

# Física I

## Clase 7 -MII 2022

Prof. Susana Conconi

- *La materia como un sistema de partículas.*
- *Variables intensivas y extensivas.*
- *Temperatura, energía interna y calor.*
- *Principio Cero de la termodinámica.*
- *Dilatación térmica de sólidos.*
- *Mecanismos de transferencia de energía en forma de calor.*
- *Primer Principio de la Termodinámica.*
- *Trabajo y calor como procesos de transferencia de energía.*

Visto hasta ahora:

**Leyes de Newton**



**Teorema Trabajo-Energía**



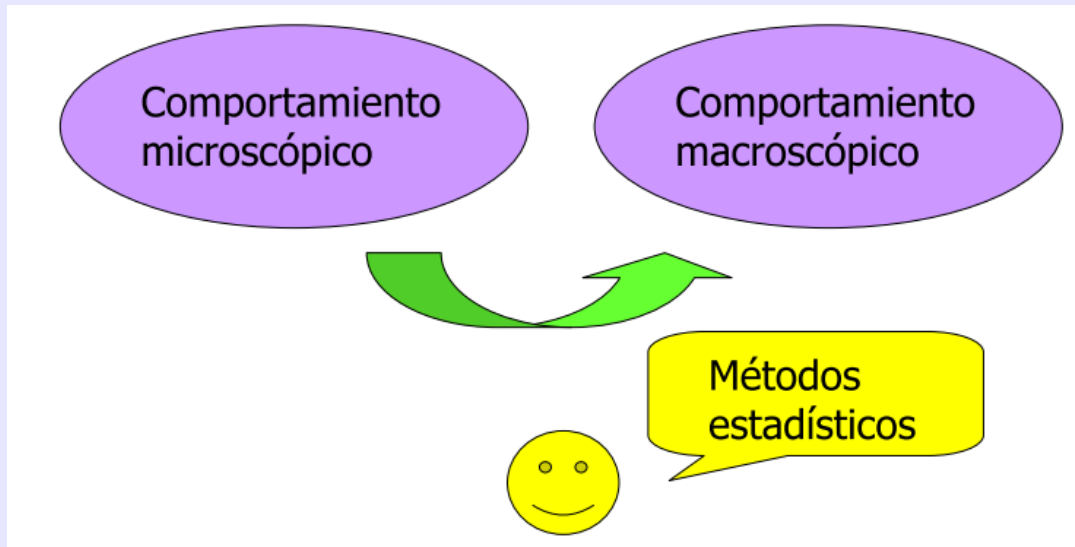
**3 modelos físicos:**

- **Partícula**
- **Sistema de partículas**
- **Cuerpo Rígido**

Cuando el sistema tiene muchas partículas (por ejemplo un mol de partículas), se necesitan  $6 \times 10^{23}$  coordenadas y velocidades para describir al sistema.

Más que el comportamiento **microscópico** interesa el **macroscópico**

**Variables macroscópicas:** se calculan los valores medios de las magnitudes dinámicas en vez de los valores individuales



Estudiaremos sistemas **simples**, definidos como sistemas macroscópicos, **homogéneos, isótropos**, desprovistos de carga eléctrica, que sean lo suficientemente grandes para que los efectos de frontera puedan ser ignorados, y que no se encuentran bajo la acción de campos eléctricos, magnéticos o gravitacionales y químicamente neutros.

El sistema termodinámico más simple se compone de una **masa constante de un fluido isótropo puro en el que no existen cambios por reacciones químicas o campos externos**. Ej: un mol de un gas.

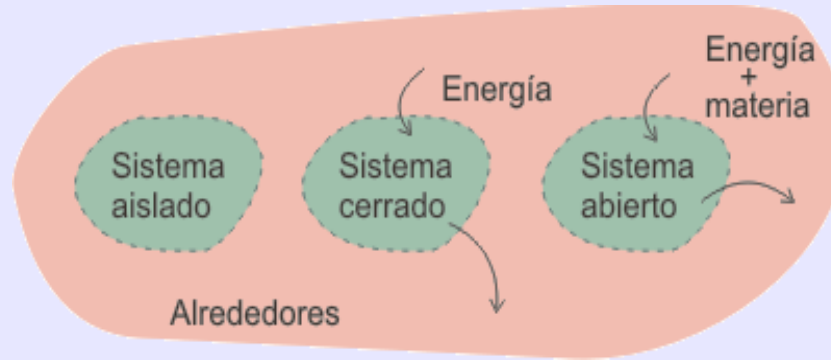
Un **sistema termodinámico** (también llamado *sustancia de trabajo*) es la **parte del universo objeto de estudio**. Puede ser una célula, una persona, el vapor de una máquina de vapor, la mezcla de gasolina y aire en un motor térmico, la atmósfera terrestre, etc. Puede estar separado del resto del universo (denominado **alrededores del sistema**) por paredes reales o imaginarias.

