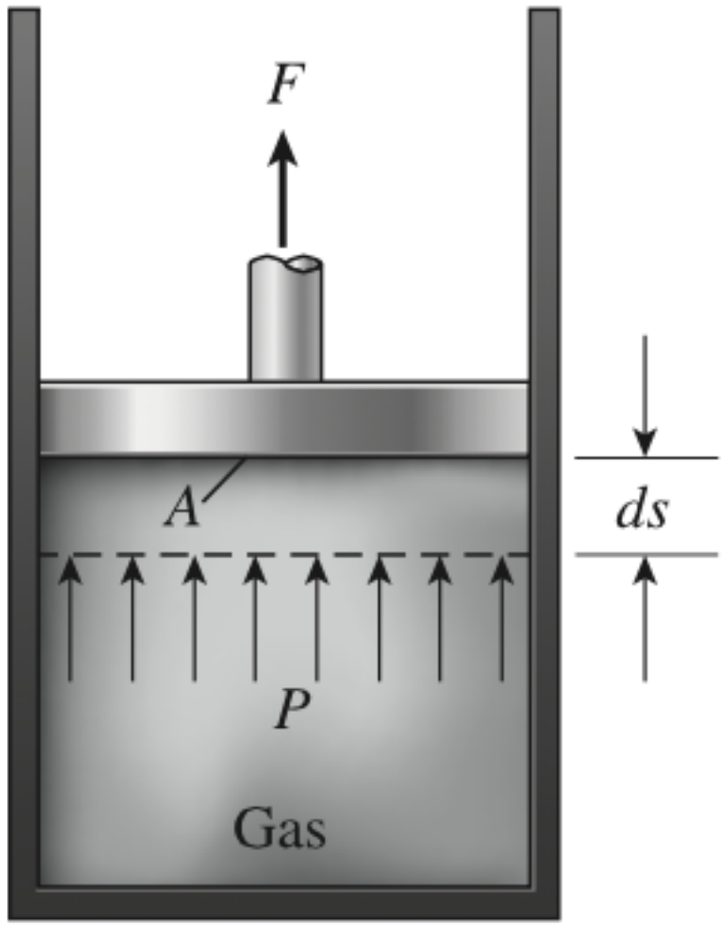
Por ejemplo, supongamos que tenemos un gas encerrado en un cilindro-émbolo, en donde el émbolo se puede mover libremente.

Si se presiona el émbolo hacia abajo (si el gas se comprime), se estaría haciendo trabajo al sistema. De igual forma, si el gas empuja el émbolo hacia arriba (si el gas se expande) el gas estaría haciendo trabajo.

A este tipo de trabajo, asociado a la compresión o expansión de un gas, se le llama **“trabajo de frontera móvil”**

Trabajo de Frontera Móvil

Calculemos el trabajo hecho por el sistema cuando cambia su volumen:



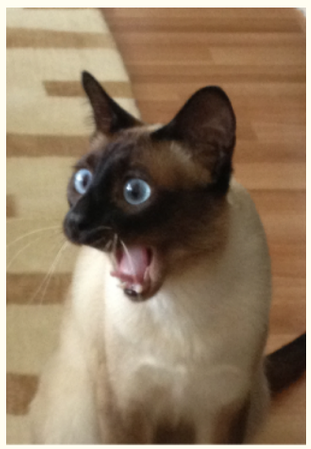
Nota: se usa la letra "δ" para denotar diferencial en lugar de la usual"d" por razones que se clarificarán más adelante.

El trabajo hecho cuando para un desplazamiento infinitesimal es:

$$\delta W_b = \vec{F} \cdot d\vec{s} = (PA)ds = PdV$$

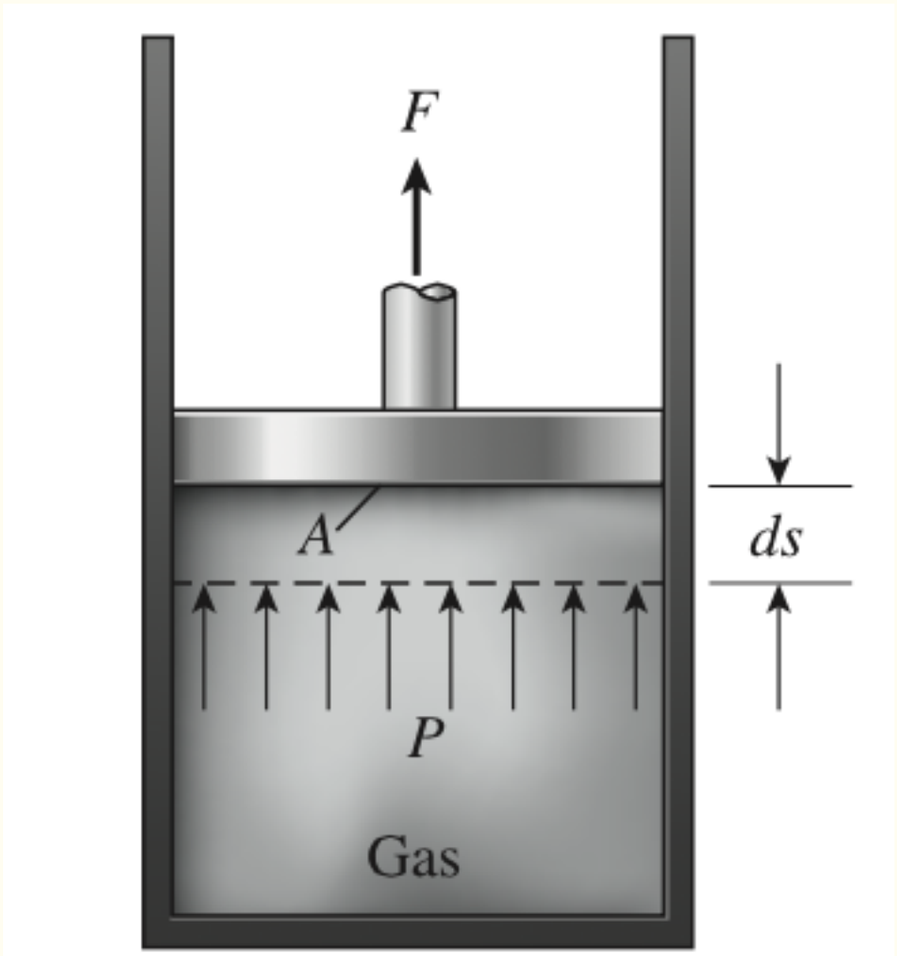
Por lo que el trabajo total de frontera está dado por:

$$W_b = \int \delta W_b = \int_{V_i}^{V_f} P\,dV$$



Trabajo de Frontera Móvil

Lo que calculamos es el trabajo hecho por o sobre el fluido.
¡Cuidado de no confundirlo con el trabajo neto hecho sobre el pistón!



El émbolo está sometido a al menos dos fuerzas en sentido contrario: la que hace la presión del gas, y la presión externa (hecha por su peso, más la presión atmósferica si aplica, más otra fuerza externa si aplica).

La expresión que calculamos es **válida sólo en casos de cuasiequilibrio**, ya que de otra forma la presión no sería la misma en todo el sistema y no se podría hacer el cálculo.

Esto significa que **en todo momento las dos fuerzas mencionadas arriba tienen que ser prácticamente iguales**. Esto a su vez implica que el trabajo neto hecho sobre el pistón es prácticamente cero (y es por eso que se mueve tan lentamente)

Consecuencia importante: si se tiene un gas y se deja expandir en el vacío (presión externa nula), la condición no se satisface y nuestra expresión para W_b ya no funciona (ver “proceso de expansión libre” más adelante)

Trabajo de Frontera Móvil

Ahora veamos algunas preguntas importantes sobre el trabajo de frontera:

$$W_b = \int \delta W_b = \int_{V_i}^{V_f} P\,dV$$

Pregunta #1: ¿La presión puede variar durante el cambio de volumen?

¡Si!

Durante el cambio de volumen, tanto P y V pueden variar. Esto significa que para evaluar la integral necesitamos conocer la relación entre P y V (es decir P(V)), ya que el resultado depende de ello.

Esto tiene a su vez una consecuencia sumamente importante:

El trabajo de frontera realizado durante un proceso depende de la trayectoria seguida

Trabajo de Frontera Móvil

Pregunta #2: ¿Cuándo es positivo W_b y cuándo es negativo?

$$W_b = \int \delta W_b = \int_{V_i}^{V_f} P\,dV$$



P siempre es positiva, por lo que concluimos que:

$W_b > 0$ en un proceso de expansión

$W_b < 0$ en un proceso de compresión

Convención: el trabajo hecho por el sistema es positivo, y el hecho sobre él es negativo (de otra forma habría que poner un signo de menos en la ecuación de arriba)

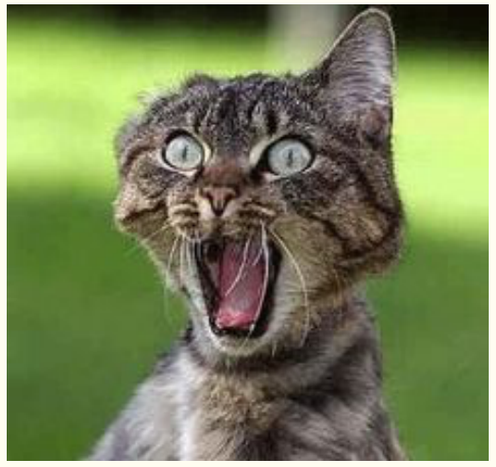
Cuando W>0, el gas se expande y cede su energía al ambiente

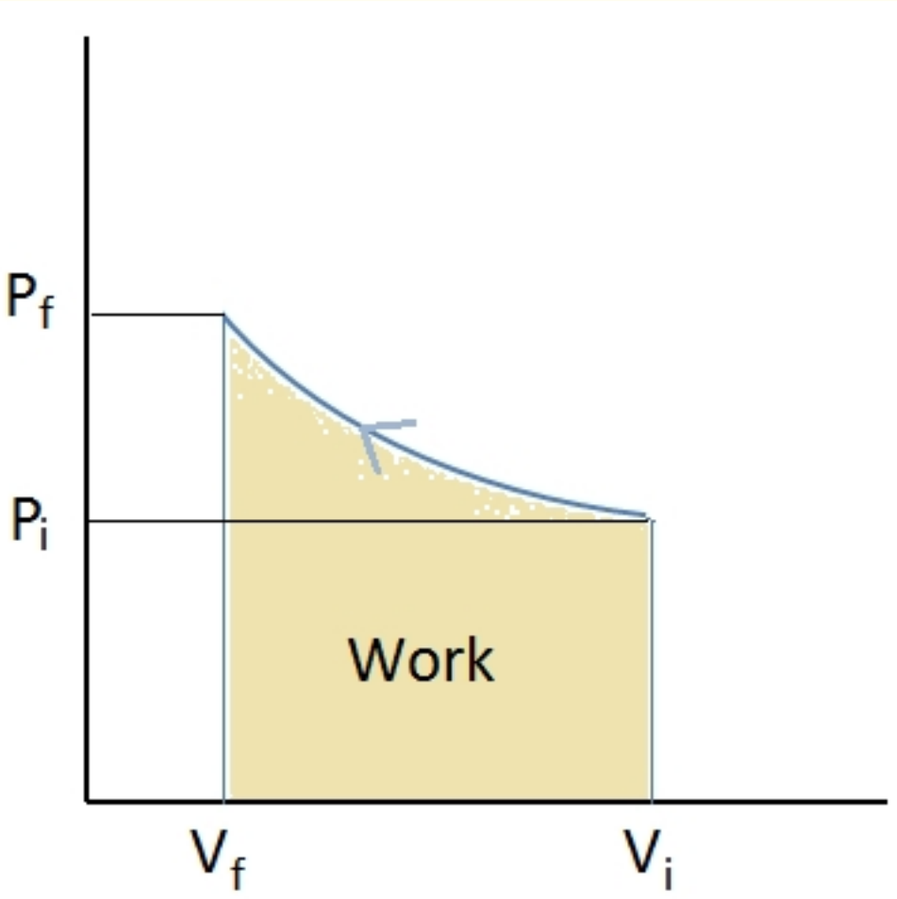
Cuando W<0, el gas se comprime y aumenta su energía

Trabajo de Frontera Móvil

Pregunta #3: Gráficamente, en un diagrama P-V, ¿como se representa el trabajo hecho por el sistema?

Respuesta: es el área bajo la curva





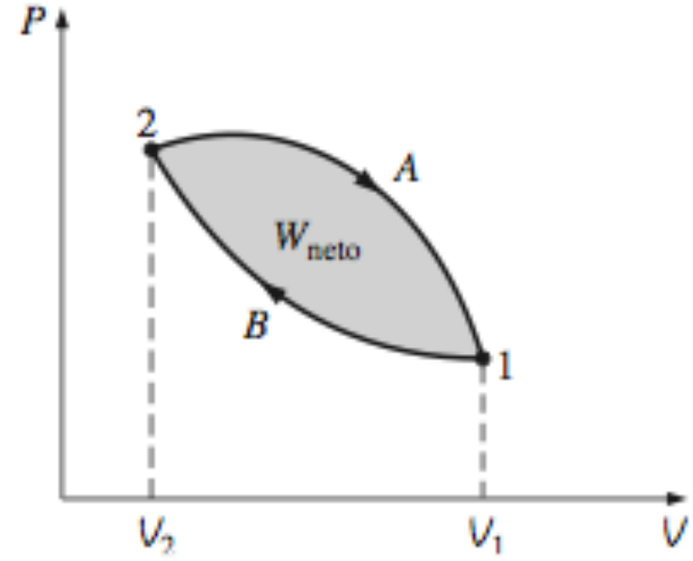


FIGURA 4-5

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

¡Por esto muchas veces representaremos ciclos y procesos en diagramas P-V!

Trabajo de Frontera Móvil

Pregunta #4: ¿Si no fuera un sistema de émbolo-cilindro, pero alguna situación con geometría más compleja, la expresión que derivamos para el trabajo sigue siendo válida?

¡Sí!

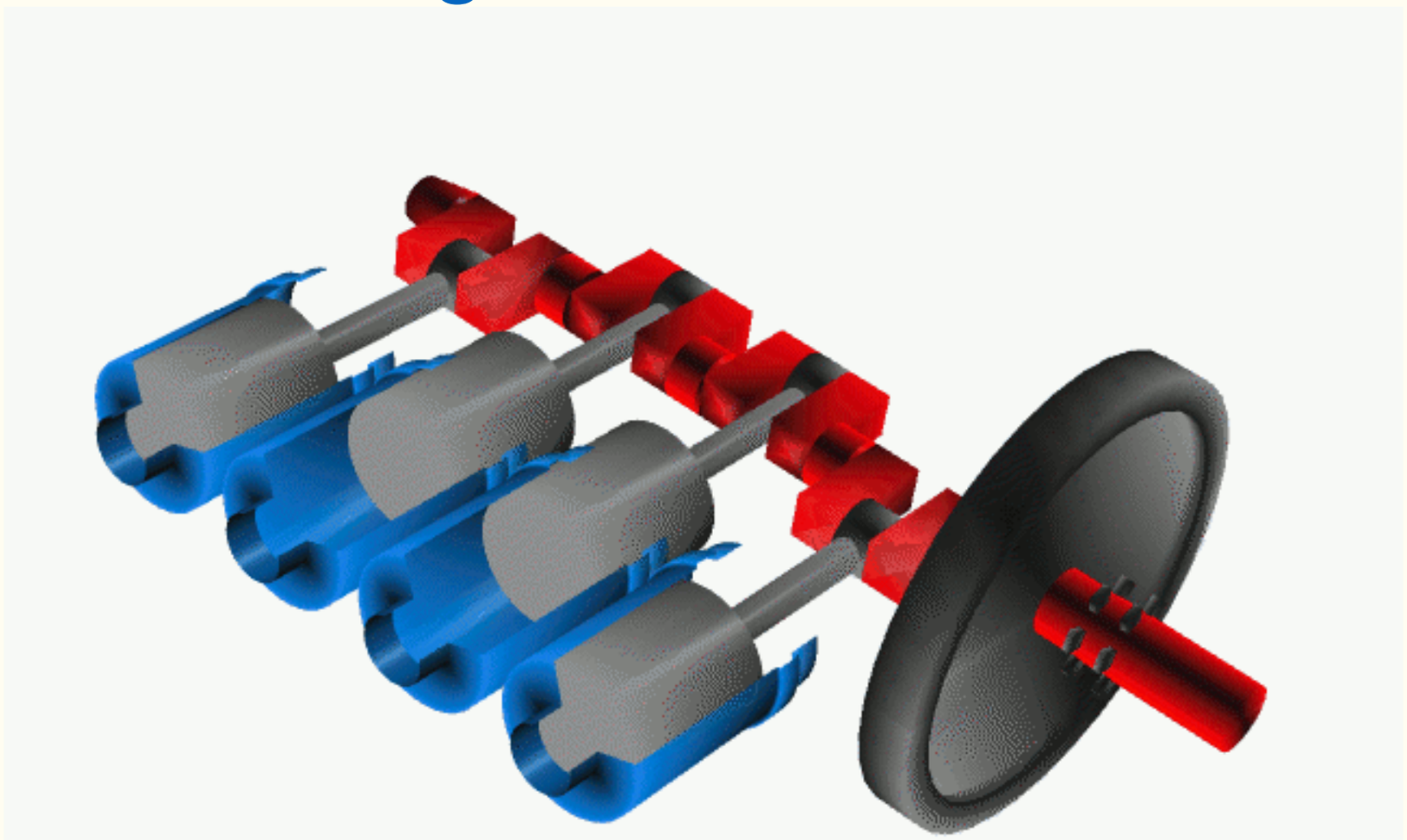
$$W_b = \int \delta W_b = \int_{V_i}^{V_f} P\, dV$$

(siempre y cuando se trate de un proceso cuasi-estático, para que la presión sea la misma en todas partes del sistema)

Trabajo de Frontera Móvil

Pregunta #5: ¿Un ejemplo práctico de un fluido haciendo trabajo sobre su entorno?

