

Física I

Clase 7, 2022

módulo II

Turno H

Prof. Pedro Mendoza Zélis

Marco: Leyes de Newton



Teorema de Trabajo y energía,



Aplicables a 3 modelos físicos:

- Partícula
- Sistema de partículas (no rígido)
- Cuerpo rígido

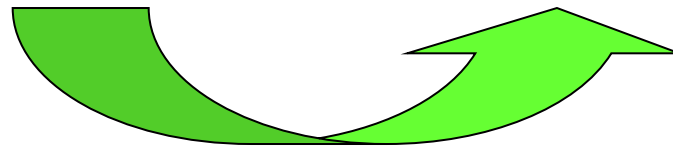
Cuando el sistema de estudio tiene muchas partículas ($\sim 10^{23}$) se necesitan 6×10^{23} coordenadas y velocidades!!

¡Muy complicado e innecesario!

Más que el comportamiento microscópico, interesa el comportamiento macroscópico a través del análisis de **variables macroscópicas** que calculan los valores medios de las magnitudes dinámicas (en lugar de los valores individuales).

Comportamiento
microscópico

Comportamiento
macroscópico



Métodos
estadísticos

Estudiaremos sistemas macroscópicamente homogéneos e isótropos, eléctricamente neutros y químicamente inertes.

¿Qué estudia la Termodinámica?

Estudia las relaciones que existen entre procesos de transferencia de energía y las modificaciones en las **variables macroscópicas medibles** de sistemas termodinámicos.

Variables macroscópicas para caracterizar un estado termodinámico:

Similarmente a lo tratado en fluidos, para un sistema de muchas partículas, es posible describir su estado termodinámico en función de unas pocas variables macroscópicas medibles, tales como:

presión p ,
volumen V y
temperatura T

¿Qué es el volumen V ?

Es una magnitud observable macroscópica relacionada con la porción de espacio 3D que ocupa un determinado sistema.

¿Qué es la presión p ?


$p = F/A$, y proviene de las colisiones de las moléculas del fluido contra la superficie.

¿Qué es la temperatura T?

En lenguaje coloquial existe una idea intuitiva de los conceptos de temperatura y calor:

temperatura = calor  concepto erróneo

En Física,

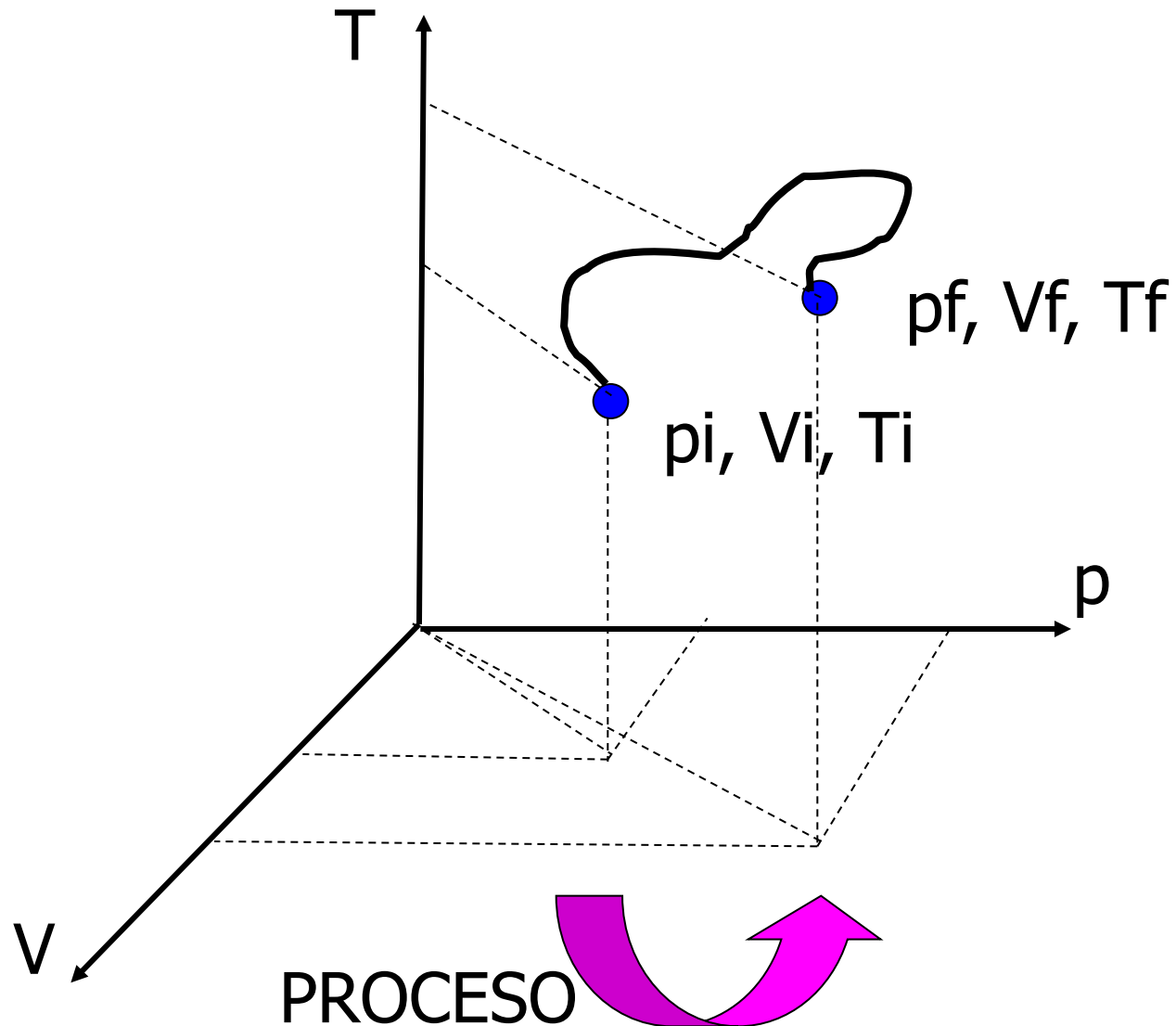
temperatura \neq calor  concepto apropiado

En este sentido, diremos que un sistema se encuentra en un estado de equilibrio cuando sus tres variables macroscópicas permanecen constantes en el tiempo.