Las paredes que separan un sistema de sus alrededores pueden ser aislantes (llamadas **paredes adiabáticas**) o permitir el flujo de calor (**diatérmicas**).

**Sistema aislado**: no intercambia ni materia ni energía con los alrededores. Ej. : un termo ideal (aislado y de paredes rígidas).

**Sistema cerrado**: intercambia energía (**calor** y **trabajo**) pero no materia con los alrededores (su masa permanece constante).

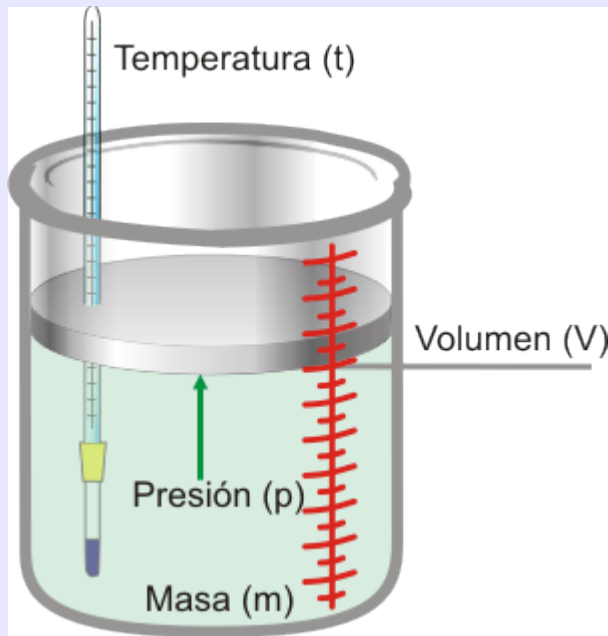
**Sistema abierto**: intercambia energía y materia con los alrededores. Ej. : el cuerpo humano



## ¿Que es la termodinámica?

La termodinámica se ocupa de la energía y sus transformaciones desde un punto de vista macroscópico.

Estudia las relaciones que existen entre los procesos de transferencia de energía que modifican las variables macroscópicas medibles de sistemas termodinámicos y sus relaciones con las variables microscópicas



### 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  $T$

## Volumen:

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

## Presión:

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

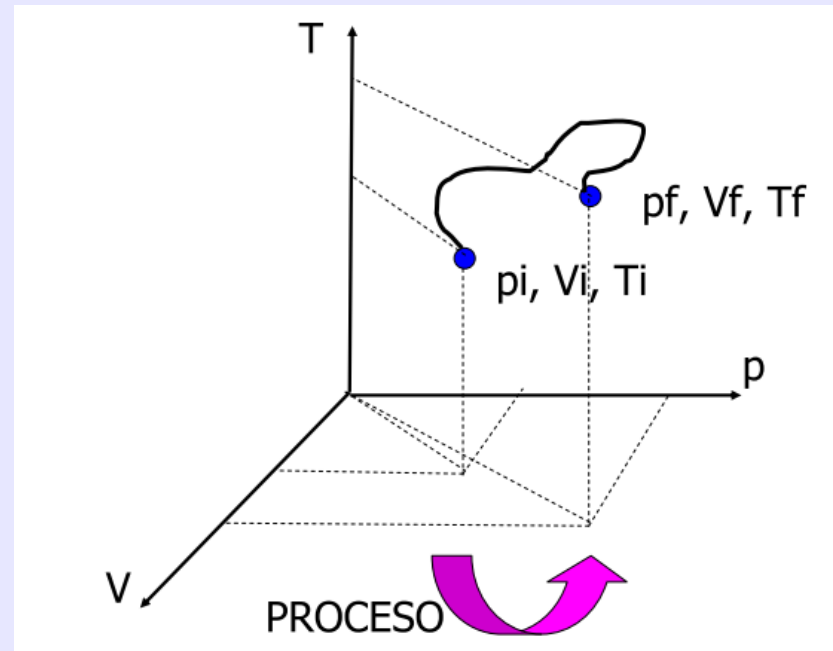
## Temperatura:

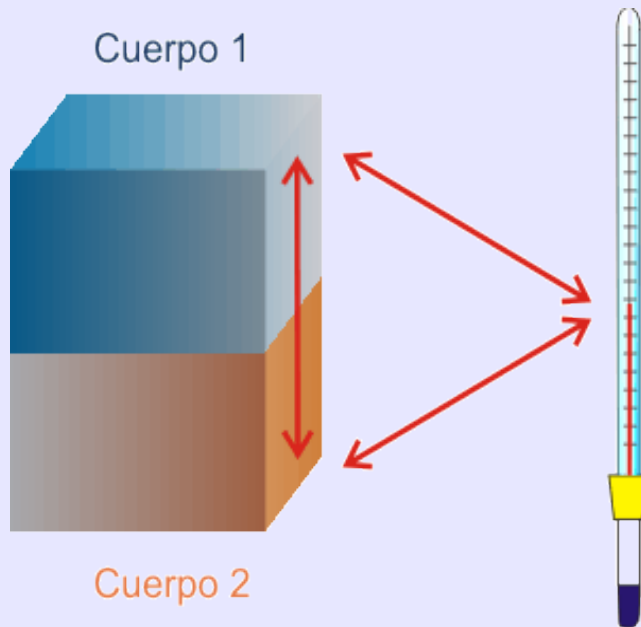
Microscópicamente la temperatura de un sistema está relacionada con la energía cinética que tienen las moléculas que lo constituyen. Macroscópicamente, es una magnitud que determina el sentido en que se produce el flujo de calor cuando dos cuerpos se ponen en contacto

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:





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

Entonces:

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

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

12

El **calor** (representado con la letra  $Q$ ) es la **energía transferida** de un sistema a otro (o de un sistema a sus alrededores) debido a una **diferencia de temperatura** entre ellos. El calor que absorbe o cede un sistema termodinámico **depende del tipo de transformación (camino)** que ha experimentado dicho sistema: **No es función de estado**

**Los cuerpos no almacenan calor** sino **energía interna**. El calor es por tanto la transferencia de parte de dicha energía interna de un sistema a otro, con la condición de que ambos estén a diferente temperatura.



## Principio Cero de la Termodinámica

- (a) Dos sistemas aislados A y B, que son puestos en contacto térmico acaban estando en equilibrio térmico.
- (b) Si A está en equilibrio térmico con B y B está en equilibrio térmico con C, A y C están en equilibrio térmico.

La única magnitud común a las partículas es su estado de movimiento respecto al CM,