Cigueñal de un Auto



http://es.wikipedia.org/wiki/Cigüeñal#mediaviewer/File:Cshaft.gif

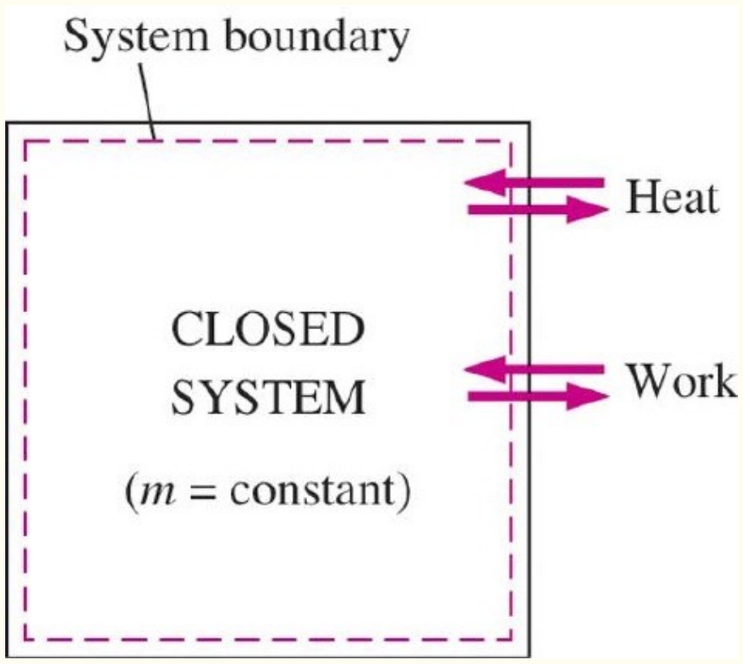
Similitudes Entre Calor y Trabajo

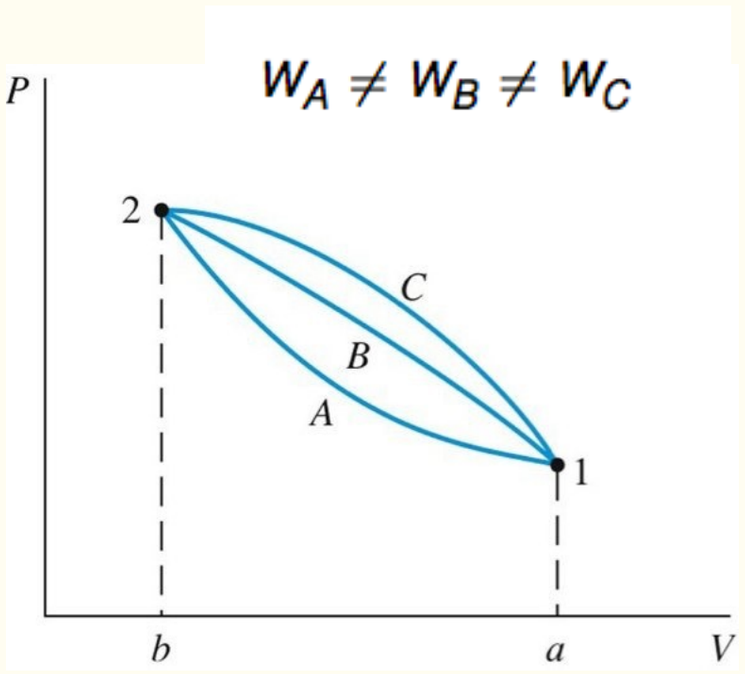
Algunas últimas palabras sobre calor y trabajo:

Ambos son mecanismos de transferencia de energía entre un sistema y su entorno

Son los únicos mecanismos por los cuales energía puede cruzar la frontera de un sistema cerrado.

Ambas son magnitudes que <u>dependen del camino recorrido durante el proceso</u>





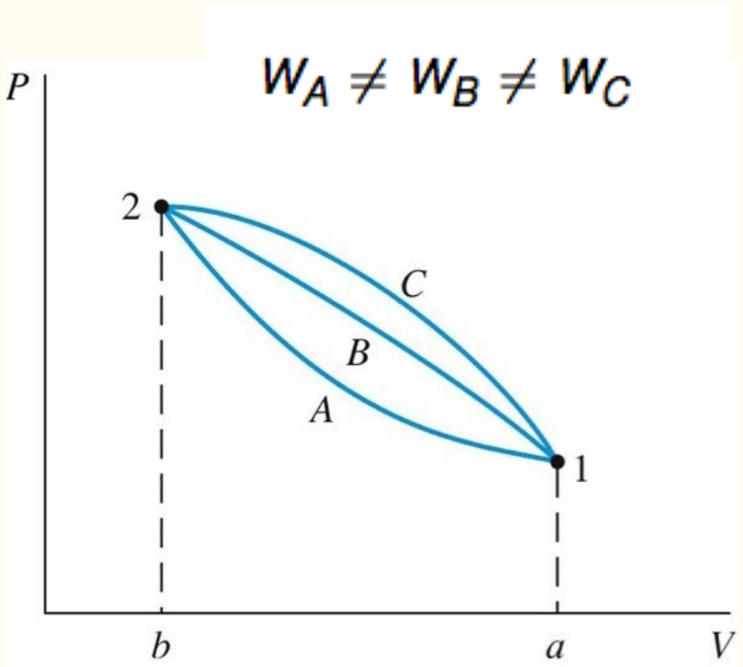
Similitudes Entre Calor y Trabajo

Esto último nos lleva a una conclusión muy importante:

El calor y el trabajo <u>no son propiedades de estado</u> (como sí lo son la temperatura, presión y la densidad, entre otras)**.**

Puedo llegar de un estado a otro por muchos caminos, en cada caso realizando una cantidad diferente de trabajo. Significa que estas **son cantidades asociadas al proceso y no al estado del sistema**.

Por esto los diferenciales de calor y trabajo se escriben como δQ y δW en lugar de dQ y dW. Esta notación, que significa “diferencial inexacto”, es simplemente para recordar que estas cantidades dependen del camino seguido.



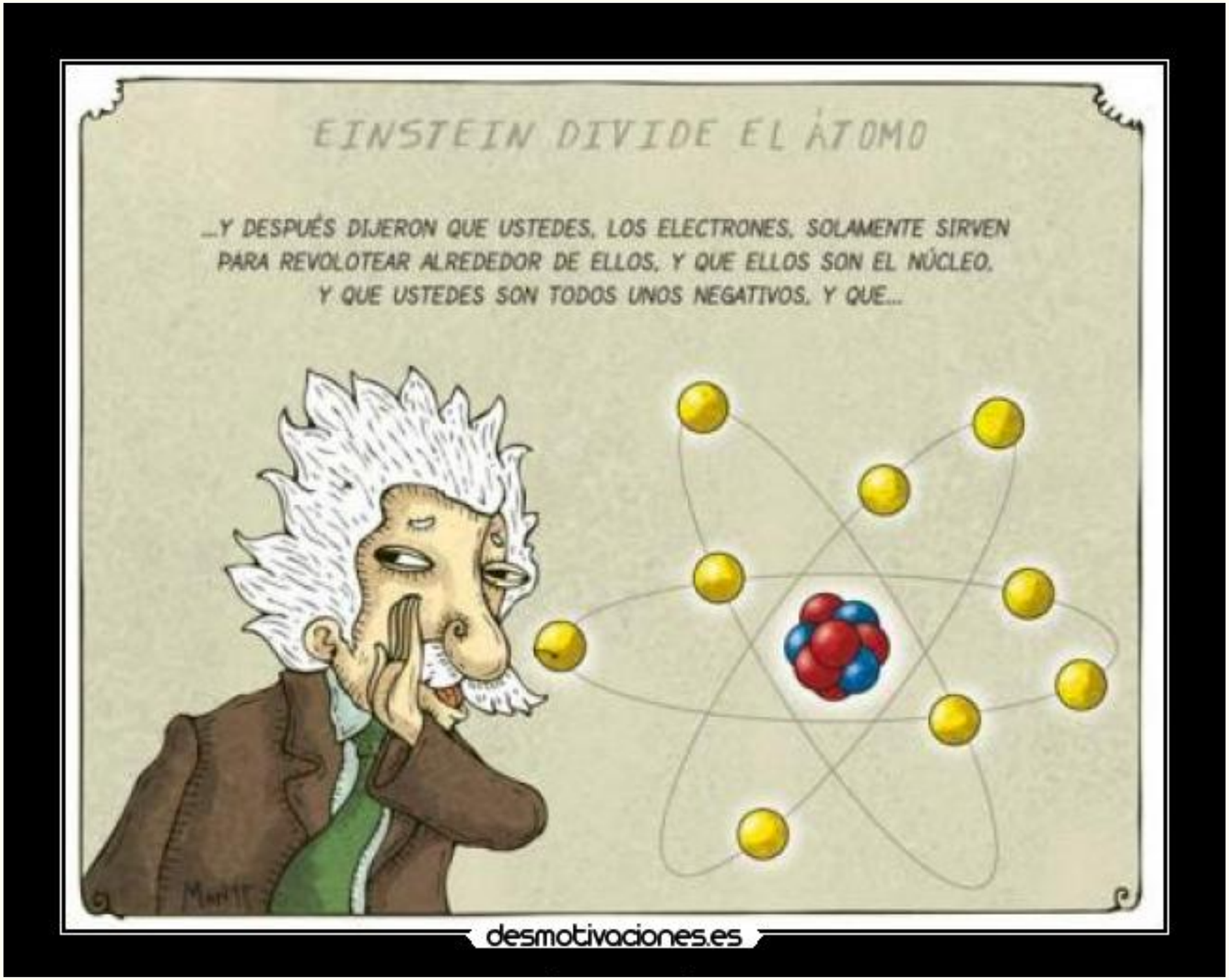
Experimento

Hagamos un experimento sobre conducción de calor



Un chiste en lo que esperamos...

¿Cómo dividió Einstein el átomo?



Ahora vamos con **energía interna**….

Energía Interna

2-2 ▪ FORMAS DE ENERGÍA

La energía puede existir en varias formas: térmica, mecánica, cinética, potencial, eléctrica, magnética, química y nuclear, cuya suma conforma la **energía total** E de un sistema, la cual se denota por *unidad de masa* mediante e y se expresa como

Algunas consideraciones físicas de la energía interna

La energía interna se define como la suma de todas las formas *microscópicas* de energía de un sistema. Se relaciona con la *estructura molecular* y el grado de *actividad molecular* y se puede considerar como la suma de las energías *cinética* y *potencial* de las moléculas.

(Sección 2.1del C&B)

Definición

Un sistema puede tener energía cinética y potencial, con las que ya estamos familiarizados.

Pero hay otro tipo de energía que por lo general se ignora en Estática y Dinámica y que es crucial en Termodinámica: **la energía interna.**

Esta energía se puede ignorar al realizar problemas de mecánica ya que cambios en ella son típicamente despreciables comparados con los cambios en energía cinética y potencial.

Pero esto ya no será el caso….

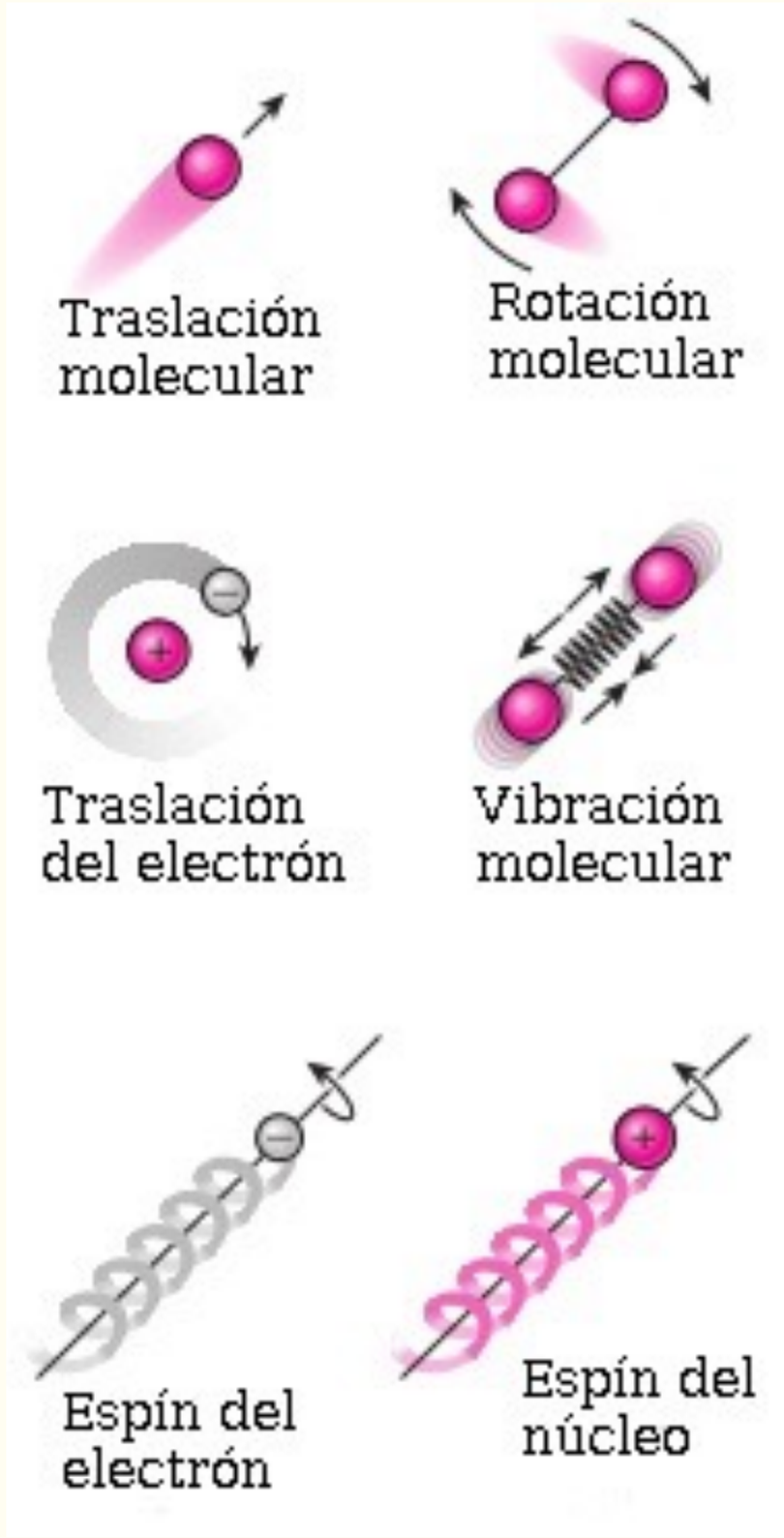
Energía Interna

Definición formal: la energía interna es la suma de todas las formas micróscopias de energía

¿Qué son las formas microscópicas de energía?