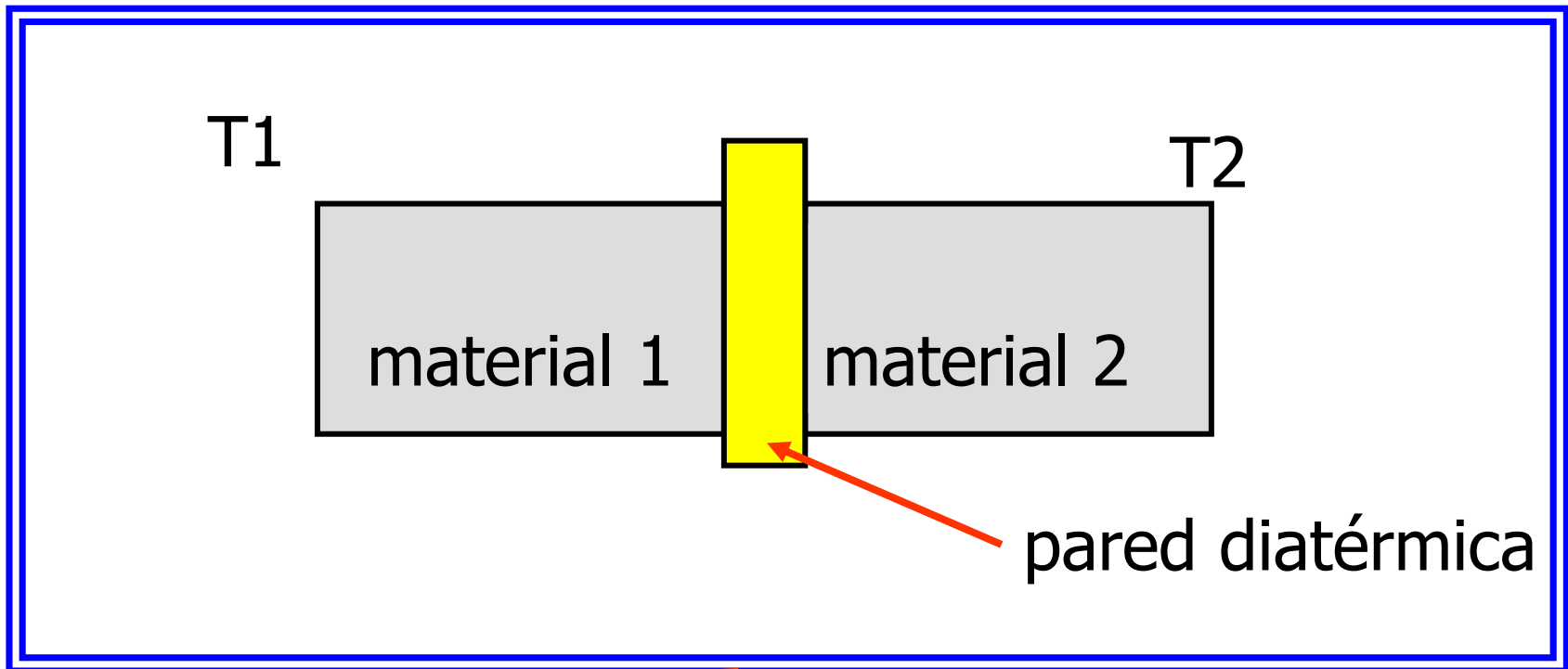
$$p_i, V_i, T_i = p_f, V_f, T_f$$

De lo contrario, habrá un proceso:

PROCESO



Experiencia



pared rígida y
adiabática

$$T2 > T1$$

¿Qué ocurrirá?

Luego de un tiempo, alcanzarán el mismo estado de equilibrio térmico, definido por una **Temperatura T** común:

$T_1 < \mathbf{T} < T_2$ luego de un proceso de intercambio de energía en una forma que denominamos "calor".

Entonces:

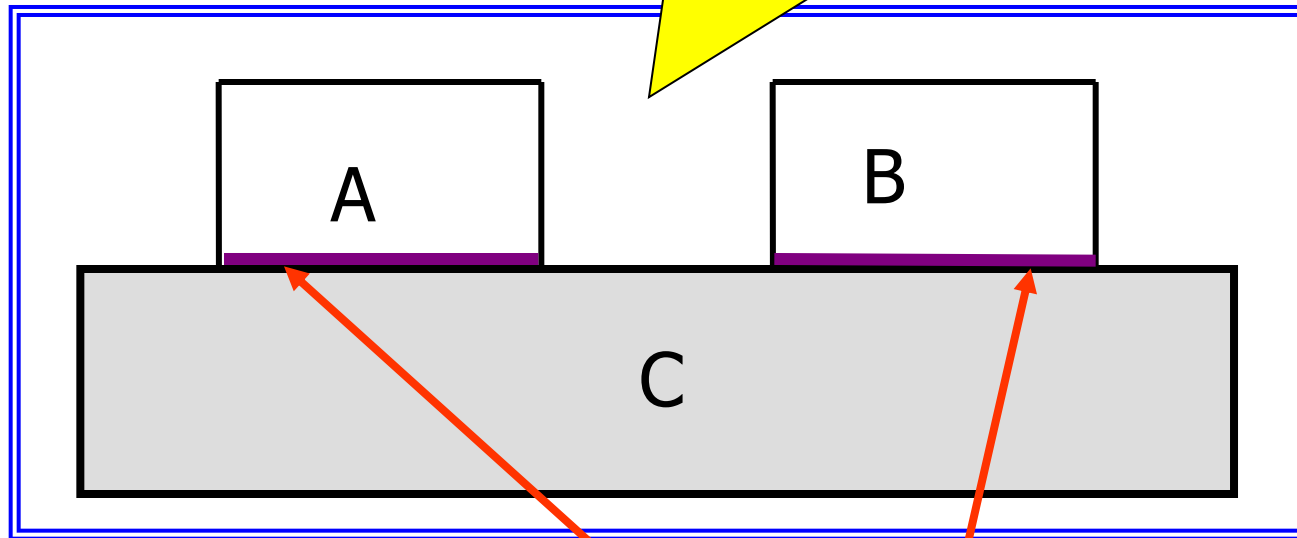
> Calor: es un proceso de transferencia de energía que cambia el estado térmico de un cuerpo, es decir, le cambia su T .

> Temperatura: es una variable de estado que define el estado térmico de un cuerpo

T está asociada a $E_{c, \text{rel CM}}$ promedio

Ley "0" de la Termodinámica

aislados entre sí



Contacto térmico

Aislado del exterior

Supongamos que tres sistemas A, B y C, de diferentes materiales, pueden ponerse en contacto a través de **paredes diatérmicas** (son aquellas que permiten que un cambio en una de las variables de un sistema influyan sobre las variables del otro sistema).

Supongamos que el sistema A está en equilibrio térmico con el sistema C y por otra parte, supongamos que el sistema B también está en equilibrio con C.