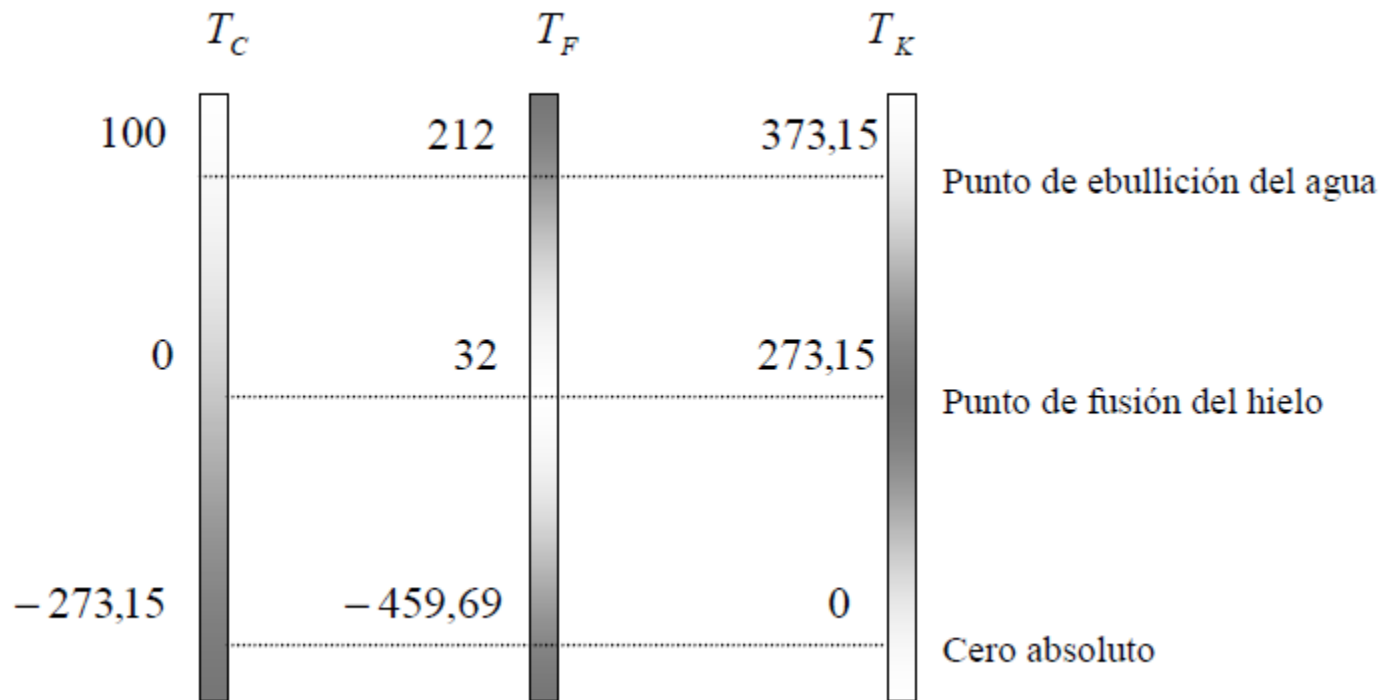
⇒ **T** está asociada a  **$E_{c, \text{rel CM}}$**  promedio

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

# Escalas termométricas

$$T_F = \frac{9}{5}T_C + 32.$$

$$T_K = T_C + 273,15.$$



Comparación entre las escalas de temperaturas Kelvin, Celcius y Fahrenheit.

Conceptos previos:

## Teorema de trabajo y energía para un sistema de partículas

El teorema de trabajo-energía cinética para un sistema de partículas era:

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

↑  
estados

Procesos de transferencia

♦ El término

$$E_{c,CM} = \frac{1}{2} M V_{CM}^2$$



representa la energía cinética del CM y depende del sistema de coordenadas asociado al sistema inercial S.

♦ El término

$$E'_{c,rel} = \sum_i \frac{1}{2} m_i v_{i,CM}^2$$

depende sólo de las velocidades de las partículas respecto al CM y no depende del sistema de coordenadas asociado al sistema inercial S.

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

“Energía macroscópica”   “Energía interna” (microscópica)

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

- 1) El término  $\Delta U$  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

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

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

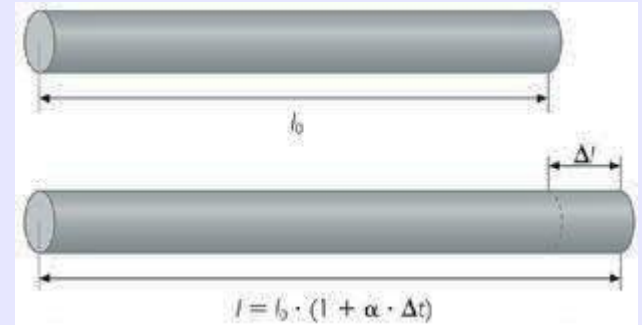
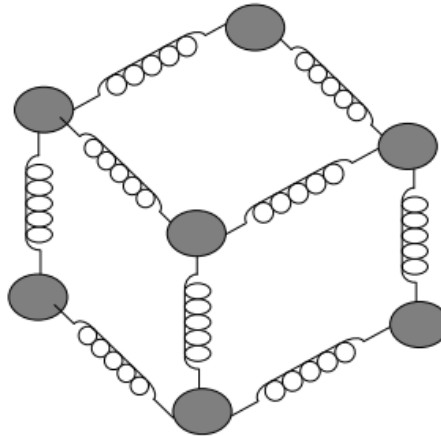
- 2)  $\Delta E_{mec del CM}$ , contiene energía cinética y potencial del CM respecto a un sistema de referencia inercial.

- 3)  $W_{F ext. NC} + W_{f int. NC}$ , representan procesos de transferencia que cambian el estado del sistema.