Incluye toda la energía relacionada al movimiento de las moléculas y partículas

(a este tipo de energía se le llama energía sensible y latente)

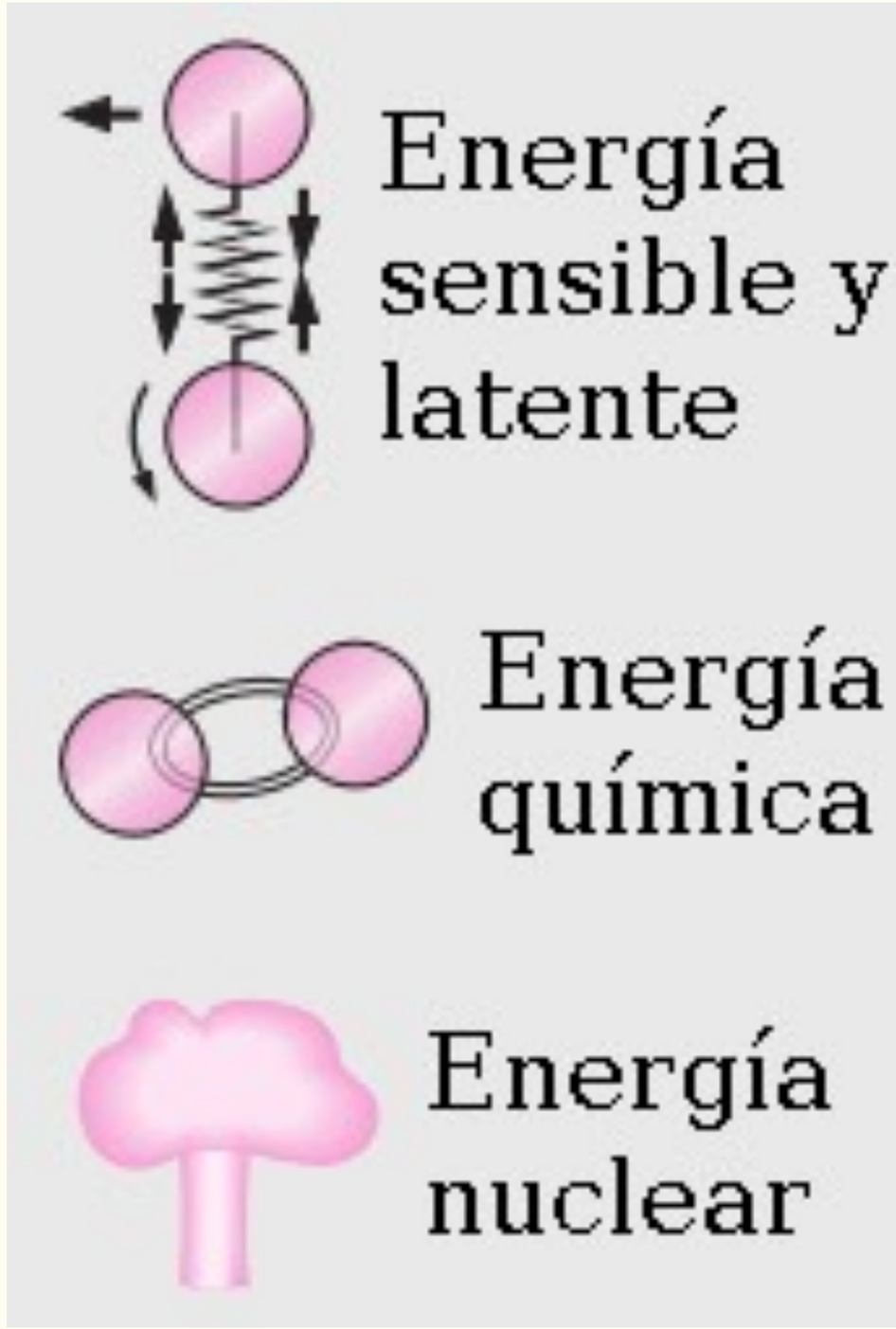


Energía Interna

Pero la energía interna también incluye la energía almacenada en los enlaces químicos y nucleares (dentro del átomo)

Por lo general la que más relevante en el curso es la sensible y latente, ya que **es casi siempre la única que cambia en los procesos que vamos a estudiar**. Sin embargo, es importante recordar que las otras dos también están incluidas en la definición.

Tipos de energía interna:



Energía Interna

Pregunta importante: ¿La energía interna es una propiedad de estado?

¡Sí!

Vimos que el calor y el trabajo no son propiedades de estado, **¡pero la energía interna sí lo es!**

En otras palabras, la energía interna es una de las dos cantidades que uno necesita saber para determinar el estado de un sistema (o una cantidad que se determina automáticamente al saber otras dos propiedades de estado)

Ahora que ya defininimos todos los términos, podemos finalmente hacer el **balance de energía** para sistemas cerrados

Balance de Energía

CAPÍTULO

4

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.

OBJETIVOS

En el capítulo 4, los objetivos son:

- Examinar el trabajo de frontera móvil o trabajo $P\,dV$ que se encuentra comúnmente en dispositivos recíprocantes como motores de automóviles

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)

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

(Secciones 4.1-4.2 del C&B)

Balance de Energía

Balance de Energía para un sistema cerrado:

En general:

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

En forma de tasa (por unidad de tiempo):

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

Nota: la notación $\dot{x}$ significa $\dfrac{dx}{dt}$

Balance de Energía - Sistema cerrado y Estacionario

En general tenemos que:

$$\Delta E_{sistema} = \Delta U + \Delta E_{cin} + \Delta E_{pot}$$

donde:

$$\Delta U = m(u_2 - u_1) \qquad \Delta E_{cin} = \frac{1}{2} m(v_2^2 - v_1^2) \qquad \Delta E_{pot} = mg(z_2 - z_1)$$

Para un sistema **estacionario** esto se simplifica:

$$\Delta E_{sistema} = \Delta U + \cancel{\Delta E_{cin}}^{0} + \cancel{\Delta E_{pot}}^{0}$$

(ya que por definición el sistema no se mueve si es estacionario)

Balance de Energía - Sistema cerrado y Estacionario

Para **un sistema cerrado**, vimos que hay dos tipos de energía que pueden cruzar la frontera: calor y trabajo

Nos queda entonces que:

$$\Delta E_{sistema} = Q_{entra} - Q_{sale} + W_{entra} - W_{sale}$$

Definamos:

$$Q_{neto} = Q_{entra} - Q_{sale}$$

$$W_{neto} = W_{sale} - W_{entra}$$

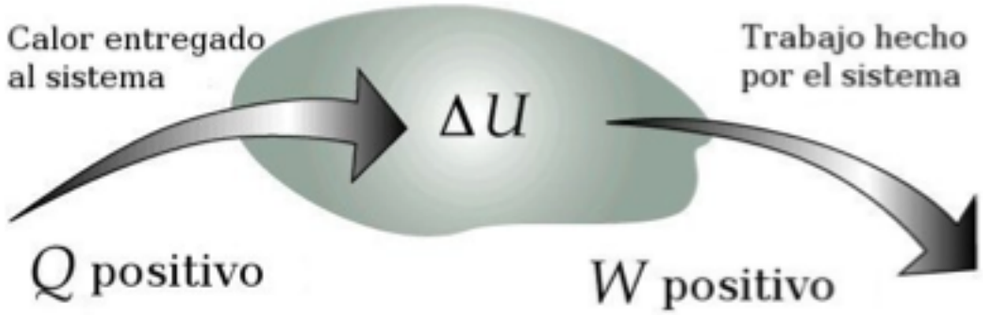
Nota: esto es debido a la convención. Trabajo positivo es el que el sistema hace sobre el entorno (i.e. el de salida), mientras que para el calor el que entra es positivo.

Balance de Energía - Sistema cerrado y Estacionario

Nos queda, para un sistema **cerrado** y **estacionario**:

$$\Delta U = Q_{neto} - W_{neto}$$

Nota: a menudo se escribe simplemente como ΔU=Q-W, pero hay que recordar que el calor y el trabajo son **netos**





Convención: Q > 0 si entra al sistema; W > 0 si es hecho por el sistema (o sea que "sale" del sistema)

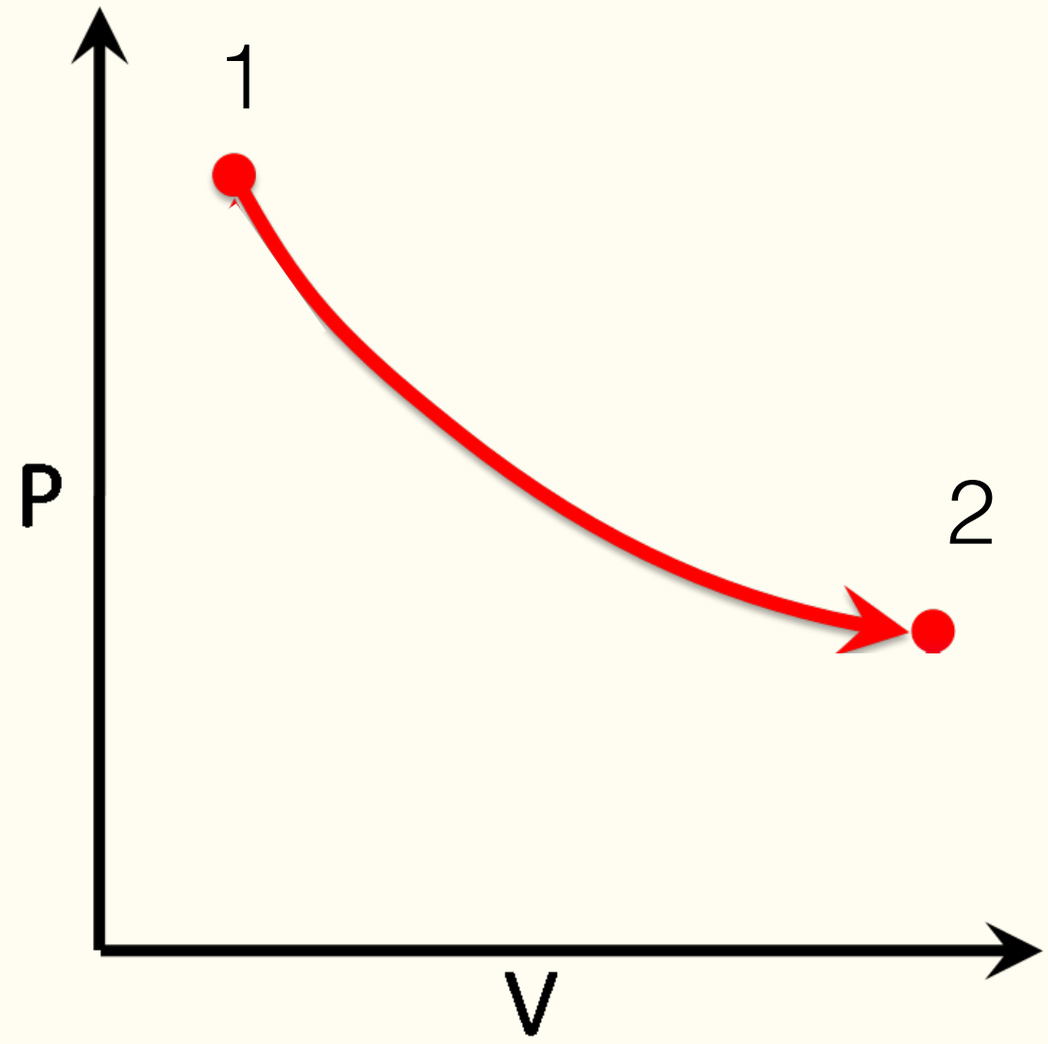
Sobre la Energía Interna

Algo curioso:

$$\Delta U = Q_{neto} - W_{neto}$$

Dijimos que el calor y el trabajo no son propiedades de estado, ya que dependen del tipo de proceso (es decir la trayectoria seguida). ¡Pero la energía interna sí!

Significa que uno puede ir de un estado a otro por una multitud de caminos. En cada camino el W_{neto} y el Q_{neto} serán diferentes, **pero la diferencia entre ellos siempre será igual** (siempre y cuando no cambie el punto de partida y el de destino).



Procesos

Ahora vamos a hablar muy brevemente de los diferentes procesos y como se aplica la primera ley a ellos

Recordatorio: un proceso es un cambio de un estado de equilibrio a otro

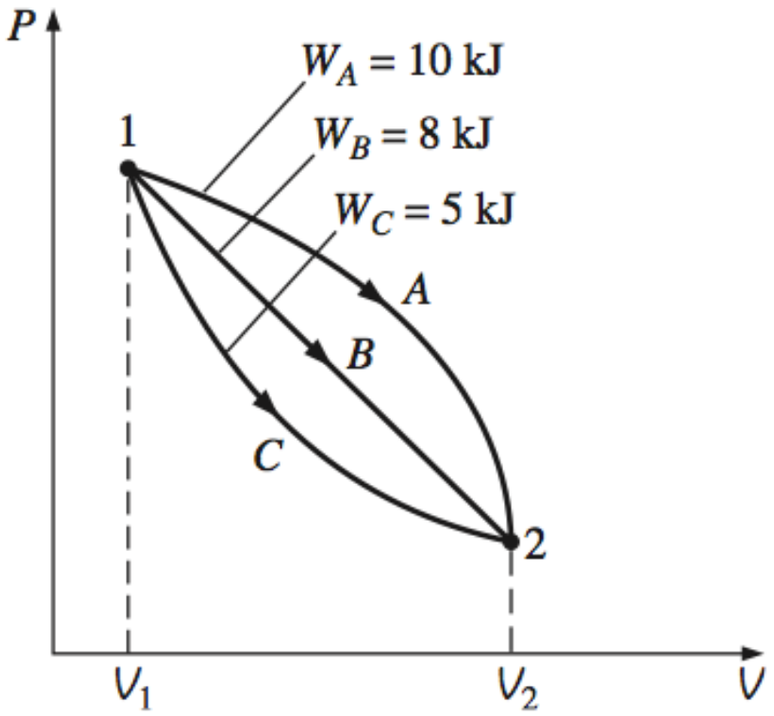


FIGURA 4-4

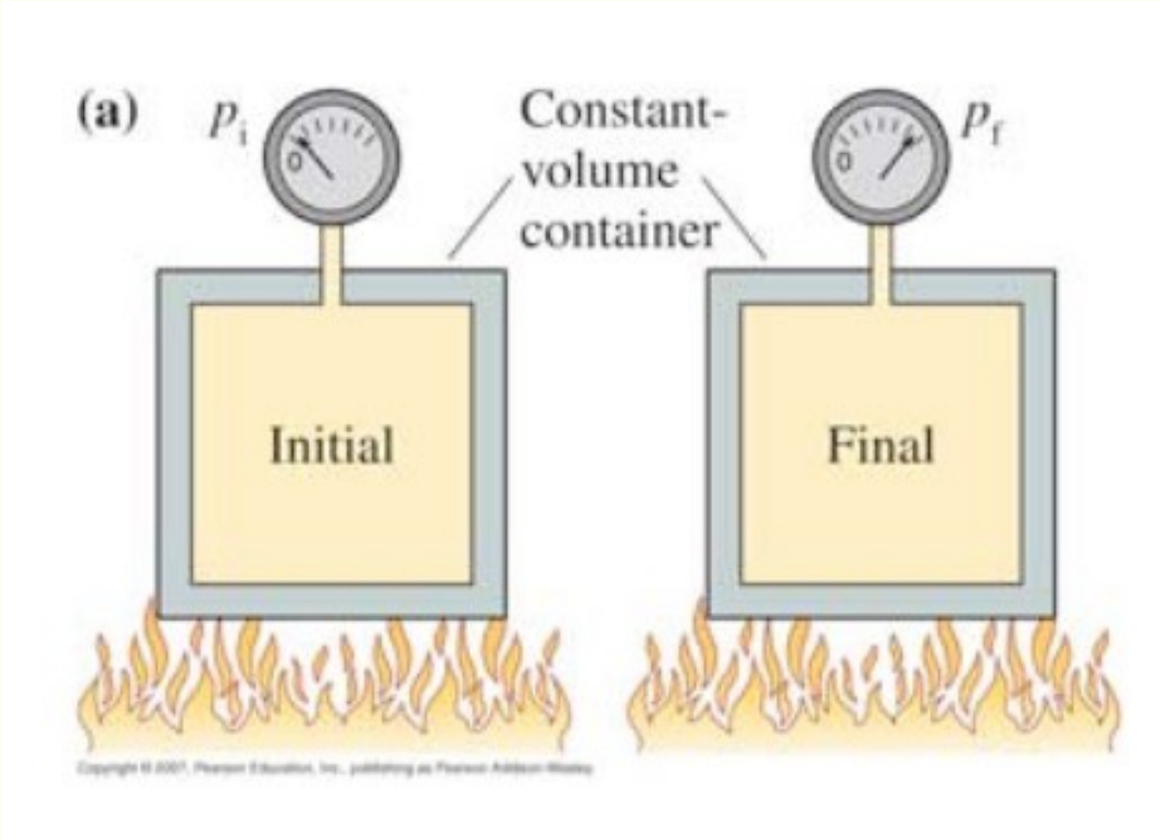
El trabajo de frontera realizado durante un proceso depende de la trayectoria seguida, así como de los estados finales.