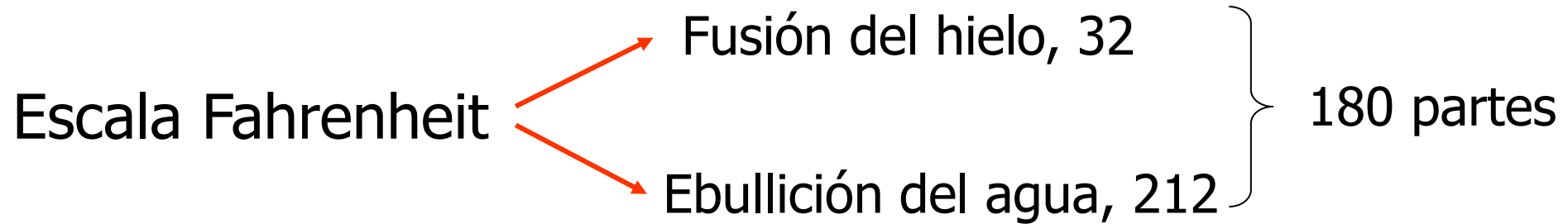
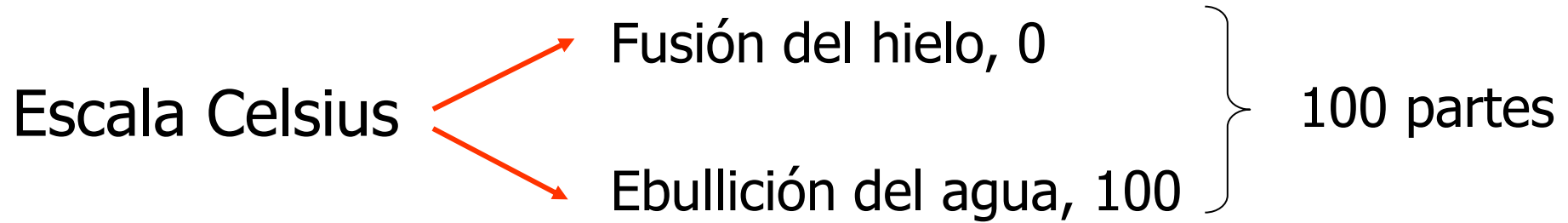
Si ahora colocamos los sistemas A y B en contacto térmico entre sí, encontramos que no se modifican ninguna de las variables termodinámicas, por lo tanto están en "**equilibrio térmico**" uno con el otro

➔ relación transitiva.

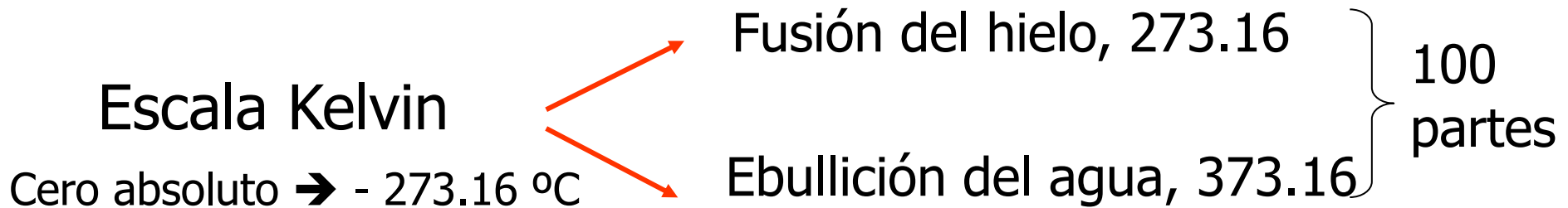
Ley cero: si dos cuerpos están en equilibrio térmico con un tercero, están en equilibrio térmico entre sí.

Corolario: dos sistemas en equilibrio térmico están a la misma temperatura.

Escalas termométricas



$$t(^{\circ}F) = 1,8 \ t(^{\circ}C) + 32$$



$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273,16$$

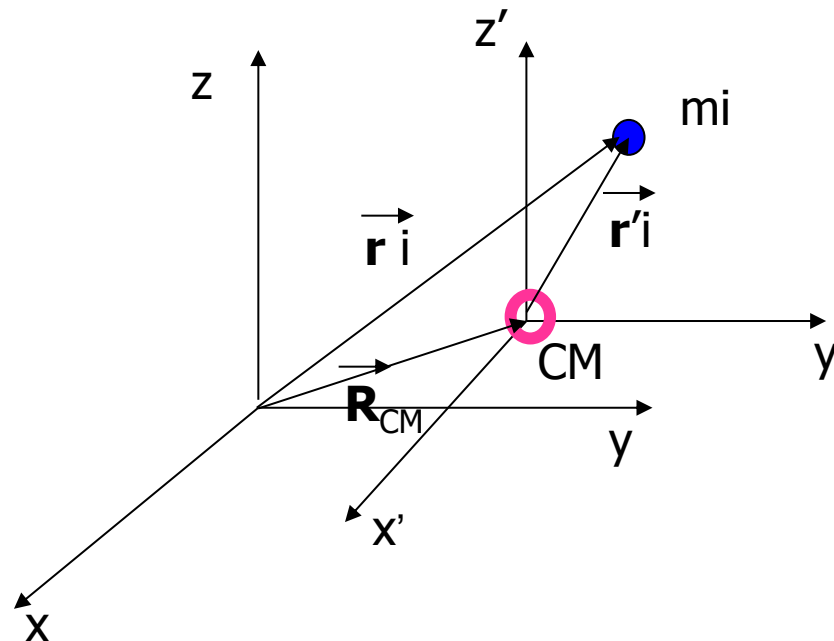
Repasamos conceptos ya vistos:

TEOREMA DE TRABAJO Y ENERGÍA

- Partícula:

$$\Delta E_c = \Sigma W \text{ todas } F$$

- Sistema de partículas:



$$\vec{r}_i = \vec{R}_{CM} + \vec{r}'_i$$

Teorema de trabajo y energía para un sistema de partículas no rígidas

$$\Delta E_c = \Delta E_{c, CM} + \Delta E'_{c, rel} = W_{F \text{ ext}} + W_{F \text{ int}}$$

estados

Procesos de transferencia

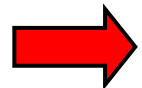
$$\Delta E_c = \Delta E_{c,CM} + \Delta E'_{c,rel} = W_{F \text{ ext}} + W_{F \text{ int}}$$

W_{FC}
 \downarrow
 $-\Delta E_{p,CM}$

W_{FNC}
 \downarrow
 $-\Delta E_{p,int}$

W_{fc}
 \downarrow
 $-\Delta E_{p,int}$

W_{fnc}



$$\underbrace{(\Delta E_{c,CM} + \Delta E_{p,CM})}_{\Delta E_{mec,CM}} + \underbrace{(\Delta E'_{c,rel} + \Delta E_{p,int})}_{\Delta U} = W_{FNC} + W_{fnc}$$

Estado del sistema

Procesos de transferencia

$$\Delta U + \Delta E_{mec, delCM} = \sum W_{F ext, no cons} + \sum W_{F int, no cons}$$

Energía mecánica
interna o microscópica

Energía mecánica
macroscópica

- 1) El término ΔU está compuesto por una energía potencial y una cinética referidas ambas al CM.