# 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

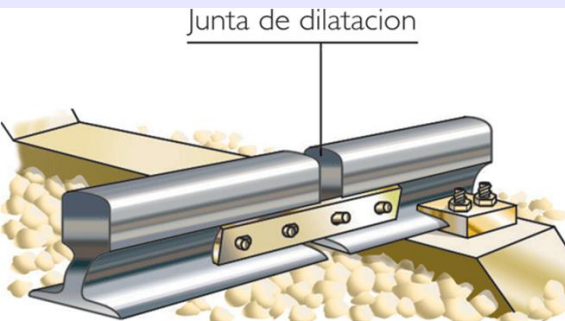
⇒ aparece  $\Delta E_p$  rel.



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  $\Delta T$  provocará un cambio de longitud  $\Delta L$  dado por la expresión:

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

donde  $\alpha$  = coeficiente de dilatación lineal  
 $L_0$  = longitud inicial  
 $\Delta T$  = variación de temperatura



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

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:

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



### ***Ej: Llantas de automóviles***

El aire contenido dentro de las ruedas de los autos, en verano al aumentar la temperatura se dilata aumentando su volumen, por lo que las ruedas de los autos quedan más infladas en verano que en invierno. También se dilatan luego de mucho tiempo de andar, por elevarse la temperatura por la fricción contra el asfalto.

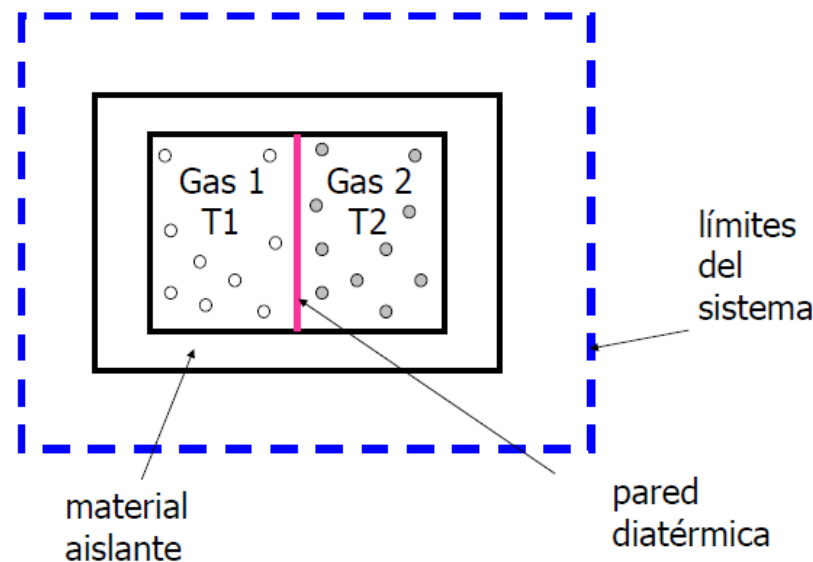
$$\Delta U + \Delta E_{mec, del CM} = \sum W_{F ext, no cons} + \sum W_{F int, no cons}$$

*¿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.

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


Entonces, se produjo una variación de  $\Delta U$  (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:


$$\Delta U + \Delta E_{mec, del CM} = W_{F_{ext}, nocons} + W_{F_{int}, nocons} + Q$$

$$\Delta U + \Delta E_{mec, del CM} = W_{F_{ext}, nocons} + W_{F_{int}, nocons} + Q$$

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

(W es el trabajo de fuerzas externas no conservativas)

$U$  = 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 entra 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:

$$\Delta U = Q - W$$

La que usaremos nosotros

# PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINAMICA

(Convención americana)