(esto esta parcialmente cubierto en los ejercicios resueltos de la sección 4.1 del C&B)

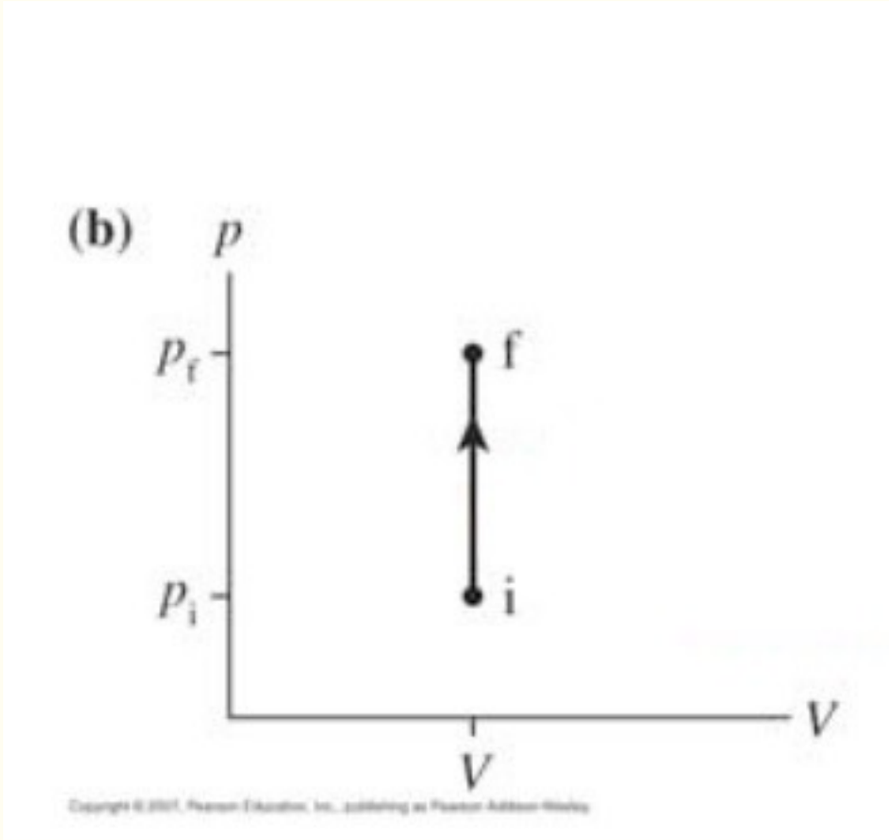
Proceso Isocórico

¿Definición? Un proceso donde el volumen se mantiene **constante**

¿Ejemplo práctico?



¿Diagrama?



Proceso Isocórico

¿Qué tiene de interesante este proceso?

Que el $W_{frontera}$ es cero (el gas no puede hacer trabajo si el volumen no cambia)

Por ende:

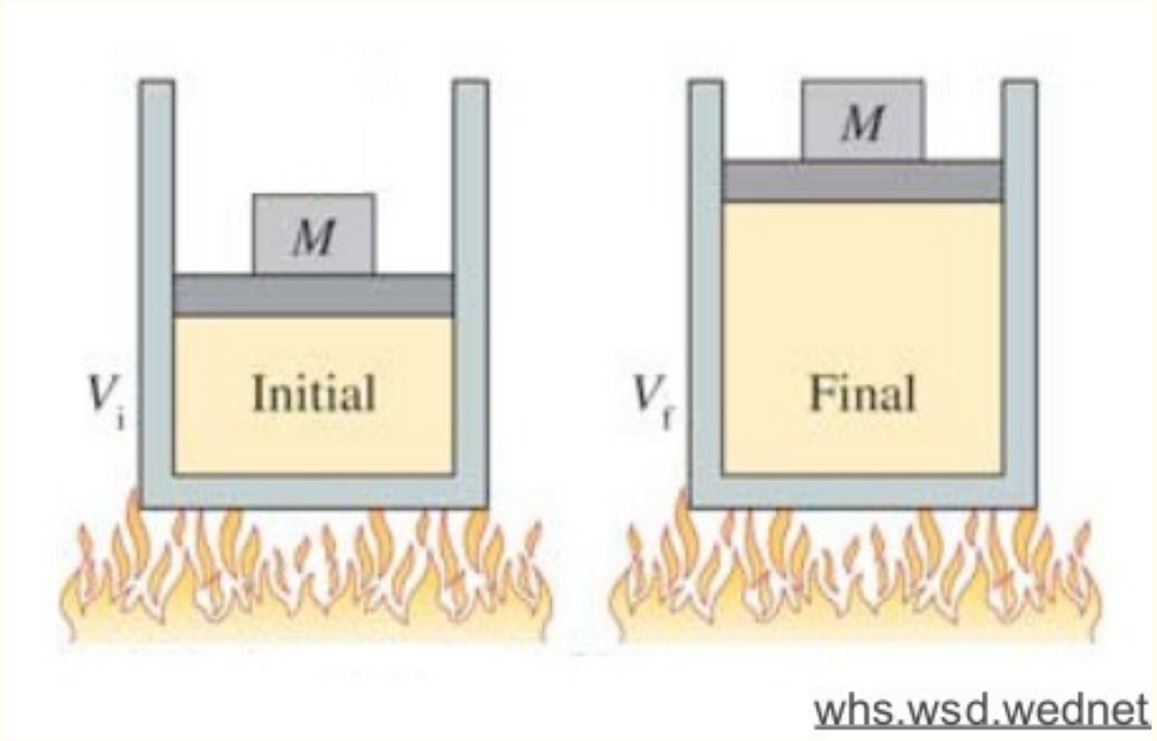
$$\Delta U = Q_{neto}$$

Cuidado: si hubiera otros tipos de trabajo (como eléctrico o mecánico), entonces esos sí habría que considerarlos en la ecuación, mismo si el proceso es isocórico.

Proceso Isobárico

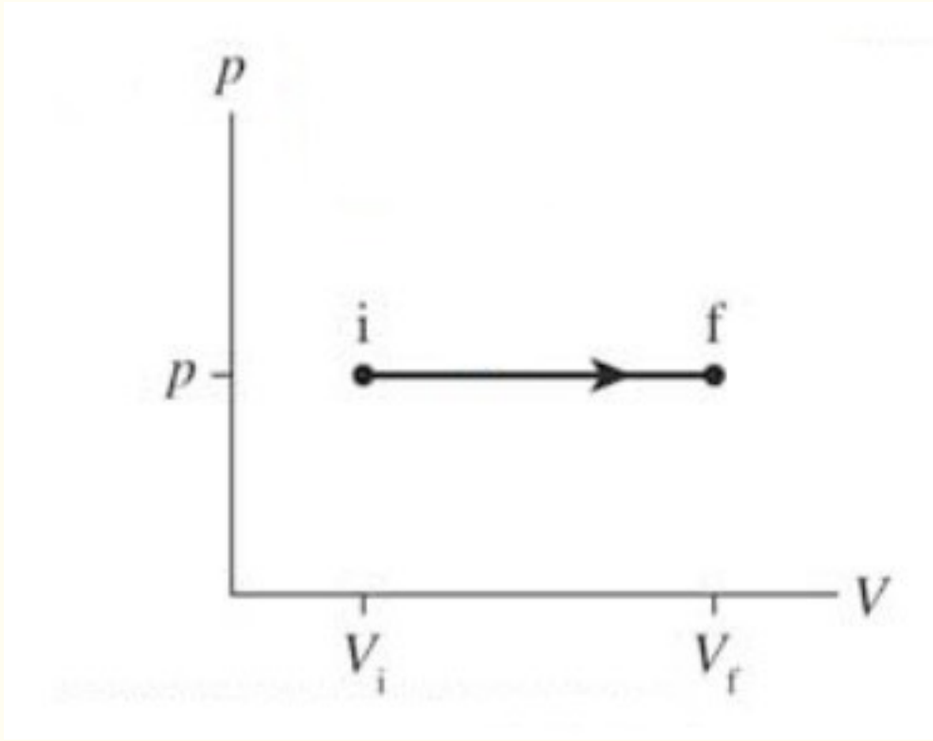
¿Definición? Un proceso donde la presión se mantiene **constante**

¿Ejemplo práctico?



whs.wsd.wednet

¿Diagrama?



Proceso Isobárico

¿Qué tiene de interesante este proceso?

Que el $W_{frontera}$ es muy fácil de calcular:

$$W_b = \int_1^2 P\,dV = P_0 \int_1^2 dV = P_0(V_2 - V_1)$$

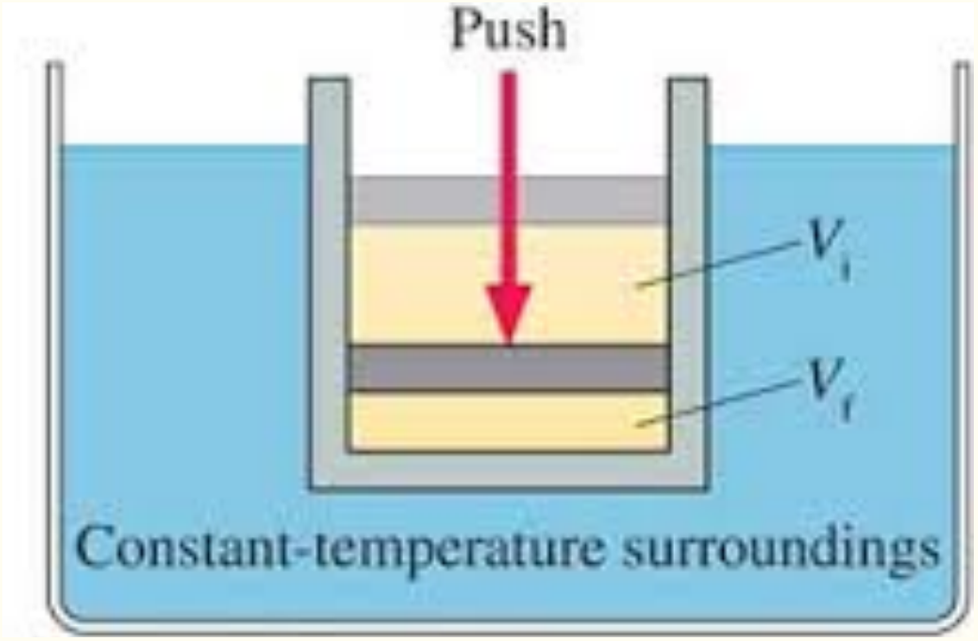
En término de los volumenes específicos:

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

Proceso Isotérmico

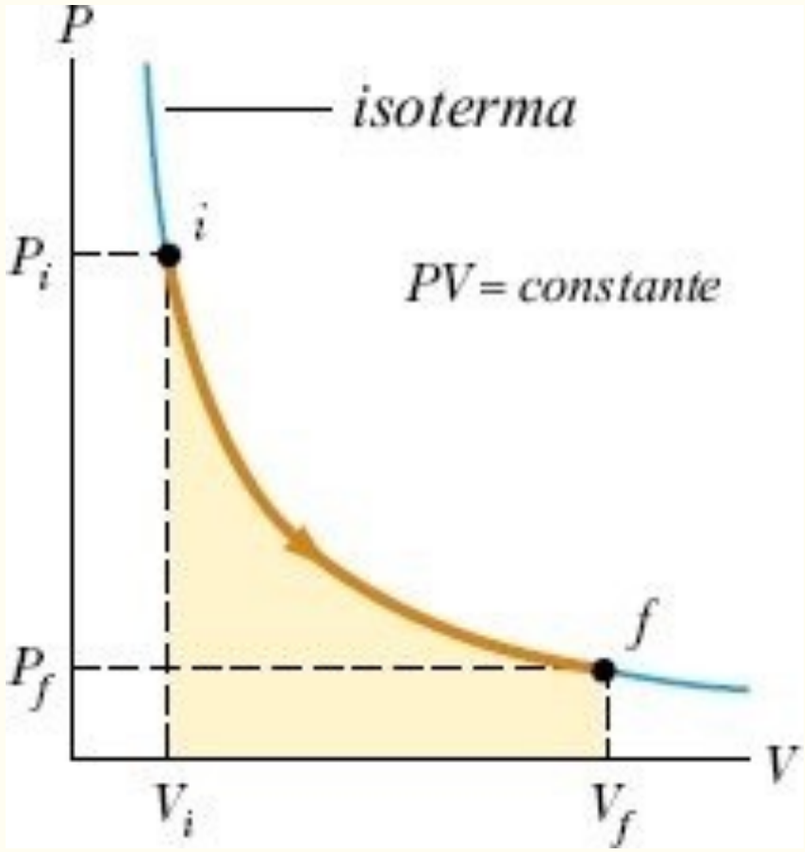
¿Definición? Un proceso donde la temperatura se mantiene **constante**

¿Ejemplo práctico?



Se coloca el sistema en contacto con un reservorio de temperatura o un baño térmico y se hace la compresión/expansión muy lentamente

¿Diagrama?



Proceso Isotérmico

¿Qué tiene de interesante este proceso?

Que si se trata de un gas ideal, $\Delta U = 0$

(ya que la energía interna de un gas ideal sólo depende de la temperatura)

esto lo demostramos cuando vimos teoría cinética (las "pelotitas en la caja")

Por ende:

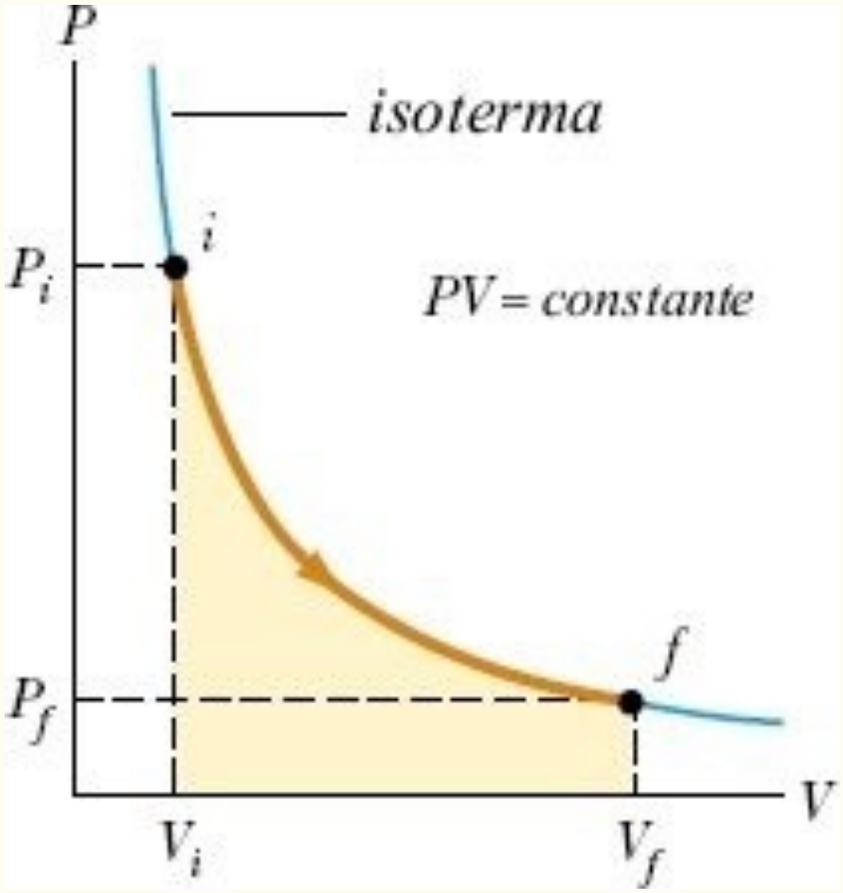
$$\Delta U = 0 = Q_{neto} - W_{neto} \rightarrow Q_{neto} = W_{neto}$$

Trabajo de Frontera para Proceso Isotérmico

Supongamos que tenemos un gas ideal, cuyo volumen cambia de V_i a V_f a temperatura constante T. ¿Cúanto es W_b?