Esto significa que dicha energía interna depende en general de las posiciones y velocidades relativas al CM

$$\Delta U = \Delta E'_{\text{c rel}} + \Delta E_{\text{p int}}$$

El término $\Delta E_{\text{p int}}$ está vinculado a los procesos relacionados con dilatación y cambios de estado.

En el caso particular de gases, existe una interpretación cinética de la temperatura a través de la llamada "Teoría cinética de gases"

$$T \propto \langle v^2 \rangle$$

$$T \propto \langle E_{c' \text{ rel}} \rangle$$

Veremos más adelante, por ej., que en el caso de los gases ideales, que por definición no poseen energía potencial de interacción entre sí ($E_{p \text{ int}} = 0$),

$$\Rightarrow \Delta U = \Delta E_{c' \text{ rel}} \propto T$$

2) $\Delta E_{\text{mec del CM}}$, contiene energía cinética y potencial del CM respecto a un sistema de referencia inercial.

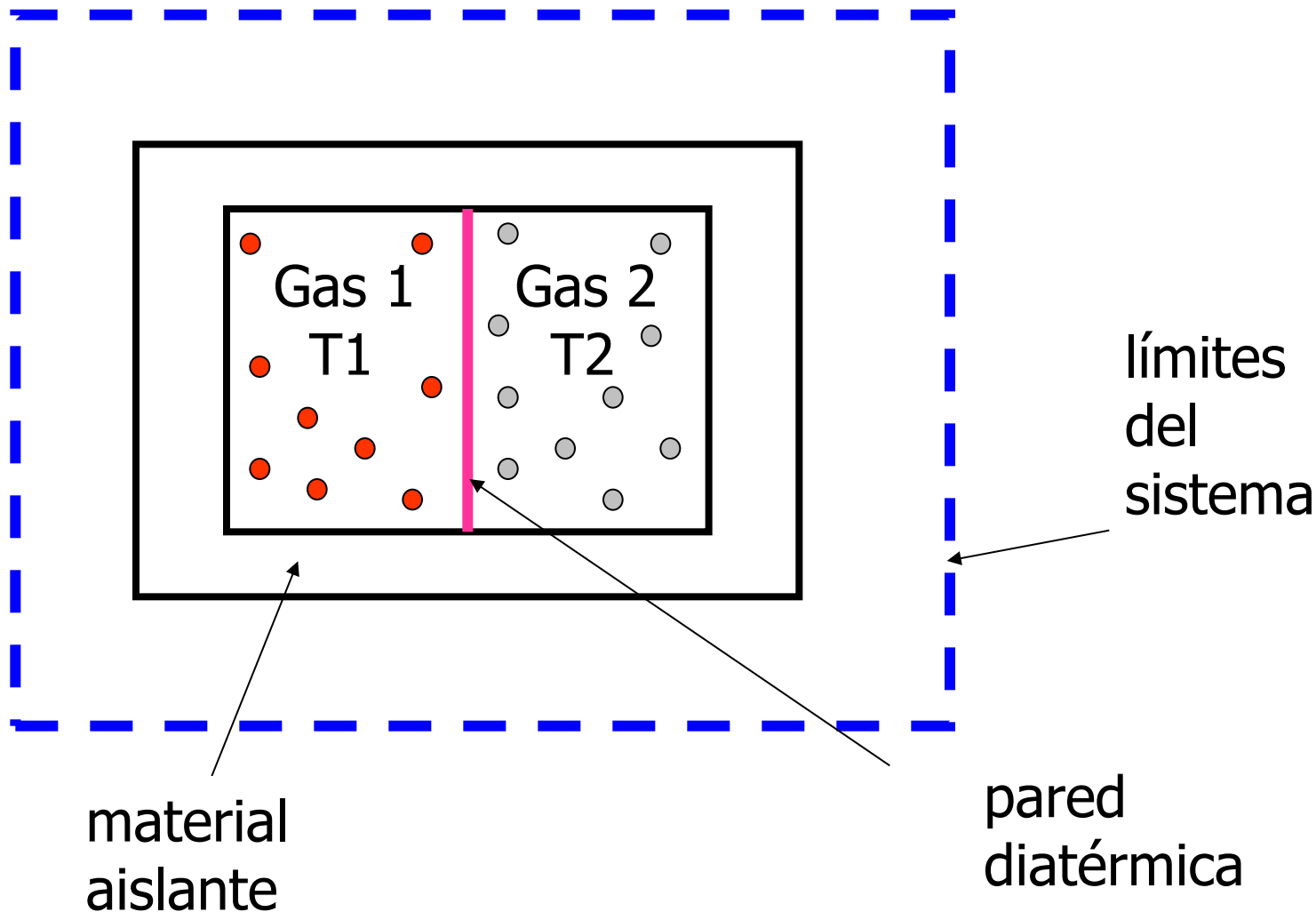
3) $W_{F_{\text{ext. NC}}} + W_{f_{\text{int. NC}}}$, representan procesos de transferencia que cambian el estado del sistema.

¿La única forma de producir variaciones de energía en el 1er miembro es a través de procesos en los que se efectúe trabajo interno o externo no conservativo sobre el sistema?

Se observa que es posible modificar el estado energético de un sistema por procesos que no involucren necesariamente la realización de un trabajo expresable a través de su

definición: $W = \int \vec{F} \cdot d\vec{r}$

Tal es el caso de un sistema en el que dos cuerpos a diferentes temperaturas T_1 y T_2 se ponen en contacto térmico entre sí, separados por una pared diatérmica y aislados del medio externo.



Supongamos $T_1 < T_2$

Si consideramos el sistema formado por (gas 1 + gas 2), veremos que al cabo de un cierto tiempo, alcanzan una temperatura común T , tal que

$$T_1 < T < T_2$$

Dado que el sistema está aislado del exterior, la variación de energía interna de todo el sistema es 0 ($\Delta U_{\text{sist.}} = 0$)

Sin embargo, si observamos el gas 1, su temperatura final T habrá aumentado.

$$\Rightarrow \Delta T (\text{gas 1}) > 0 \Rightarrow \Delta E_{\text{c' rel}} (\text{gas 1}) > 0$$

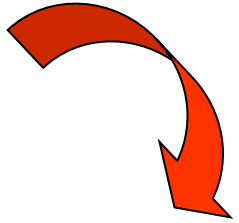
Entonces, se produjo una variación de ΔU (gas 1) sin ningún proceso de trabajo interno o externo.