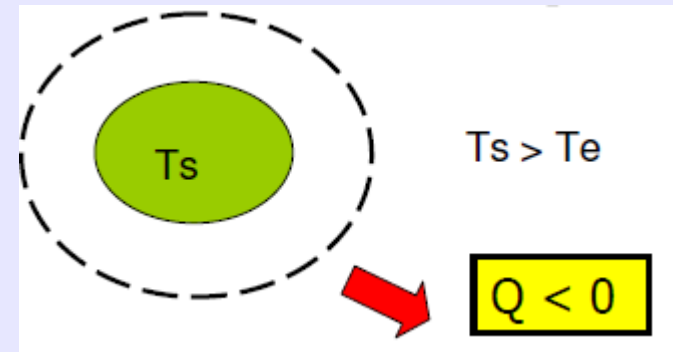
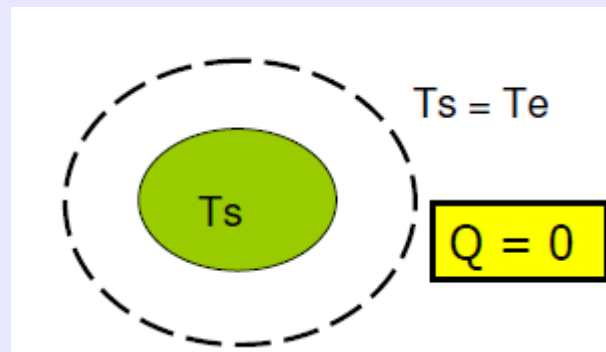
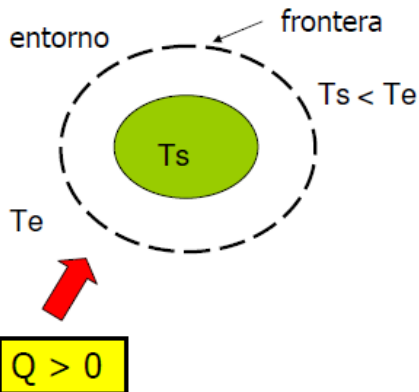
$$\Delta U = Q - W_{sist.}$$

Función de estado

Procesos de transferencia

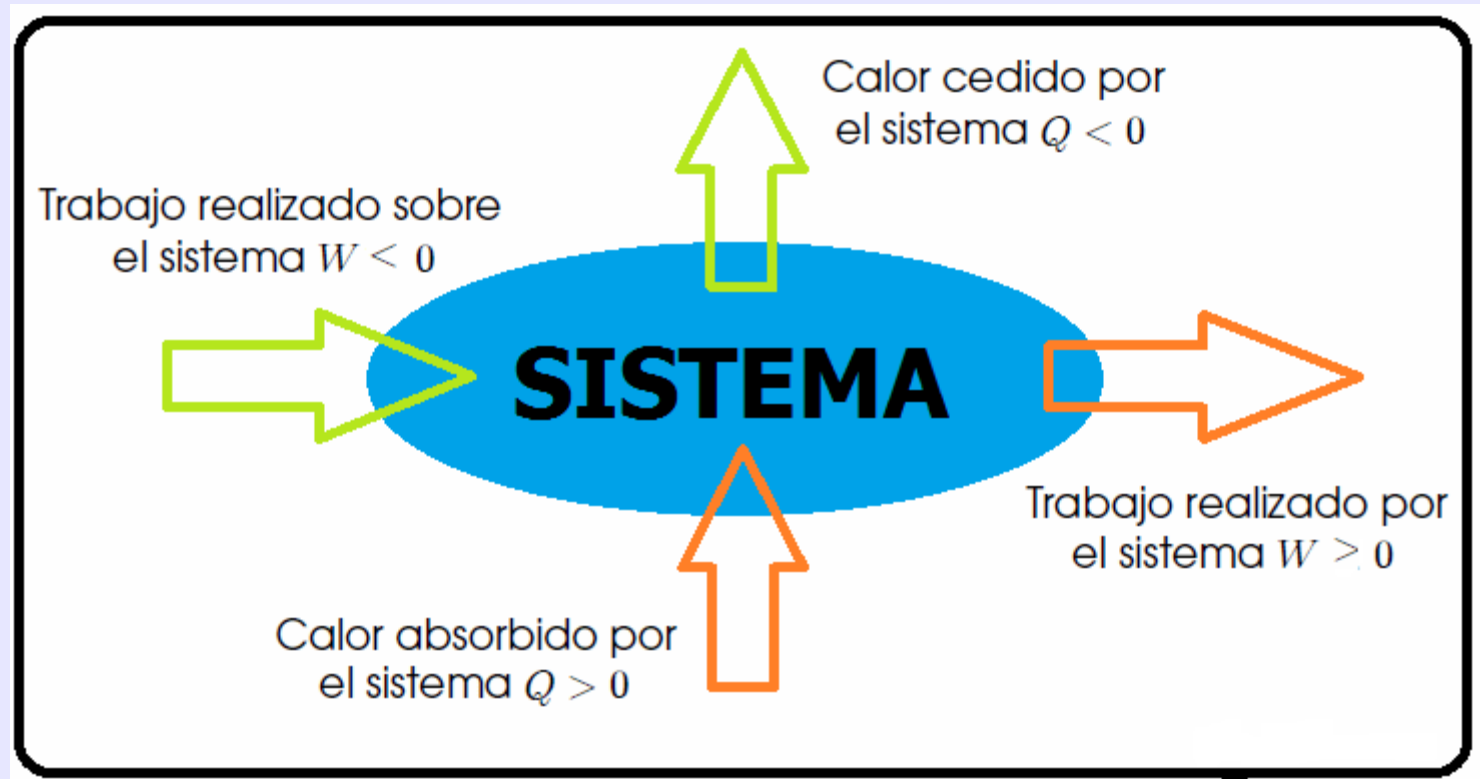
El **calor** es la **energía** que fluye entre un sistema y su entorno a causa de la diferencia de temperatura entre ellos