(resolver en pizarra)

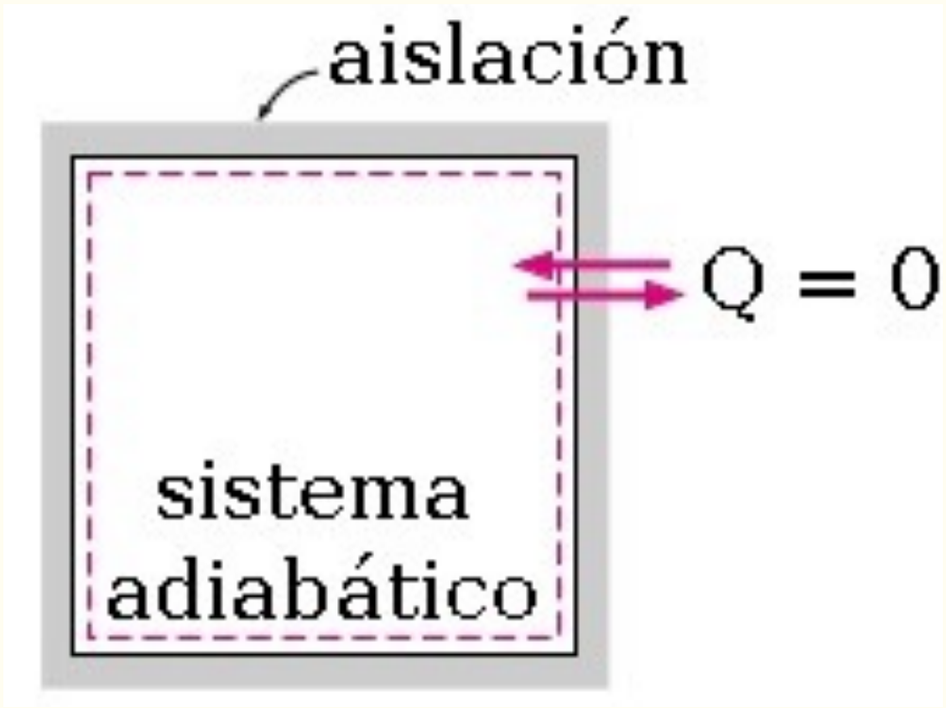
$$W_b = nR_uT\ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$



Proceso Adiabático

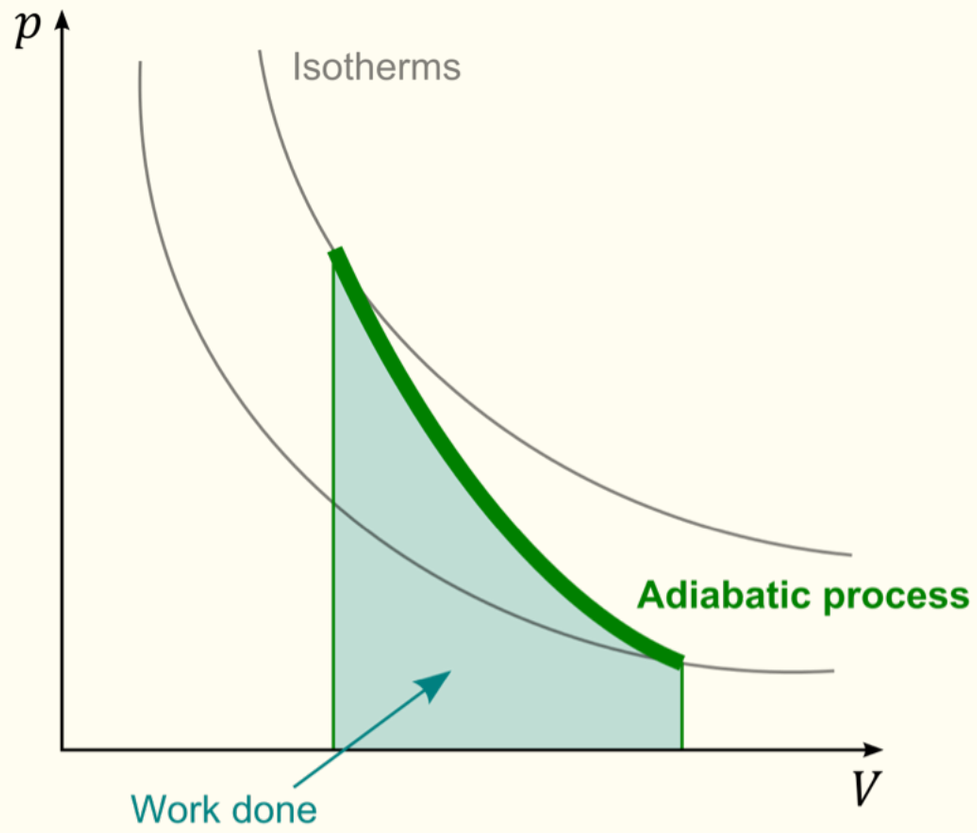
¿Definición? Un proceso donde **no hay transferencia de calor entre el sistema y su entorno**

¿Ejemplo práctico?



(o haciendo que el proceso sea muy rápido)

¿Diagrama?



Proceso Adiabático

¿Qué tiene de interesante este proceso?

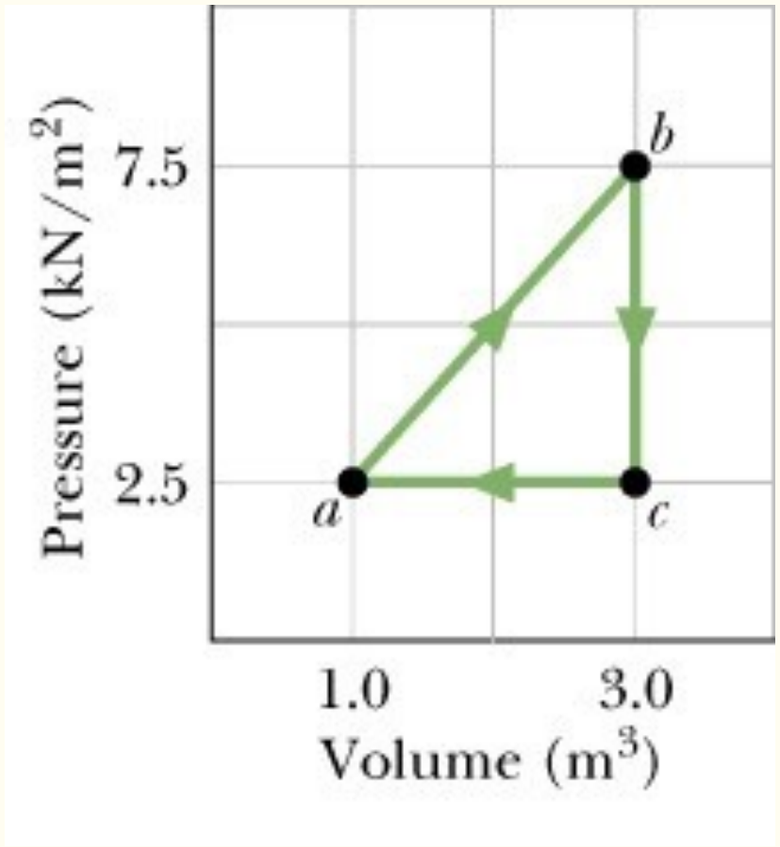
$$Q_{neto}=0$$

Por ende:

$$\Delta U = -W_{neto}$$

Proceso Cíclico

¿Definición? Un proceso donde los **estados final e inicial son los mismos**



¿Qué tienen de interesante este tipo de procesos?

ΔU = 0

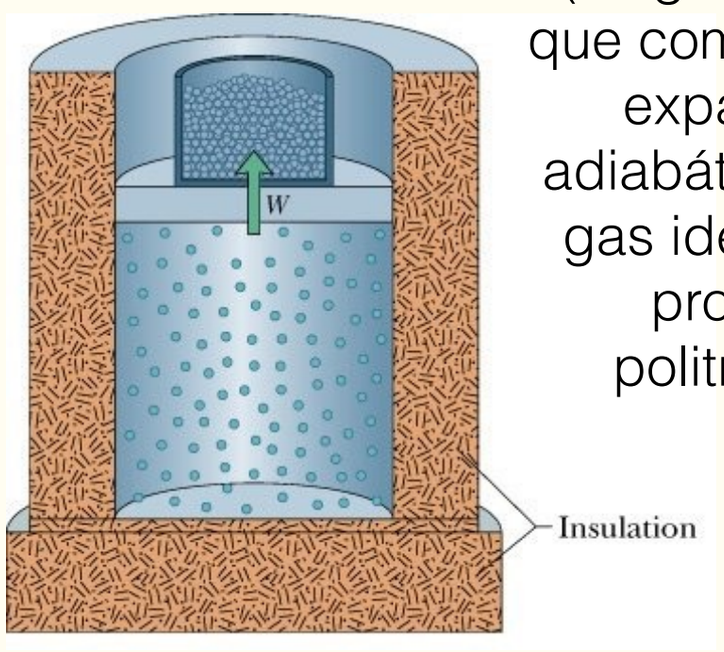
$$\Delta U = 0 = Q_{neto} - W_{neto} \rightarrow Q_{neto} = W_{neto}$$

Proceso Politrópico

¿Definición? Un proceso donde la presión y el volumen se relacionan con la siguiente ecuación:

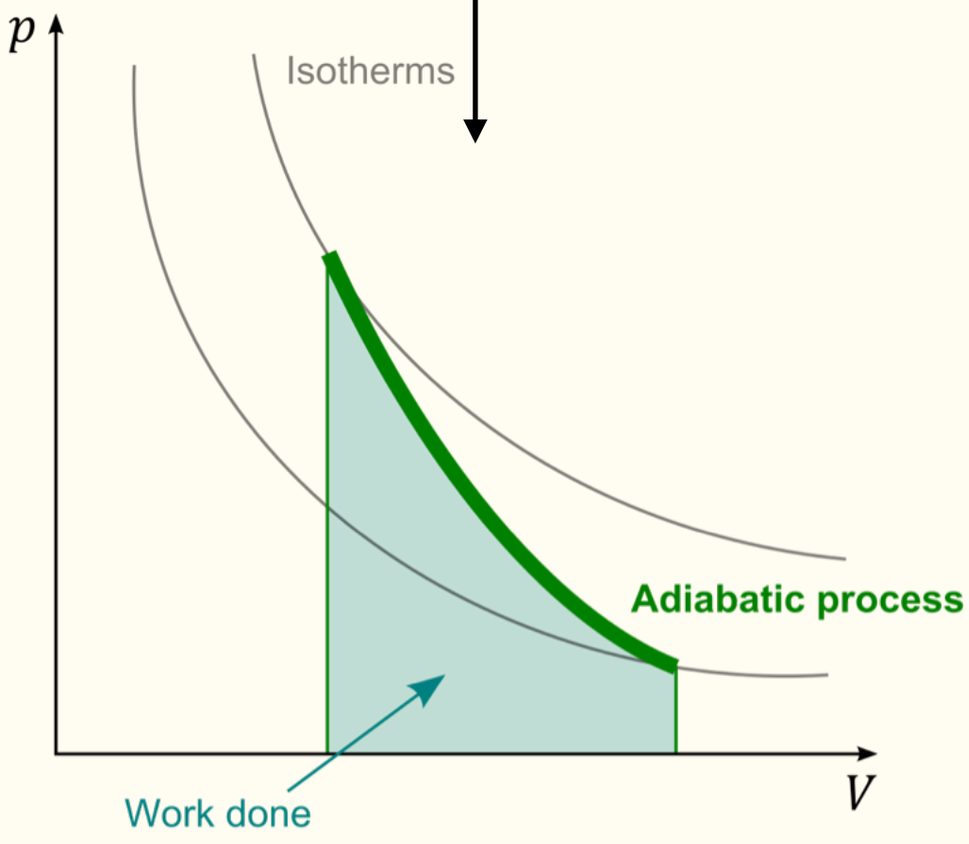
$$PV^n = \text{cte.}$$

¿Ejemplo práctico?



(luego veremos que compresión o expansión adiabática de un gas ideal es un proceso politrópico)

¿Diagrama?



Proceso Politrópico

¿Qué tiene de interesante este proceso?

Que el $W_{frontera}$ es calculable:

$$W_b = \int_1^2 P\,dV = \int_1^2 CV^{-n}\,dV = C\,\frac{V_2^{-n+1} - V_1^{-n+1}}{-n+1} = \frac{P_2V_2 - P_1V_1}{1-n}$$

que también se puede expresar como

$$W_b = \frac{mR(T_2 - T_1)}{1-n} \qquad n \neq 1$$

(para n=1 se reduce a la expresión obtenida para un gas ideal en un proceso isotérmico)

Experimento #1

Experimentemos con un “Crooke’s radiometer”

¡¡El juguete más popular del año 1870!!
(ahora parece difícil que pueda competir con el Xbox)



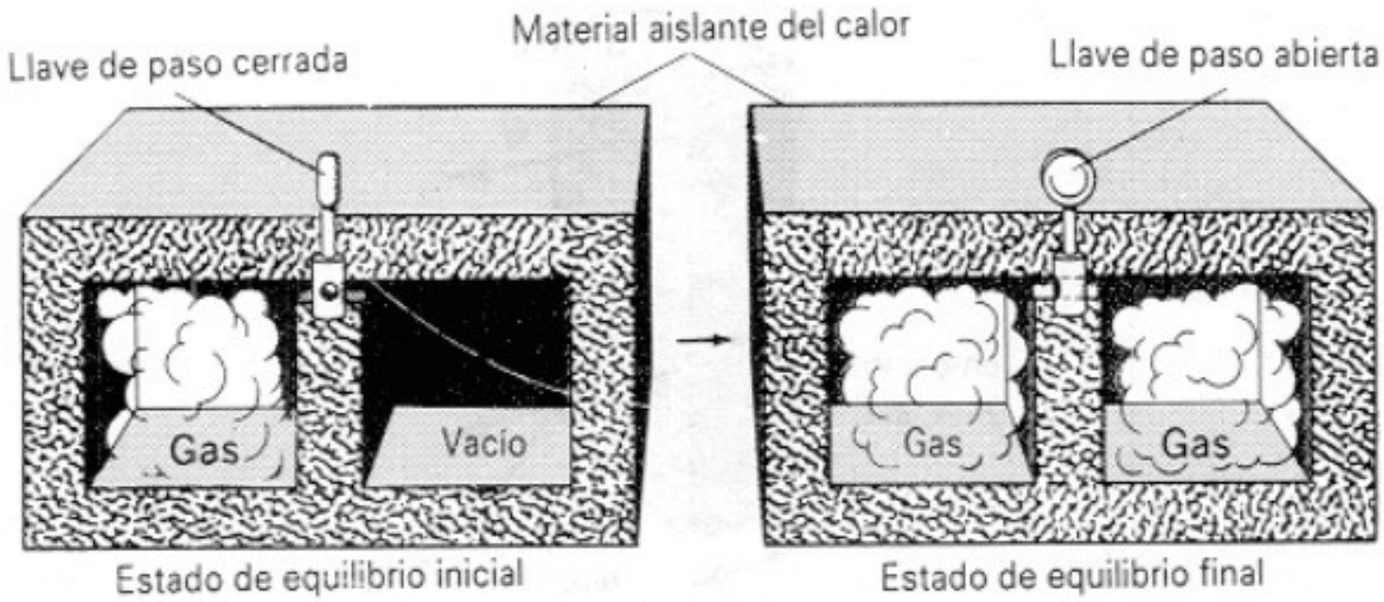
Excelente ejemplo de cómo energía se puede transmitir por radiación

La explicación es bastante complicada pero muy interesante. Un buen video y explicación: https://www.youtube.com/watch?v=llxqNcipTwA . Para una explicación más detallada, ver http://math.ucr.edu/home/baez/physics/General/LightMill/light-mill.html

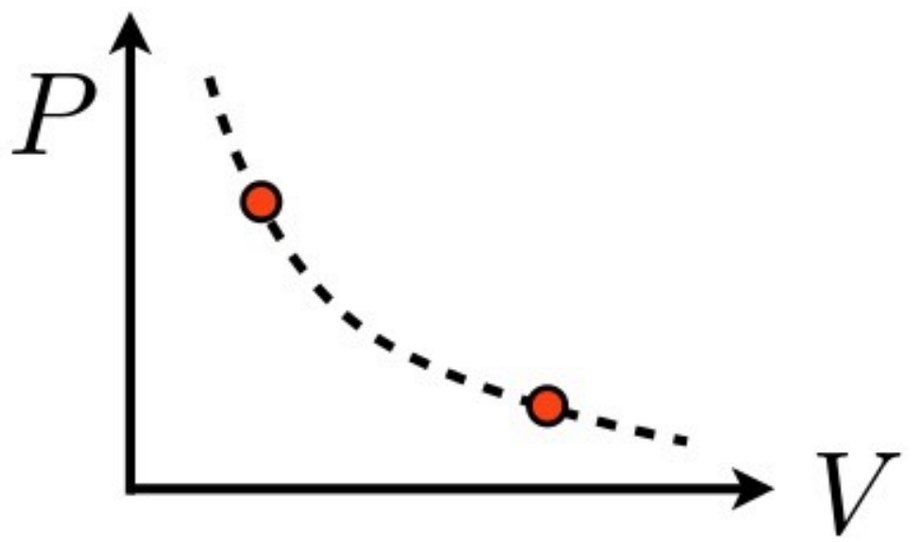
Proceso de Expansión Libre

¿Definición? Un caso en que un gas aislado se expande libremente

¿Ejemplo práctico?