Para justificar este hecho, debemos agregar un término que explique algún proceso de transferencia de energía adicional de una fuente de mayor temperatura (T_2) a otra de menor valor (T_1), y a este proceso lo llamamos "calor" (Q).

Calor: proceso de transferencia de energía entre dos sistemas que se encuentran a diferente temperatura.

Determina la modificación de la energía interna del sistema y no se puede expresar como trabajo de una fuerza.

⇒ Estamos en condiciones de ampliar la expresión del teorema de trabajo y energía:


$$\Delta U + \Delta E_{mec, del CM} = W_{F\ ext, no\ cons} + W_{F\ int, no\ cons} + Q$$

En muchos casos reales, se cumple en buena aproximación que las fuerzas internas son conservativas, por lo que el último término se anula, quedando la expresión:

$$\Delta U + \Delta E_{mec, del CM} = Q + W$$

En los casos en los que el CM del sistema no altera su energía cinética ni potencial (como en los procesos termodinámicos en gases), la expresión anterior se reduce aun más:

$$\Delta U = Q + W$$

Primer Principio de la Termodinámica

U = energía interna. Es función de estado. No depende del camino utilizado para ir desde el estado inicial hasta el final.

Q = proceso de transferencia de energía: conducción, convección, radiación. No es función de estado.

W = proceso de transferencia de energía: trabajo mecánico, eléctrico, químico, etc. No es función de estado.

Convención de signos:

1) $Q > 0$ cuando entre calor al sistema, lo cual tiende a aumentar la energía interna, $\Delta U > 0$

$W > 0$ cuando se efectúa un trabajo sobre el sistema, lo cual tiende también a aumentar, $\Delta U > 0$ (convención alemana)

2) El trabajo puede ser definido como: $W_{\text{sist}} = \int p \, dV$ (trabajo efectuado por el sistema), es decir, $W = -W_{\text{sist}}$, en cuyo caso la primera ley se escribe:

Primer Principio de la Termodinámica

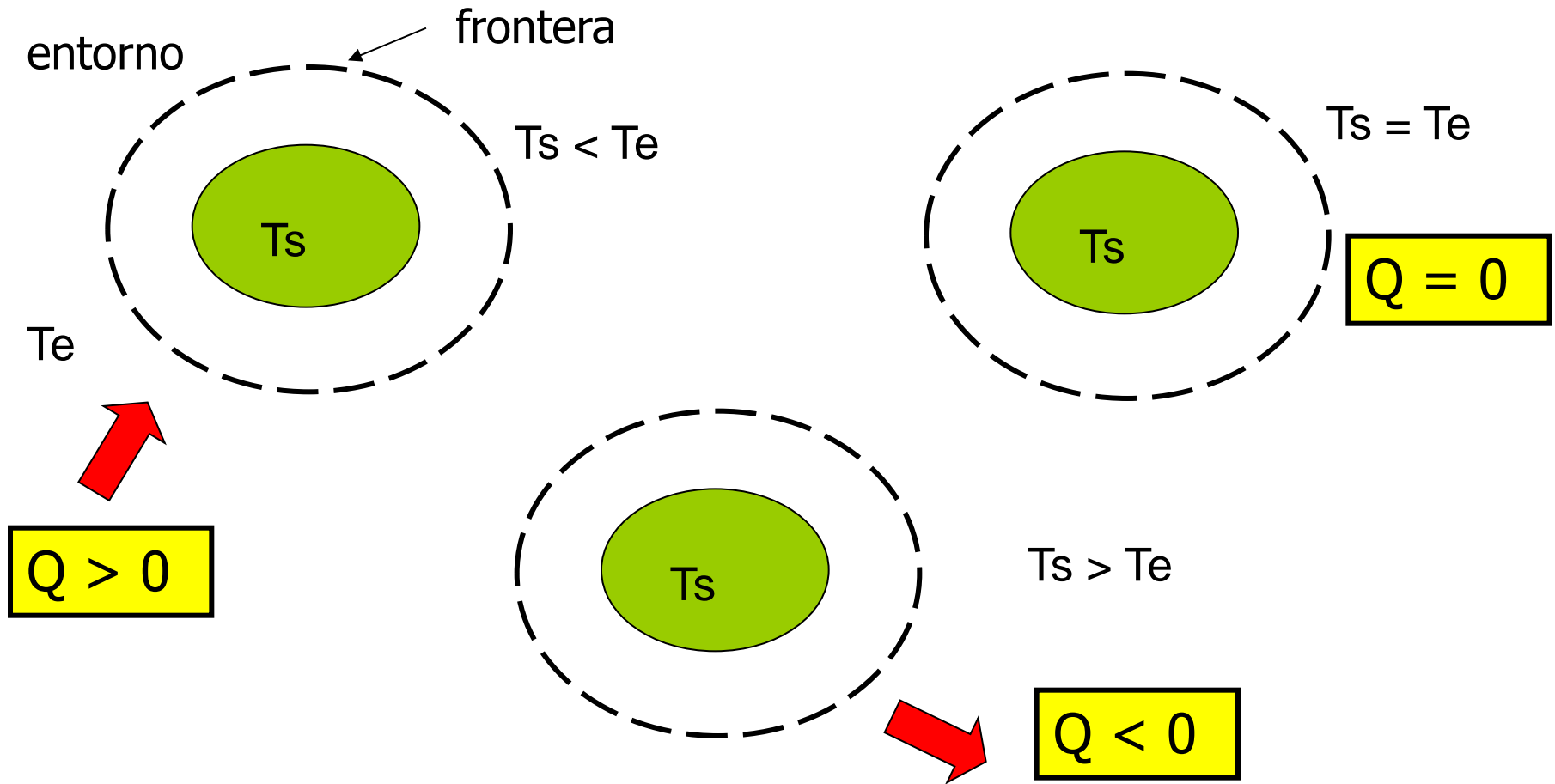
$$\Delta U = Q - W_{sist.}$$

(Convención americana)

Función de
estado

Procesos de
transferencia

“El calor es energía que fluye entre un sistema y su entorno a causa de la diferencia de temperatura entre ellos”