El **trabajo realizado por el sistema** es el que realiza este sobre el entorno ( **$W_{sis} > 0$**  si lo realiza éste, Ej, expansión de un globo).



Unidades:  $[W]$ ,  $[Q] = \text{Joules (MKS), ergios (cgs)}$

$1 \text{ Joule} = 10^7 \text{ ergios}$



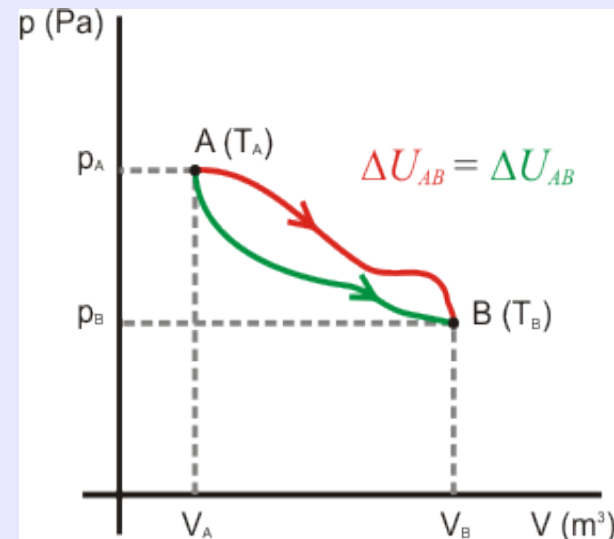
# Energía interna (U):

Magnitud que designa la **energía almacenada** por un sistema de partículas.

Es el resultado de la contribución de la energía cinética de las moléculas o átomos que lo constituyen, de sus energías de rotación, traslación y vibración, además de la energía potencial intermolecular debida a las fuerzas de tipo gravitatorio, electromagnético y nuclear.

Es una **función de estado**: su variación entre dos estados es independiente de la transformación que los conecte, sólo depende del estado inicial y del estado final.

Es función de la **temperatura**,

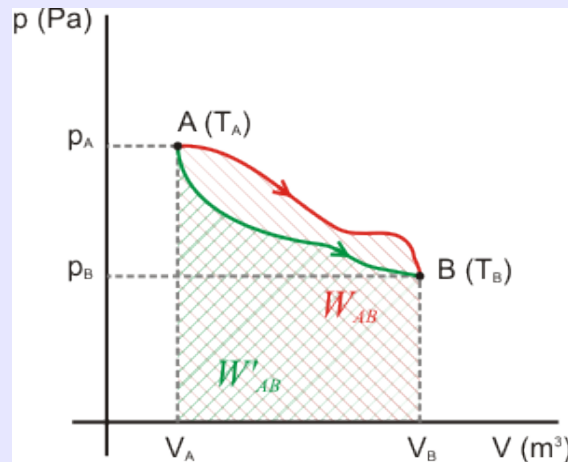
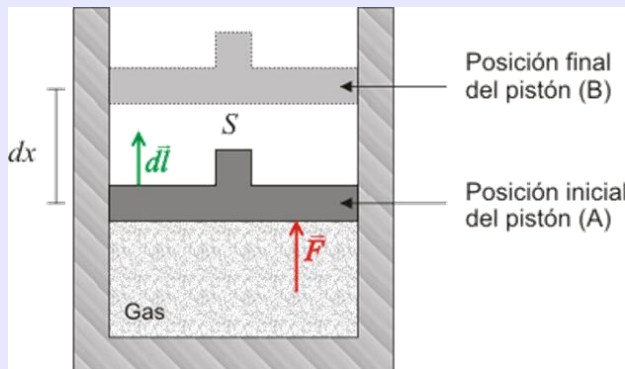


**Trabajo** en un sistema termodinámico,

$$W_{AB} = \int_{V_A}^{V_B} p dV$$

Para calcular el trabajo realizado por un sistema partir de la integral es necesario conocer la función que relaciona la presión con el volumen, es decir,  $p(V)$ , y esta función depende del proceso seguido por el gas.