¿Diagrama?



Procesos de Expansión Libre

¿Qué tiene de interesante este proceso?

W=0

Q=0

(ya que típicamente sucede muy rápido)

ΔU=0

ya que el gas no tiene que "empujar" nada para expandirse (la presión externa es cero) y por ende no hace trabajo. En un caso como este no aplica la fórmula que derivamos para W_b, ya que el proceso de expansión no es cuasiestático.

Nota: Por lo general este proceso es irreversible. Luego explicaremos este concepto

Resumen: Procesos Termodinámicos

Resumen de procesos termodinámicos:

- Isocórico —> a volumen constante
- Isobárico —> a presión constante
- Isotérmico —> a temperatura constante
- Cíclico —> comienza y termina en el mismo estado
- Adiabático —> no hay transferencia de calor
- Politrópico —> $PV^n = C$
- Expansión libre —>$W_b = 0$

Experimento #2

¿Qué tanto aguanta un globo la llama de una vela?

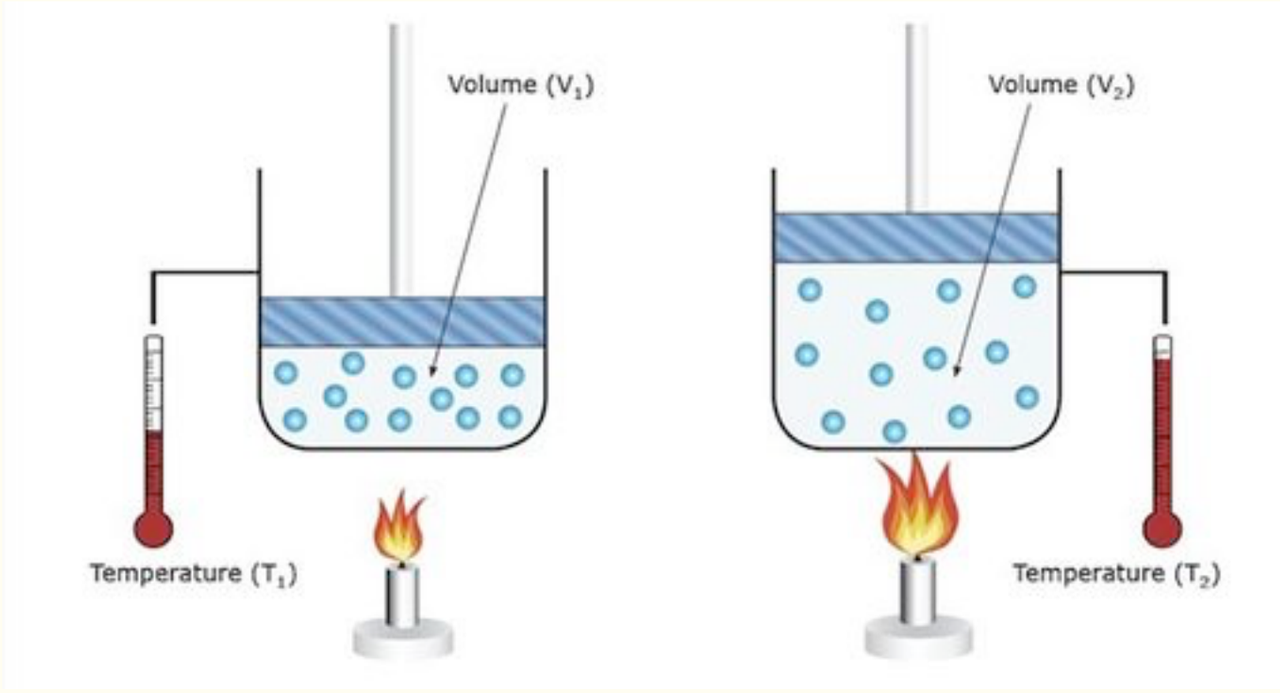


Calores Específicos de Gases

Mencionamos que los sólidos y los líquidos tienen un valor único para su calor específico (c)

Pero para un gas, **el calor específico depende del proceso**

La razón de esto es que en el caso de un gas parte del calor recibido se puede ir en hacer trabajo, si el volumen cambia



Los sólidos y los líquidos son **prácticamente incompresibles** (es muy difícil cambiar su densidad), por lo que sólo hay un valor del calor específico.

Calores Específicos de Gases

Distinguimos dos tipos de calores específicos para gases:

c_v: energía requerida para elevar en un grado la temperatura de una unidad de masa de una sustancia **cuando el volumen se mantiene constante**

c_p: energía requerida para elevar en un grado la temperatura de una unidad de masa de una sustancia **cuando la presión se mantiene constante**

¿Cómo se relacionan c_p y c_v?

Respuesta: $c_p > c_v$

Cuando se calienta un gas a P constante, no sólo aumenta la energía interna del gas sino que el gas realiza trabajo debido al cambio de volumen.

Calores Específicos de Gases Ideales

Ahora vamos a calcular muy brevemente valores de c_p y c_v para gases ideales.

Recordatorio: cuando vimos teoría cinética, concluimos que

$$U_{\text{gas ideal}} = \frac{G}{2} nR_u T = \frac{G}{2} Nk_B T$$

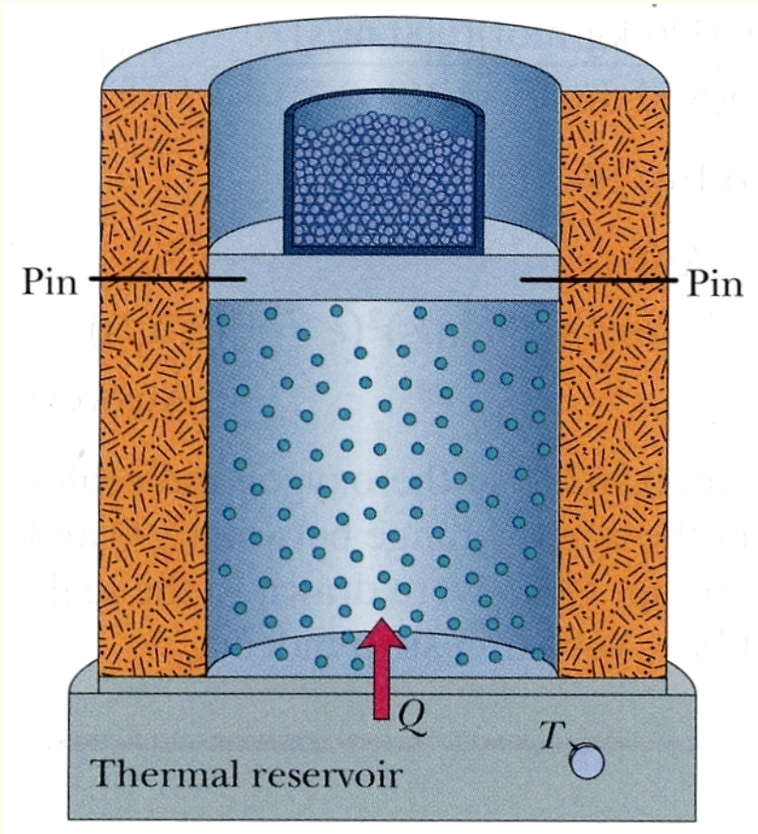
← G=número de grados de libertad

A continuación vamos a tomar como ejemplo un gas ideal monoatómico (G=3)

c_v de gas ideal monoatómico

Consideremos que nuestro gas ideal monoatómico recibe calor en un proceso isocórico

Esto se puede hacer fijando la posición del pistón con un pin

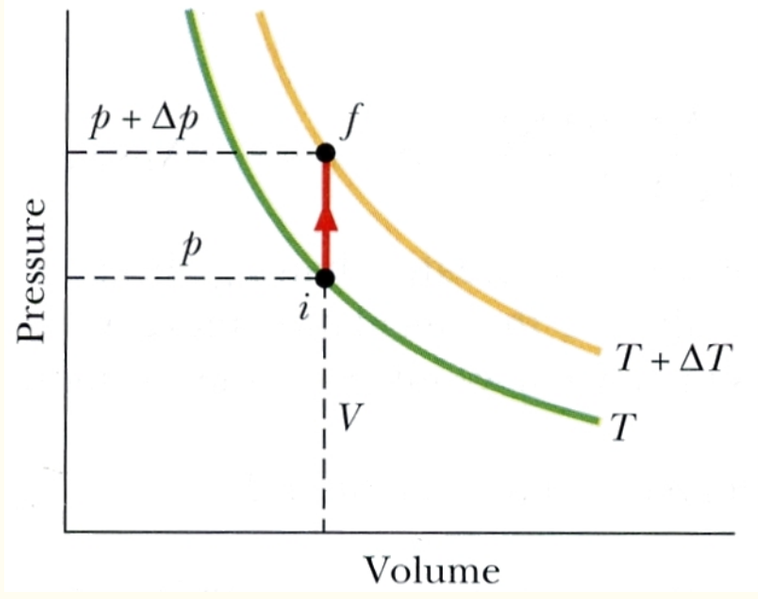


La primera ley nos dice que:

$$\Delta U = Q_{neto} - \cancel{W_{neto}}^{0}$$

$$\frac{3}{2} n R_u \Delta T = m c_v \Delta T$$

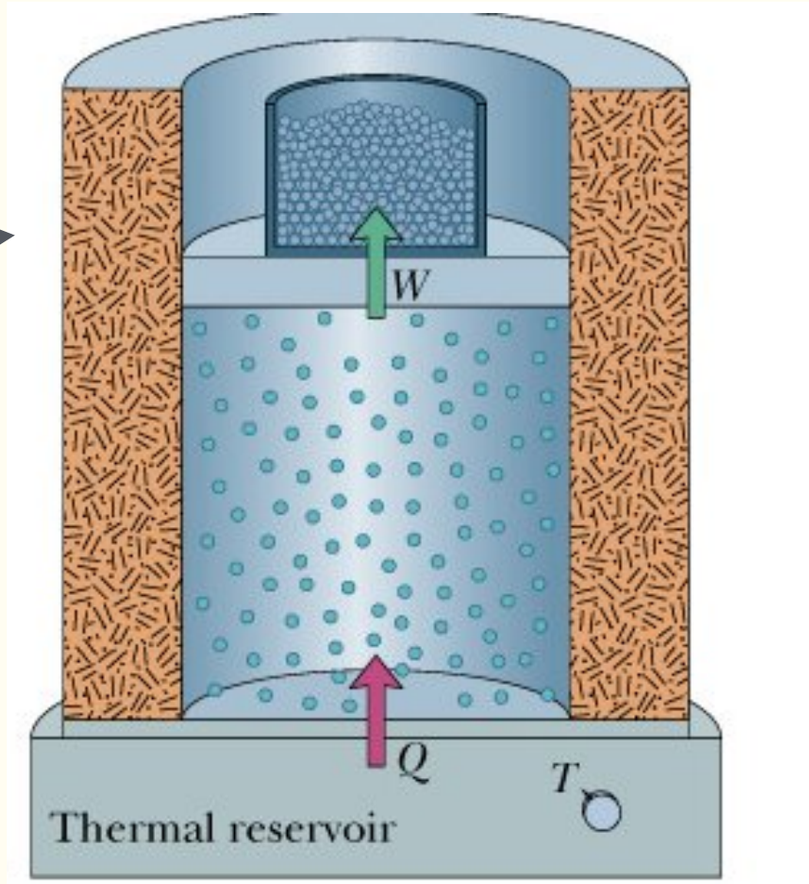
$$\rightarrow c_v = \frac{3}{2} R$$



c_p de gas ideal monoatómico

Ahora consideremos un proceso isobárico

Esto se puede hacer ajustando el peso del pistón y dejando que se mueva libremente



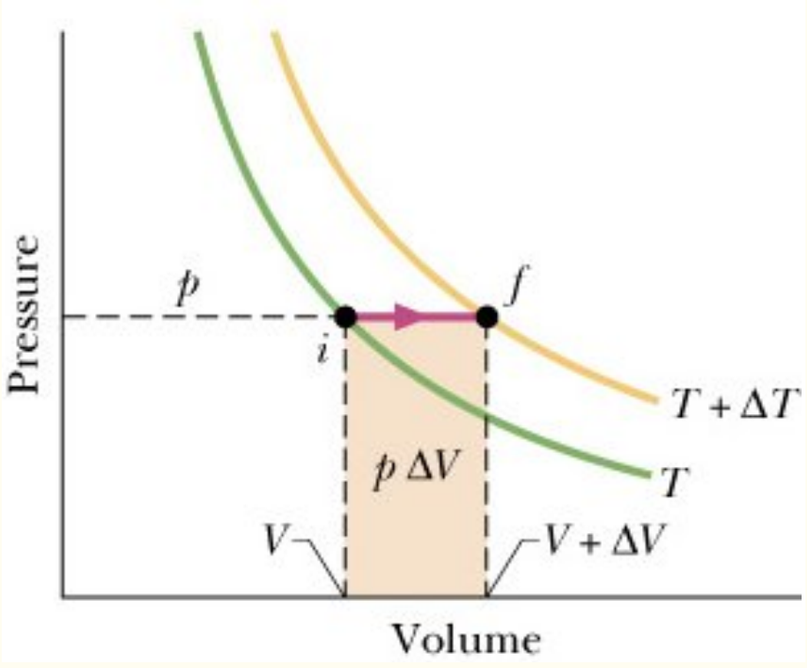
$$\Delta U = Q_{neto} - W_{neto}$$

$$\frac{3}{2} nR_u \Delta T = mc_p \Delta T - \int_{V_i}^{V_f} P\, dV$$

$$\frac{3}{2} nR_u \Delta T = mc_p \Delta T - P\Delta V$$

$$\frac{3}{2} nR_u \Delta T = mc_p \Delta T - nR_u \Delta T$$

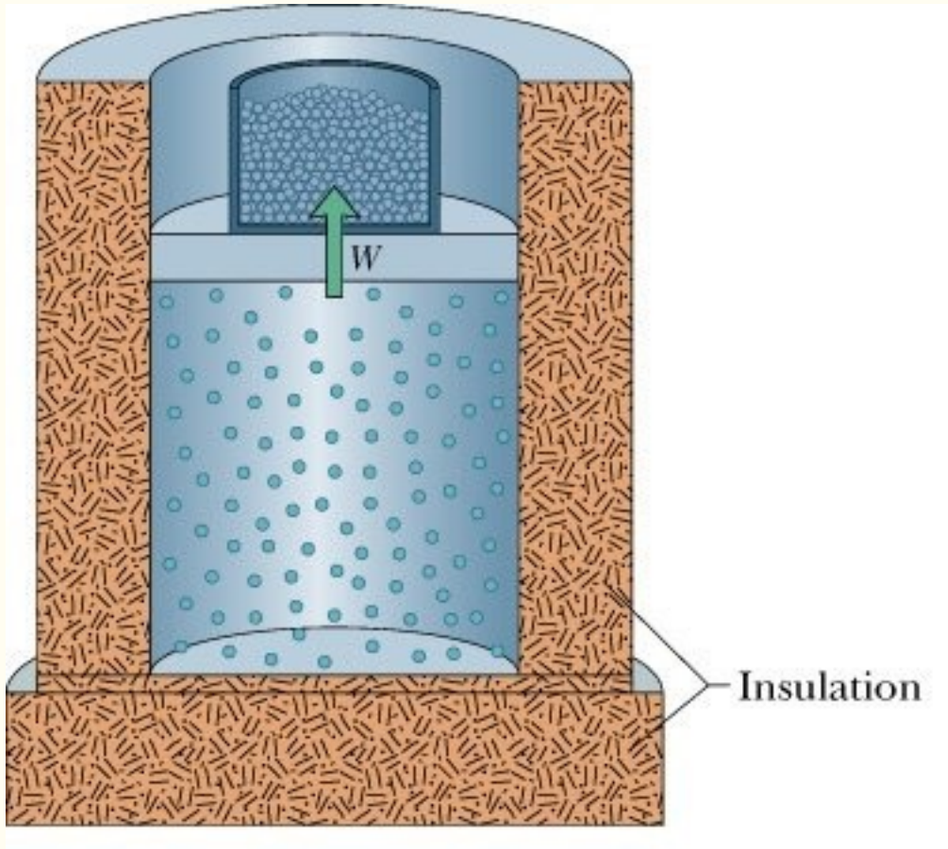
$$\rightarrow c_p = \frac{5}{2} R$$



Proceso Adiabático para un Gas Ideal

Antes de terminar el capítulo, veamos qué pasa si se realiza un proceso adiabático en un gas ideal

Consideremos un cilindro-émbolo bien aislado, que contiene un gas ideal. Quitamos un poco del contrapeso y dejamos que el gas se expanda



Proceso Adiabático Para Un Gas Ideal

Consideremos un aumento infinitesimal de energía interna y de volumen:

$$dU = \cancel{\delta Q}^{0} - \delta W$$

$$\downarrow \qquad\qquad \downarrow$$

$$mc_v dT \qquad -PdV$$

$$\rightarrow mdT = -\frac{P}{c_v}dV$$

Queremos expresar dT en términos de dV y dP. Para ello usamos la ecuación de los gases ideales.