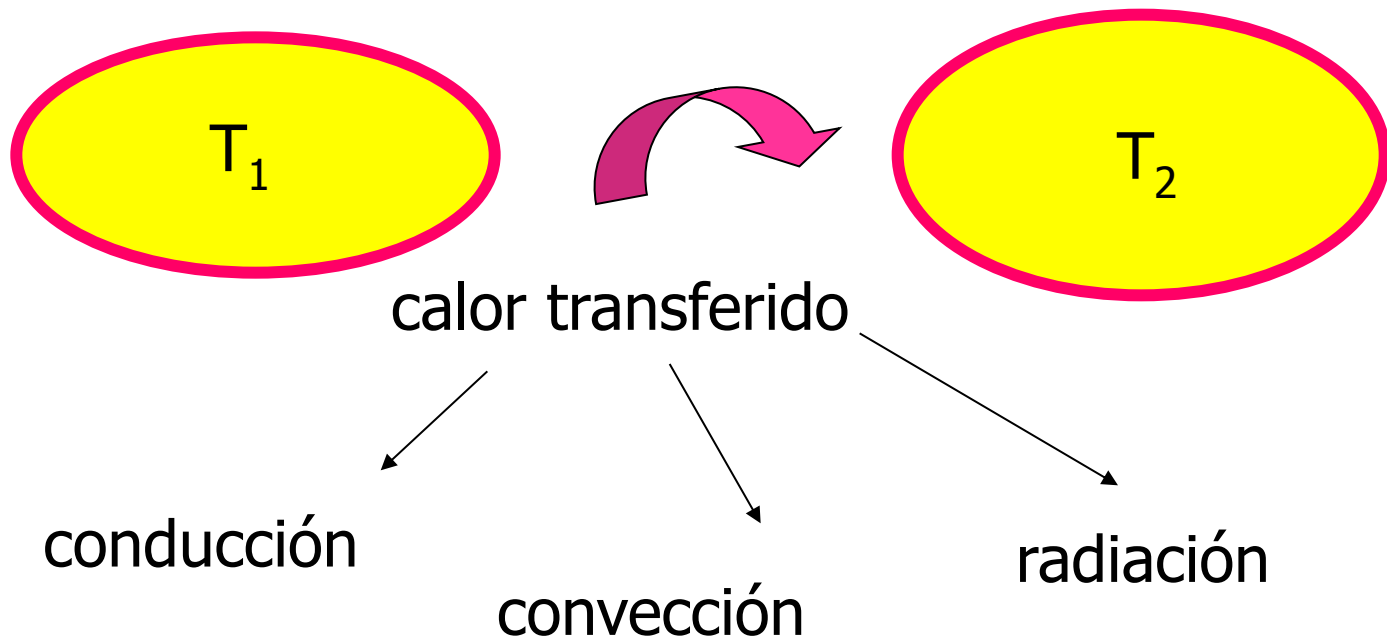


Unidades: $[W]$, $[Q]$ = Joules (MKS), ergios (cgs)

1 Joule = 10^7 ergios

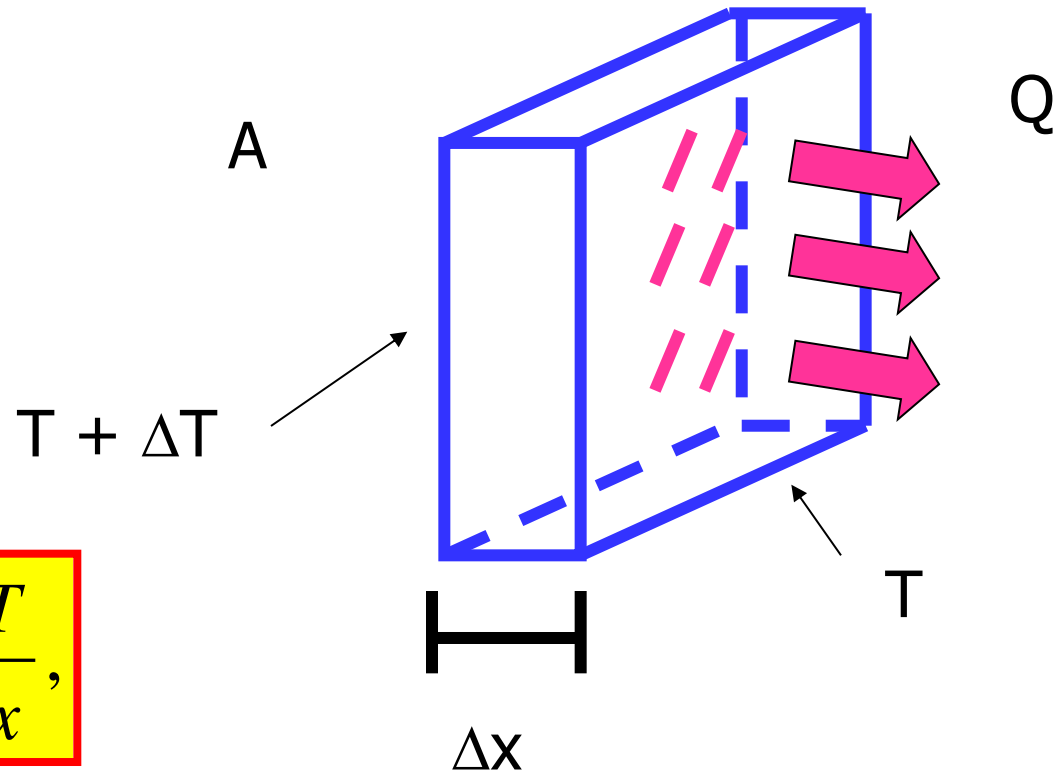
Transferencia de calor

$$T_1 > T_2$$



Conducción:

$$H = \frac{Q}{\Delta t} = -kA \frac{\Delta T}{\Delta x},$$



donde:

H = flujo de transferencia de energía en forma de calor,

k = conductividad térmica (k alto \rightarrow buen conductor térmico; k bajo \rightarrow mal conductor térmico)