Diferenciando ambos lados: $PdV + VdP = mRdT$

$$\rightarrow mdT = \frac{PdV + VdP}{R}$$

Proceso Adiabático Para Un Gas Ideal

Igualando las expresiones anteriores, y usando que

$$c_p = c_v + R$$

Vimos esto para un gas monoatómico, pero es fácil convencerse que debe ser cierto en general para cualquier gas ideal con G grados de libertad.

Nos queda:

$$\frac{dP}{P} + \frac{c_p}{c_v}\frac{dV}{V} = 0$$

Integrando:

$$\ln P + \gamma \ln V = \text{cte.}$$

donde $\gamma = c_p/c_v$ es el índice adiabático

Proceso Adiabático Para Un Gas Ideal

Nos queda:

$$\mathbf{P\,V^{\gamma} = cte.} \qquad\qquad \mathbf{T\,V^{\gamma-1} = cte.}$$

O, en otras palabras:

$$P_i V_i^{\gamma} = P_f V_f^{\gamma} \quad \text{y} \quad T_i V_i^{\gamma-1} = T_f V_f^{\gamma-1}$$

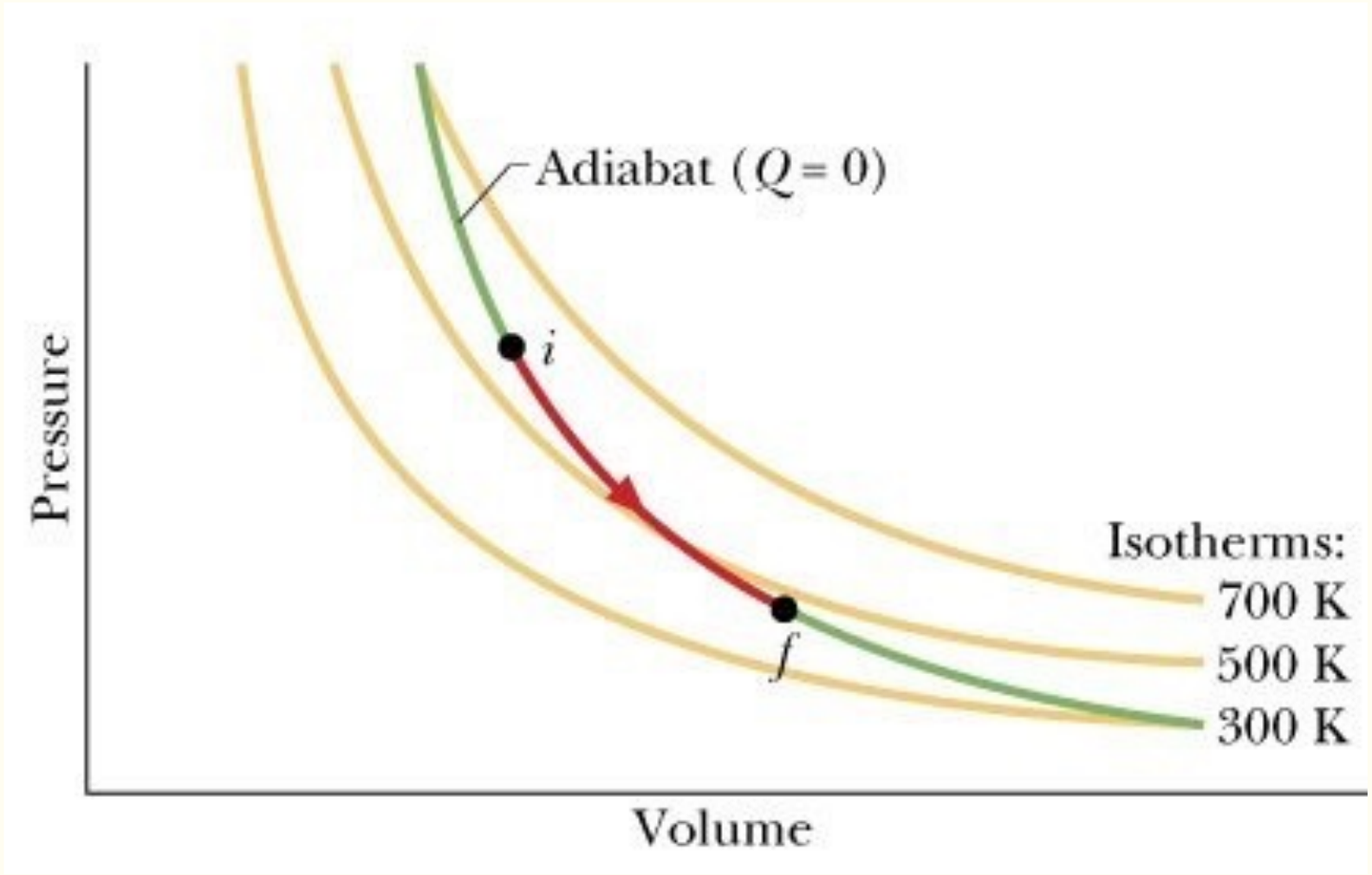
(Nota: los procesos que obedecen esta relación se llaman **politrópicos;** la compresión o expansión de un gas ideal en un proceso adiabático es politrópico, pero hay otros)

Lo único que cambia al considerar el tipo de molécula (gases monoatómicos, diatómicos… etc) es γ:

Para los gases ideales monoatómicos, $\gamma = c_P/c_V = 5/3$.
Para los gases ideales diatómicos, $\gamma = c_P/c_V = 7/5$.

Proceso Adiabático Para Un Gas Ideal

¿Cómo se ve?



La pendiente es más pronunciada que con las isotermas, debido a la relación que acabamos de demostrar (ya que $\gamma>1$)

Ejercicio

(I1, 2016-2)

Considere un mol de un gas ideal monoatómico sometido a los procesos mostrados en el diagrama. T_A y T_B son datos, y $P_A=5P_C$.

(a) Demuestre que $V_B=V_A(T_B/T_A)$

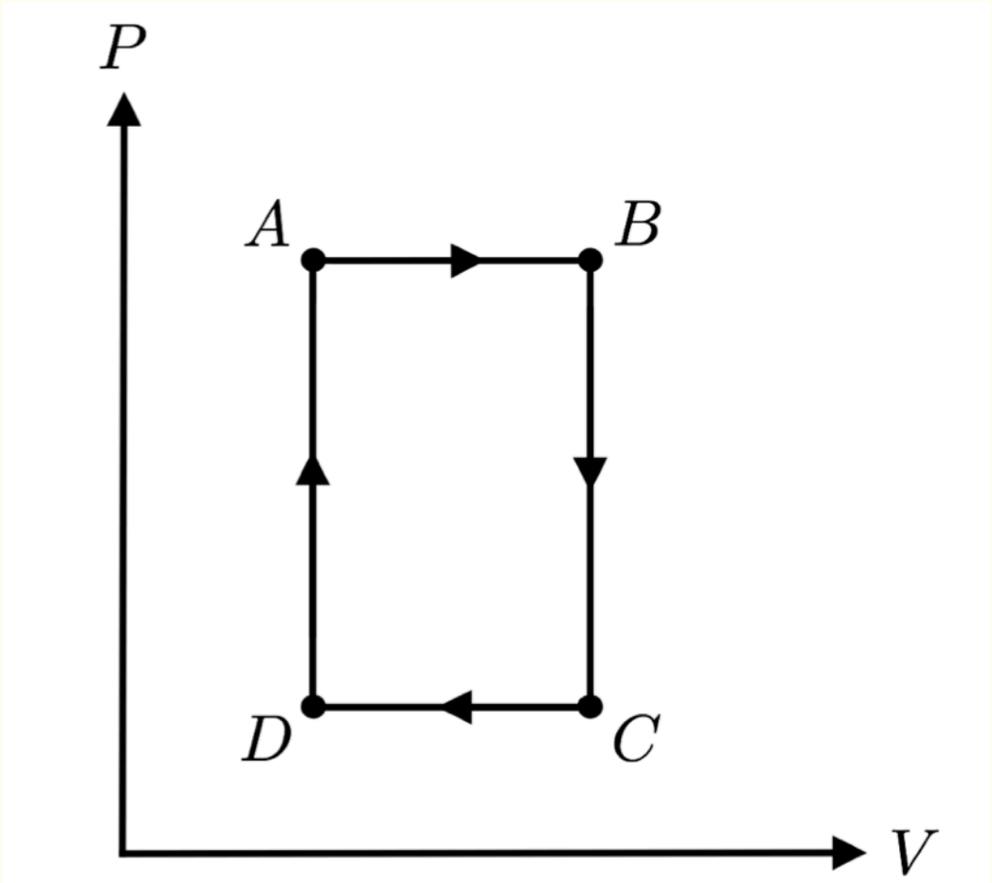
(b) Demuestre que $T_C=T_B/5$

Ahora suponga que TA=0°C y TB=100°C, y determine:

(c) El trabajo asociado al proceso ABC (especificando quién lo realiza)

(d) El calor transferido en el proceso ABC (especificando si es ganado o perdido)

(e) El calor y el trabajo neto en todo el ciclo ABCD



(resolver en pizarra; puede usar Ru=8.314 J/(mol K))

Respuestas: (c) 831.4 J (hecho por sistema), (d) -1644.3 J (sale), (e) $Q_{neto}=W_{neto}$= 665.1 J

Experimento



Video del experimento hecho igual que nosotros en clase:
https://www.youtube.com/watch?v=6uD5y3pQRZs

Otro video que muestra lo mismo pero que utiliza tecnología más precisa:
https://www.youtube.com/watch?v=HBAeyXN65LU

Hasta ahora sólo hemos visto gases ideales, por lo que para usar otras sustancias **va a ser necesario ir al siguiente capítulo**.



Ahí **seguiremos aplicando la primera ley**….

¡Terminamos con Primera Ley (con gases ideales)!

A continuación se incluyen dos problemas extra. Espero les sirvan.



Nota: se le agradece a al Profesora Griselda García por su ayuda en la compilación de estos problemas

Problema #1

(I1, 2014-1)

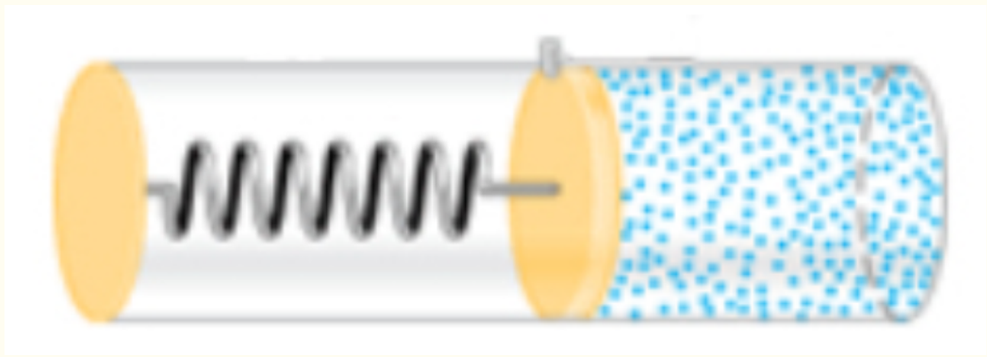
Un gas ideal llena la porción derecha de un cilindro horizontal de 5cm de radio. La presión inicial es de 101kPa. Un pistón movible y sin roce separa el gas de la porción izquierda del cilindro, la cual no tiene gas y contiene un resorte ideal, como muestra la figura.

El pistón inicialmente está fijo y el resorte está relajado. La porción que llena el gas es de 20cm de largo. Al liberar el pistón, el gas se expande y alcanza el doble del volumen inicial. Si las temperaturas inicial y final son iguales, determine:

(a) La constante del resorte

(b) El trabajo realizado por el gas (¡cuidado! el proceso no es cuasiestático)

(c) El calor transferido, especificando si entra o sale del gas



(resolver en pizarra)

Respuestas: (a) 1.983 kN/m, (b) 39.66 J, (c) Q=39.66 (entra)

Problema #2

(no en libros, con solución entera)

10 moles de un gas ideal diatómico se encuentran inicialmente a presión $P_a = 5 \times 10^5$ Pa, ocupando un volumen $V_a = 249 \times 10^{-3}$ m^3. El gas se expande adiabáticamente hasta ocupar un volumen $V_b = 479 \times 10^{-3}$ m^3. Luego el gas experimenta una transformación isotérmica hasta alcanzar la presión $P_c = 1 \times 10^5$ Pa. En seguida, el gas se comprime isobáricamente hasta un volumen $V_d = 249 \times 10^{-3}$ m^3. Finalmente el gas experimenta una transformación a volumen constante, que lo devuelve al estado inicial.

1. **Represente gráficamente, en un diagrama P-V, el proceso experimentado por el gas.**
2. **Encuentre los valores de las variables termodinámicas desconocidas en los puntos a, b, c y d del proceso.**
3. **Encuentre el flujo de calor, el trabajo realizado por el gas y la variación de energía interna en cada etapa del proceso, explicando el sentido físico de los signos asociados a los valores encontrados.**

Represente gráficamente, en un diagrama P-V, el proceso experimentado por el gas.

$a \rightarrow b$: adiabático

$$P\,V^{\gamma} = \text{constante}$$

$b \rightarrow c$: isotérmico

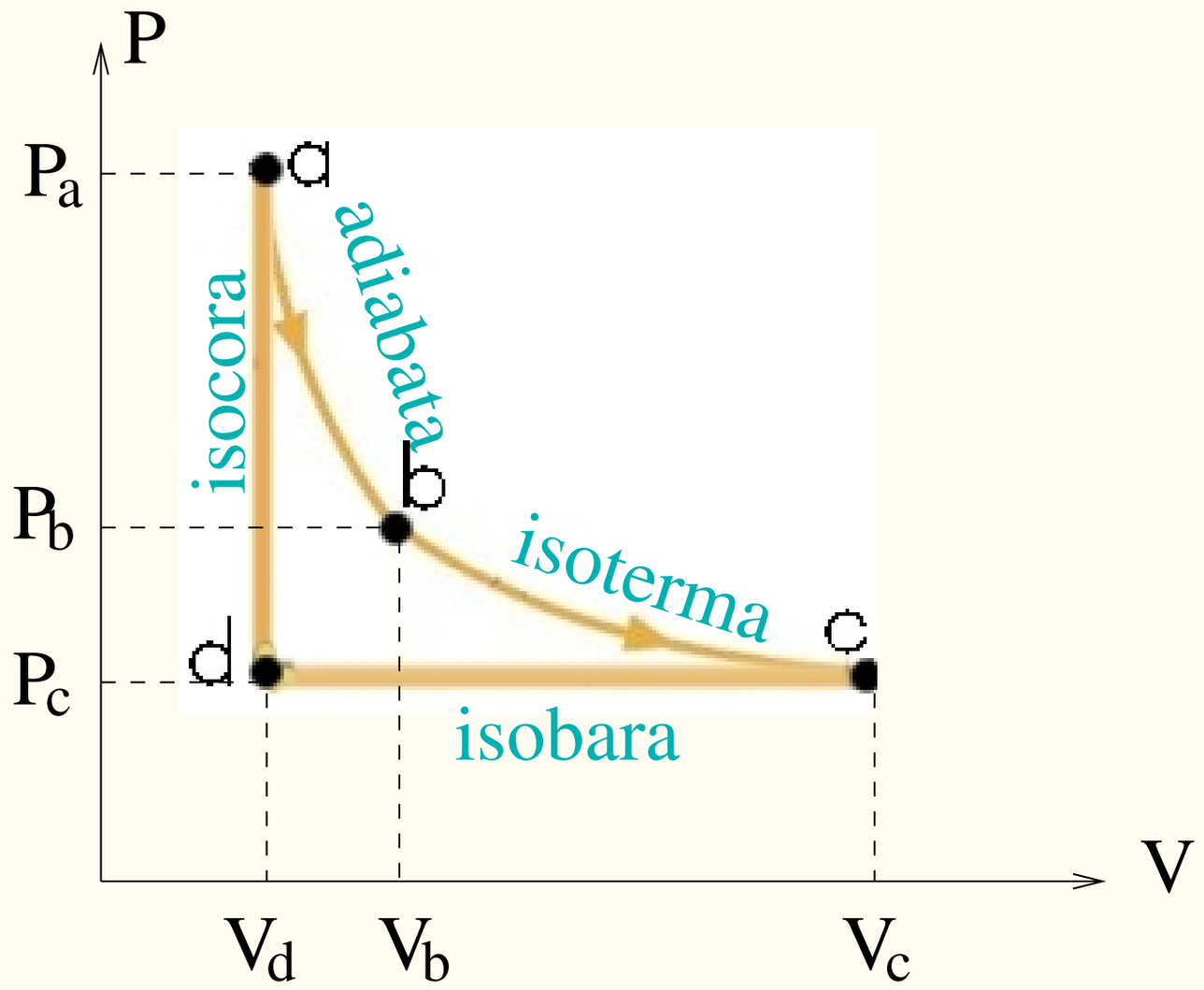
$$P\,V = \text{constante}$$

$c \rightarrow d$: isobárico

$$P = \text{constante} = P_c$$

$d \rightarrow a$: isocórico

$$V = \text{constante} = V_d$$



Encuentre los valores de las variables termodinámicas desconocidas en los puntos a, b, c y d del proceso.