A = área de la losa

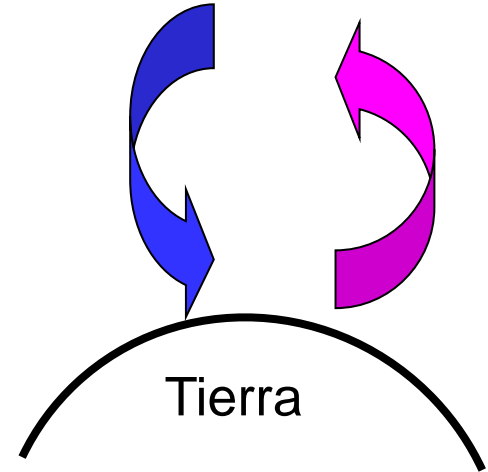
Δx = espesor de la losa

$\Delta T/\Delta x$ = gradiente de temperatura

[H] = joule/seg = Watt

Convección

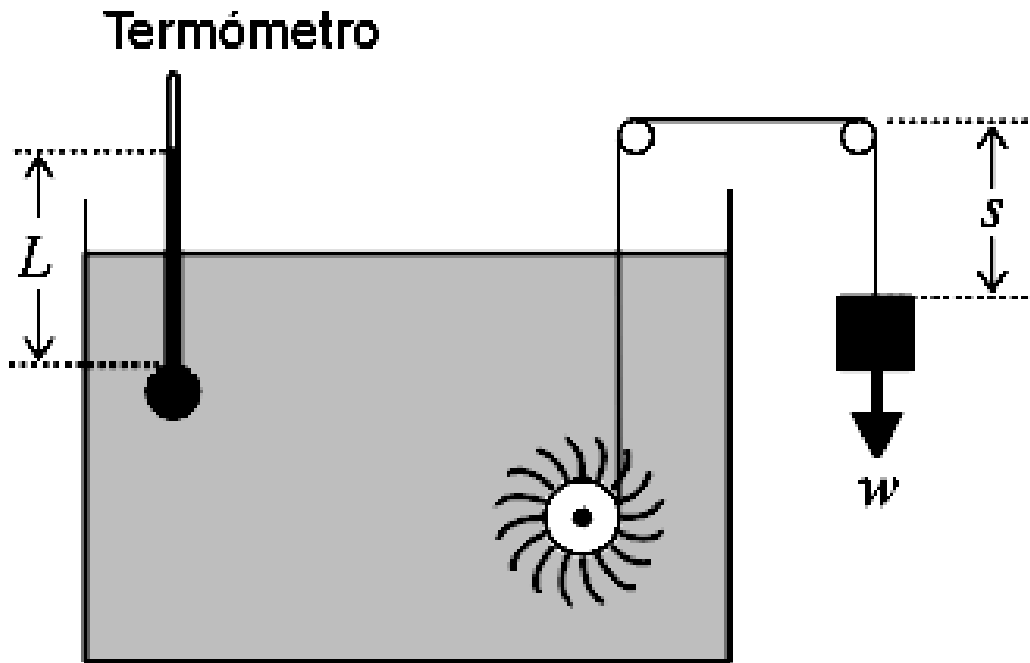
Este tipo de transferencia se produce cuando un fluido (aire, agua) entra en contacto con un objeto cuya temperatura es mayor que la de su ambiente.
Ej.: calefacción de una casa, etc.



Radiación

la energía proveniente del sol llega a nosotros debido a las ondas electromagnéticas que se desplazan libremente por el casi vacío del espacio.

Experiencia de Joule



“equivalente mecánico del calor”, o mejor dicho

“equivalente mecánico de la energía interna”

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ Joules}$$

Caloría = cantidad de energía calorífica necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua en 1 °C, a una presión normal de una atmósfera

$$\Delta U = Q - W \text{ sistema}$$

“La energía interna ΔU de un sistema puede elevarse transfiriéndole calor desde una fuente a mayor temperatura o realizando un trabajo sobre él”.

Capacidad calorífica

$$C' = \frac{Q}{\Delta T}$$

Es la relación que existe entre la transferencia de energía por calor y la variación de temperatura producida en cierto material. Depende del material y de su masa.

Para independizarnos de la masa del material, definimos:
Capacidad calorífica específica o calor específico

$$c' = \frac{Q}{m \Delta T}$$

que es característica de cada sustancia particular.

Tabla

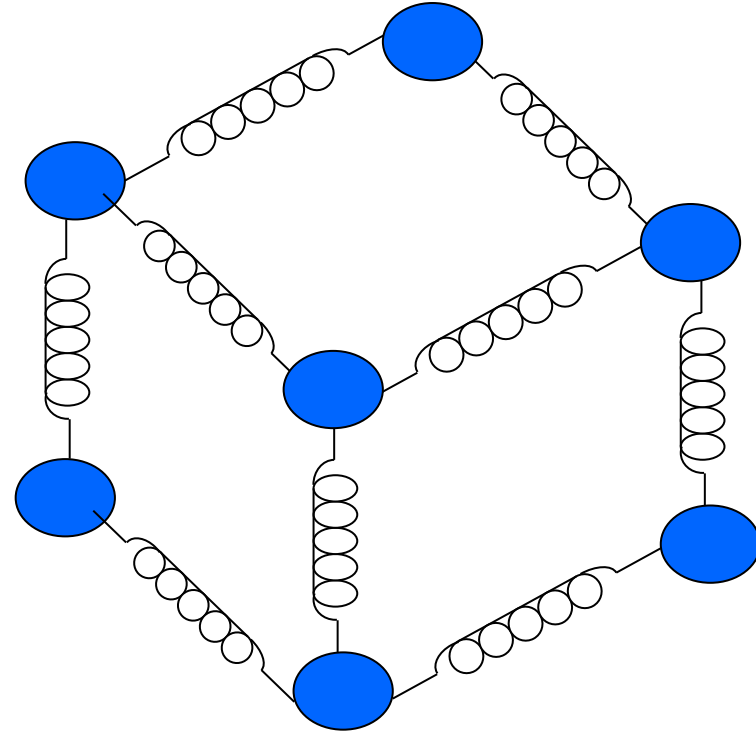
sustancia Calor específico [Kcal/Kg°C]

Agua	1
aluminio	0.215
Cobre	0.0923
Oro	0.0301
Plata	0.0558
Plomo	0.0305
Zinc	0.0928

Dilatación

Un cuerpo sólido se puede imaginar como un bastidor de resortes.
Si T aumenta, los átomos vibran con mayor amplitud
y aumenta la distancia promedio entre ellos.
Microscópicamente aumenta la distancia de separación

\Rightarrow aparece ΔE_p rel.