T_a, P_b, T_b, V_c, T_c, T_d son desconocidas

$$P_a V_a = n R_u T_a \quad \longrightarrow \quad T_a = \frac{P_a V_a}{n R_u} = 1497.5 \text{ K}$$

$$P_a (V_a)^{7/5} = P_b (V_b)^{7/5} \quad \longrightarrow \quad P_b = P_a \left(\frac{V_a}{V_b}\right)^{7/5} = 2 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$T_b = \frac{P_b V_b}{n R_u} = 1152.3 \text{ K} = T_c \qquad V_c = \frac{n R_u T_c}{P_c} = 958 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T_d = \frac{P_d V_d}{n R_u} = \frac{P_c V_d}{n R_u} = 299.5 \text{ K}$$

Encuentre el flujo de calor, el trabajo realizado por el gas y la variación de energía interna en cada etapa del proceso, explicando el sentido físico de los signos asociados a los valores encontrados.

a → b: $Q_{a\to b} = 0 \qquad W_{a\to b} = \int_{V_a}^{V_b} \frac{P_a (V_a)^\gamma}{V^\gamma} dV \qquad \Delta U_{a\to b} = -W_{a\to b}$

b → c: $\Delta U_{b\to c} = 0 \qquad Q_{b\to c} = W_{b\to c} = \int_{V_b}^{V_c} \frac{P_b V_b}{V} dV = P_b V_b \ln\left(\frac{V_c}{V_b}\right)$

c → d: $Q_{c\to d} = n \bar{c}_P \Delta T \qquad W_{c\to d} = P_c \Delta V \qquad \Delta U = n \bar{c}_V \Delta T$

d → a: $W_{d\to a} = 0 \qquad Q_{d\to a} = n \bar{c}_v \Delta T \qquad \Delta U_{d\to a} = Q_{d\to a}$

Valores Numéricos

Considerando que para un gas ideal diatómico $\gamma = 7/5$, $\overline{c_V} = 5/2 R_u$, $\overline{c_P} = 7/2 R_u$ y R_u= 8.314 J/(mol K) y reemplazando los valores numéricos de las variables termodinámicas, tenemos

etapa	Q	W	ΔU
$a \to b$	0	71667.6	-71667.6
$b \to c$	66403	66403	0
$c \to d$	-248150	-70900	-177250
$d \to a$	249000	0	249000

La unidad de medida de energía utilizada en la tabla es Joule

Para discusión: ¿Cúal es la suma de los ΔU's?
¿Y de Q o W? ¿Tiene sentido?

Problema #3

(no en libros, con solución entera)

Una burbuja de 5 moles de Helio está sumergida a cierta profundidad en agua líquida cuando el agua (y el Helio) sufren un aumento de temperatura de 20^{o}C a presión constante. Como resultado, la burbuja se expande. El Helio es monoatómico e ideal.

1. **¿Cuánta energía es agregada al Helio como calor durante el calentamiento?**
2. **¿Cuál es el cambio en la energía interna del gas durante el incremento de temperatura?**
3. **¿Cuánto trabajo es hecho por el Helio cuando se expande contra la presión del agua circundante durante el cambio de temperatura?**

Nota: este problema tiene un grado de dificultad bajo, pero vale la pena hacerlo ya que ilustra algunos conceptos importantes

Problema #3

¿Cuánta energía es agregada al Helio como calor durante el calentamiento?

$$Q \leftrightarrow \Delta T \qquad P = \text{constante} \qquad \Rightarrow \qquad Q = n\, c_P\, \Delta T$$

Para un gas ideal monoatómico, $\overline{c_P} = 5/2 R_u$

$$Q = \frac{5}{2} \times 5\,\text{moles} \times 8{,}314\,\text{J/mol K} \times 20\,\text{K}$$

$$\mathbf{Q = 2078{,}5\,J}$$

¿Cuál es el cambio en la energía interna del gas durante el incremento de temperatura?

Asumamos que el Cp es constante en este rango de temperaturas:

$$\Delta U_{gas\,ideal} = \frac{3}{2}\, n R_u \Delta T = \frac{3}{2} \times 5\,\text{moles} \times 8{,}314\,\text{J/mol K} \times 20\,\text{K}$$

$$\mathbf{\Delta U_{gas\,ideal} = 1247{,}10\,J}$$

Problema #3

¿Cuánto trabajo es hecho por el Helio cuando se expande contra la presión del agua circundante durante el cambio de temperatura?

De la primera ley, W = Q - ΔU = **831.4 J**. ¿Pero de qué otra forma se puede calcular?

gas se expande contra el entorno a presión constante

$$W = P\Delta V \qquad PV = nR_uT \quad \Rightarrow \quad W = nR_u\Delta T$$

$$W = 5\,\text{moles} \times 8{,}314\,\text{J/mol K} \times 20\,\text{K}$$

$$W = 831{,}4\,\text{J}$$

¡listo!



Durante el aumento de T, sólo una parte de la energía entregada en forma de calor queda incorporada al Helio como energía interna; la diferencia de energía es utilizada por el Helio para expandirse, haciendo trabajo sobre el entorno.

Problema #4

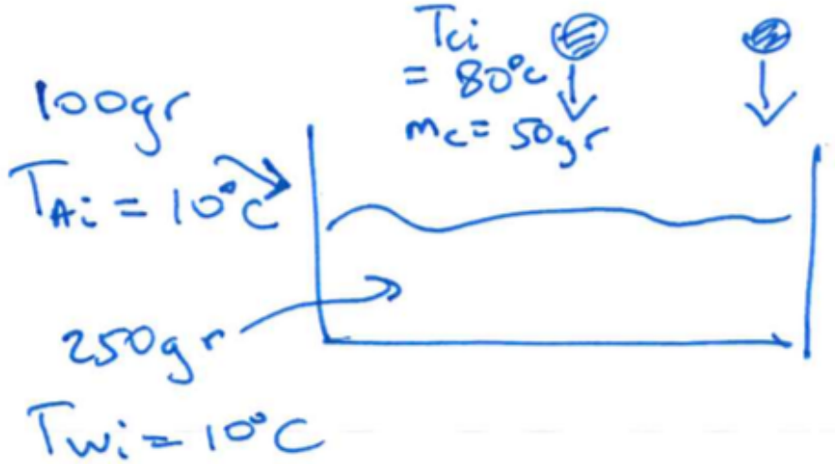
(no en libros, con solución entera)

Un calorímetro de aluminio de 100 gr de masa contiene 250 gr de agua. El calorímetro y el agua están en equilibrio térmico a 10^{o}C. Dos bloques metálicos se colocan dentro del agua; uno de los bloques es de cobre, tiene 50 gr de masa y temperatura inicial de 80^{o}C; el otro bloque, inicialmente a 100^{o}C, tiene 70 gr de masa. El sistema completo se estabiliza a una temperatura final de 20^{o}C.

¿Cuál es el calor específico del material del segundo bloque?

¿Cuál es el material del que está hecho el segundo bloque?

c_{agua} = 4186 J/(kg ^{o}C), c_{Al} = 900 J/(kg ^{o}C), c_{Cu} = 387 J/(kg ^{o}C).



$$Q_w = m_w c_w (T_f - T_{wi}) = 0.25\,kg\left(4186\,\frac{J}{kg\,°c}\right)(10°c) = 1046.5\,J$$

$$Q_A = m_A c_A (T_f - T_{Ai}) = 0.1\,(900)(10) = 900\,J$$

$$Q_c = m_c c_c (T_f - T_{ci}) = 0.05\,(387)(-60) = -1161\,J$$

$$Q_o = m_o c_o (T_f - T_{oi}) = -5.6\,c_o$$

Conserv. energía: $Q_w + Q_A + Q_c + Q_o = 0$

$$1046.5 + 900 - 1161 - 5.6\,c_o = 0$$

$$\Rightarrow c_o = 1822.14\,\frac{J}{kg\cdot c}$$

Problema #4

Solución a la segunda pregunta

Metal	Specific heat(J/g•°C
Aluminum	0.9025
Antimony	0.2072
Barium	0.2044
Beryllium	1.824
Bismuth	0.1221
Cadmium	0.2311
Calcium	0.6315
Cesium	0.2421
Chromium	0.4491
Cobalt	0.421
Copper	0.3845
Gallium	0.3709
Germanium	0.3215
Gold	0.129
Indium	0.2407
Lead	0.1276
Mercury	0.1395
Potassium	0.7566
Silver	0.235
Zinc	0.3884

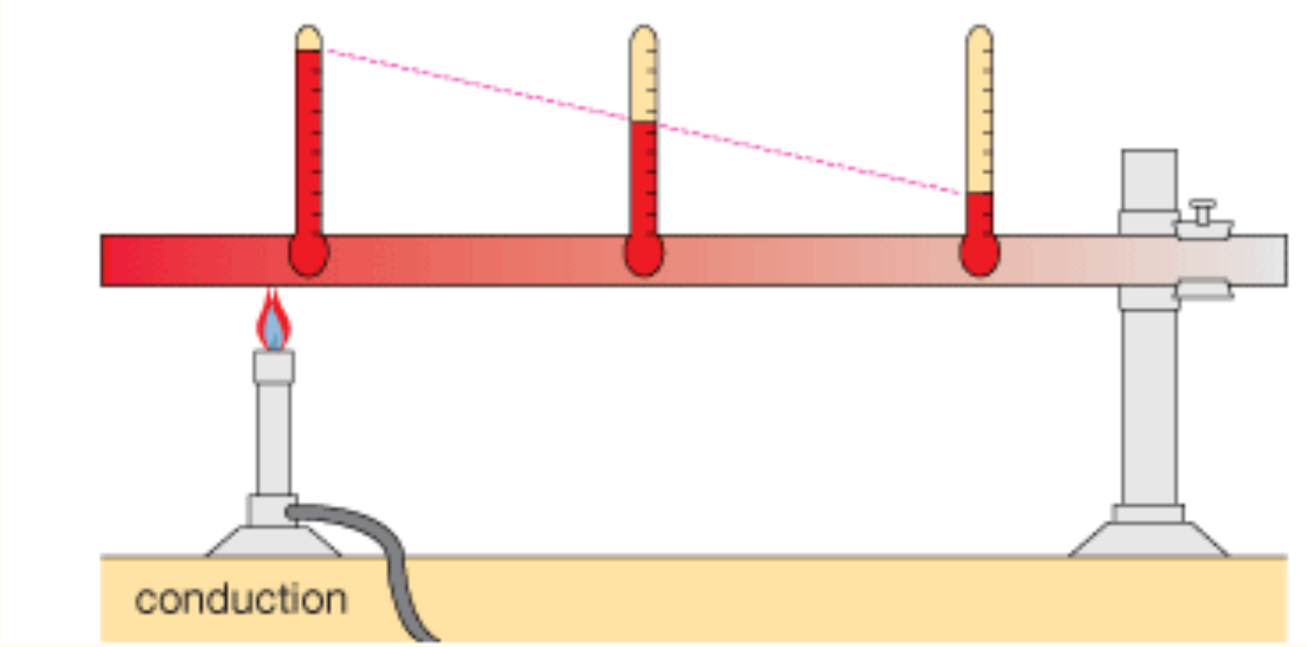
Próxima clase: sustancias puras y tablas termodinámicas



Información extra sobre los mecanismos de transferencia de calor

(estos detalles no entran en el curso y son para su cultura general)

Conducción



¿Matemáticamente, cómo se expresa?

Ley de Fourier, en una dimensión:

$$\frac{Q}{\Delta t} = \dot{Q}_{cond} = -\kappa A \frac{\Delta T}{\Delta x}$$

Diferencia de temperatura en dos puntos de una barra

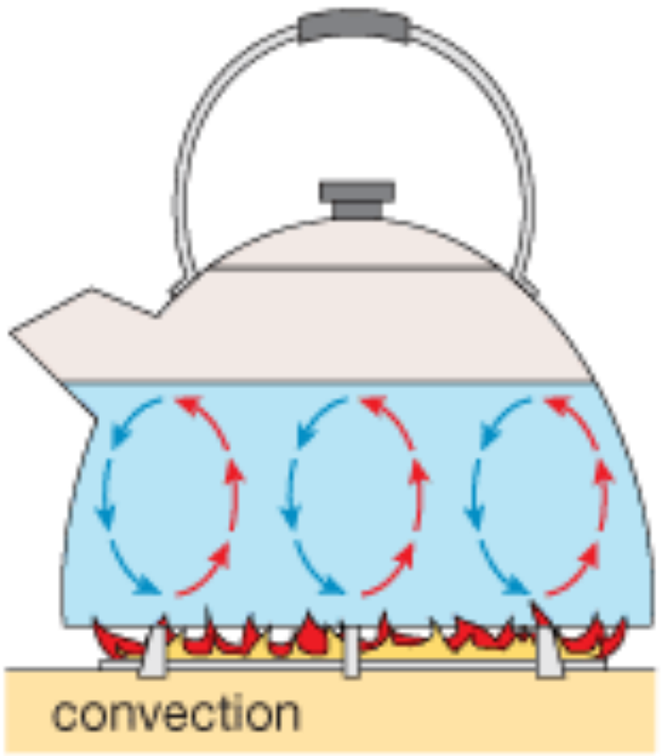
Flujo de calor (=cantidad de calor transferido por unidad de tiempo)

Conductividad Térmica del material [W/(mK)]

Área

Distancia entre los dos puntos

Convección





¿Matemáticamente, cómo se expresa?

Ley de Newton: $\dot{Q}_{conv} = h A_s (T_s - T_f)$

- h: Coeficiente de transmisión de calor por convección
- A_s: Área del objeto caliente
- T_s: Temperatura del objecto caliente
- T_f: Temperatura del objecto frío

Radiación

La **potencia irradiada** depende de la temperatura y del área del cuerpo (**Ley de Stefan**),

$$I_e = e\,\sigma\,A\,T^4$$

e: emisividad $\qquad$ σ: constante de Stefan-Boltzmann

$e = e(\lambda) \qquad 0 < e < 1 \qquad e = 1$ cuerpo negro

$$\sigma = 5.67 \times 10^{-8} \ \ \mathrm{W/(m^2 \cdot K^4)}$$

La **potencia absorbida** por un cuerpo que se encuentra en un ambiente a temperatura T_o es

$$I_a = a\,\sigma\,A\,T_o^4$$

a: absortividad $\qquad$ σ: constante de Stefan-Boltzmann

$a = a(\lambda) \qquad 0 < a < 1 \qquad a = 1$ cuerpo negro

Radiación

Ley de Stefan-Boltzmann:

La **potencia neta** emitida por un cuerpo a temperatura T en un ambiente con temperatura T_0 será la diferencia entre ambas.

$$\dot{Q}_{rad} = I_e - I_a = \sigma A (e T^4 - a T_0^4)$$

¿La radiación puede ser visible a veces?

¡Si!