Dado un objeto para el que la longitud sea la dimensión más importante (por ej. una barra) de longitud inicial L_0 , una variación de temperatura ΔT provocará un cambio de longitud ΔL dado por la expresión:

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

donde α = coeficiente de dilatación lineal

L_0 = longitud inicial

ΔT = variación de temperatura

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

donde α = coeficiente de dilatación lineal

L_0 = longitud inicial

ΔT = variación de temperatura





Entonces:

$$L_f = L_0 + \Delta L = L_0 + \alpha L_0 \Delta T = L_0 (1 + \alpha \Delta T)$$

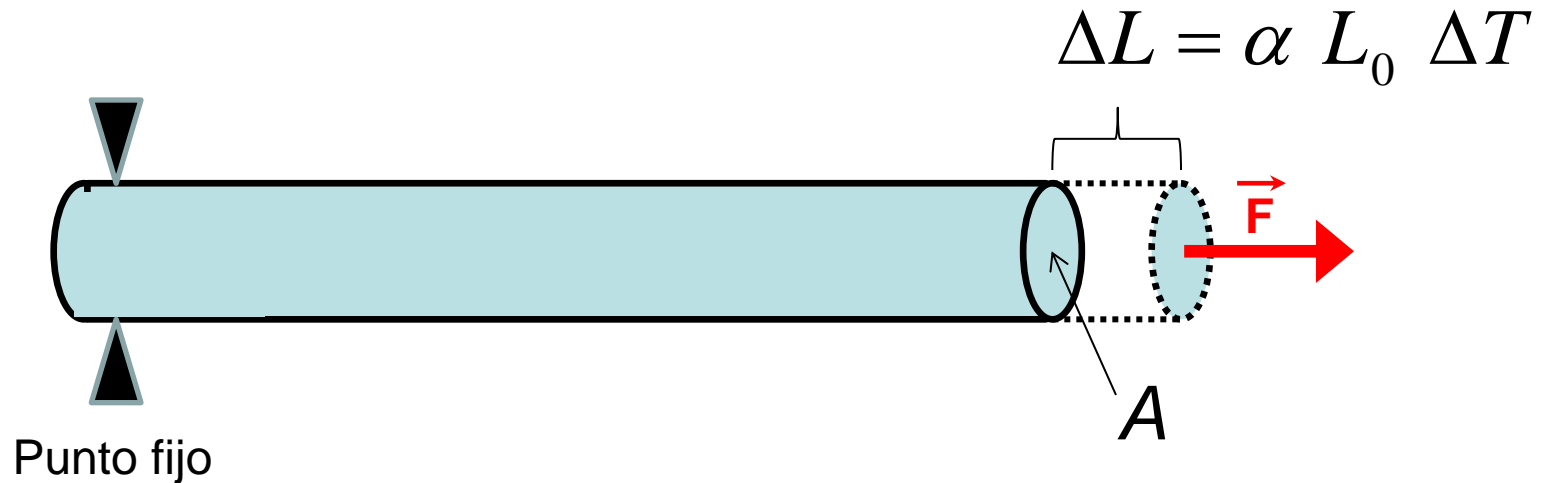
Si tuviéramos un objeto cuya dimensión importante fuera el área, frente a un cambio de T obtendríamos:

$$\Delta A = 2 \alpha A_0 \Delta T$$

Análogamente, si tuviéramos un objeto tridimensional:

$$\Delta V = 3 \alpha V_0 \Delta T$$

Trabajo en una expansión



Una barra sufre una expansión ΔL al incrementarse su temperatura en ΔT . Si la presión en el exterior de la barra es P , la barra ejercerá una fuerza sobre su entorno igual a $F = P A$ en la dirección indicada en la figura. Por lo tanto, el trabajo realizado por la barra será

$$W = \int \vec{F} \cdot d\vec{s} = F \Delta L = P A \Delta L = P \Delta V$$

Trabajo en una expansión



$$W = \int \vec{F} \cdot d\vec{s} = \int P A ds = \int P dV$$

$$W = \int P dV$$

Primer Principio de la Termodinámica

$$\Delta U = Q - W_{sist}$$

U = energía interna. Es función de estado. No depende del camino utilizado para ir desde el estado inicial hasta el final.

Q = proceso de transferencia de energía: conducción, convección, radiación. No es función de estado.

W = proceso de transferencia de energía: trabajo realizado por el sistema (mecánico, eléctrico, químico, etc). No es función de estado.

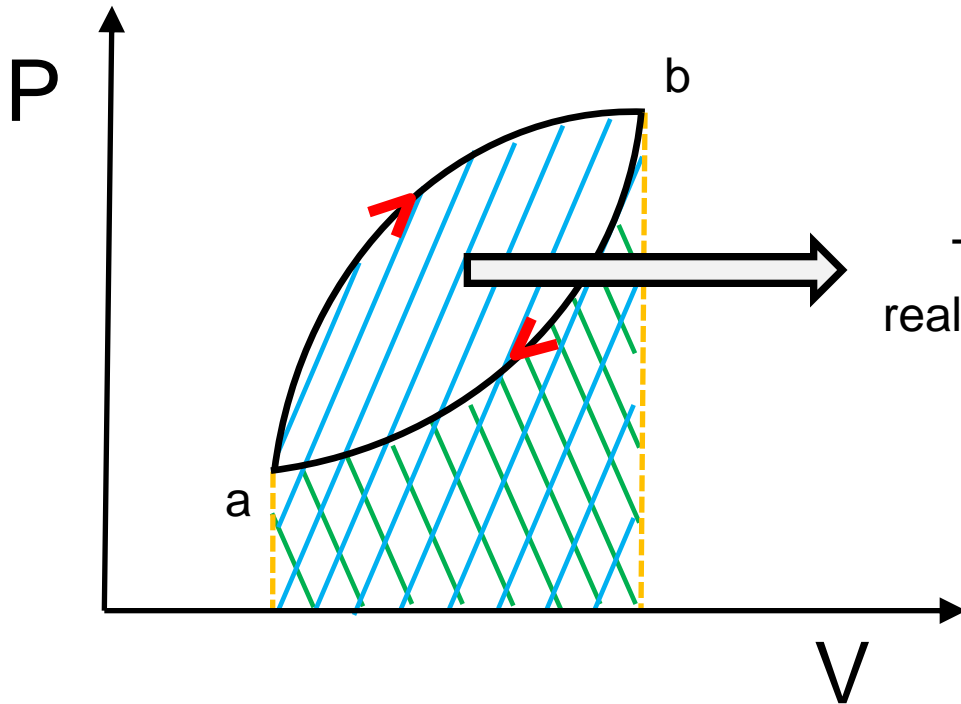
Función de estado

En termodinámica, una función de estado o variable de estado es una magnitud física macroscópica que caracteriza el estado de un sistema en equilibrio, y que no depende de la forma en que el sistema llegó a dicho estado.

El valor de una función de estado sólo depende del estado termodinámico actual en que se encuentre el sistema, sin importar cómo llegó a él.

Trabajo en un proceso

$$W = \int P dV$$



TRABAJO NETO
realizado por el sistema



Trabajo realizado por el sistema en una expansión $\rightarrow W_{ab} > 0$

Trabajo realizado por el sistema en una compresión $\rightarrow W_{ba} < 0$

En el ejemplo, el calor entregado al sistema Q es positivo