Si representamos en un diagrama p-V los estados inicial (A) y final (B), **el trabajo es el área encerrada bajo la curva** que representa la transformación experimentada por el sistema.



El trabajo intercambiado por un gas **depende de la transformación (camino)** que realiza para ir desde el estado inicial al estado final.

El **trabajo es positivo** cuando lo **realiza el sistema** (expansión) y **negativo** cuando el **exterior lo realiza contra el sistema** (compresión).



## Experiencia de joule: Equivalente mecánico del calor

En un primer momento se pensaba que el calor era un fluido (denominado calórico) que impregnaba los cuerpos y era responsable del calor que éstos intercambiaban al ser puestos en contacto.

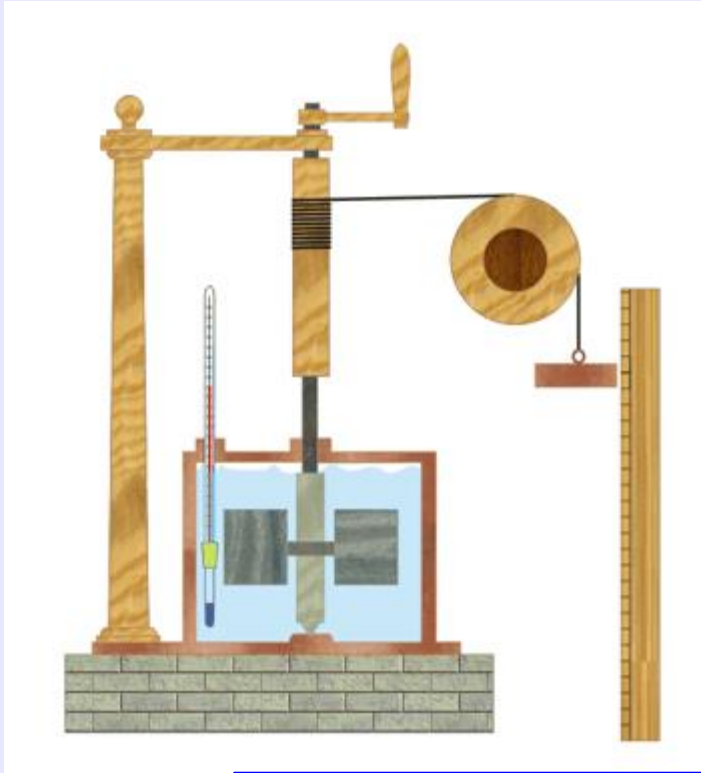
En el siglo XIX, **Joule** ideó un experimento para demostrar que el calor no era más que una forma de energía, y que se podía obtener a partir de la energía mecánica. Dicho experimento se conoce como **experimento de Joule** para determinar el **equivalente mecánico del calor**.

Antes del experimento de Joule se pensaba que calor y energía eran dos magnitudes diferentes, por eso las unidades en que se medían ambas eran también distintas. La unidad de calor que se empleaba era la **caloría**.

**Una caloría es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua destilada desde 14.5°C a 15.5°C..**

Joule se propuso demostrar que se podía elevar la temperatura del agua transfiriéndole energía mecánica.

En el interior de un recipiente introdujo 1 kg de agua a 14.5 °C.



Al recipiente se le acoplan unas paletas conectadas mediante una cuerda con una masa que puede caer. Conforme la masa cae **a velocidad constante**, las paletas giran, por lo que se convierte la **energía potencial gravitatoria** de la masa en energía para hacer girar las paletas. Debido a este giro, **el agua aumenta de temperatura** (el giro de las paletas se transforma en calor).

Lo que encontró Joule fue que, para elevar la temperatura del kilogramo de agua hasta 15.5°C (es decir, para conseguir una energía de 1000 calorías), la energía potencial de la masa debía disminuir en 4180 Julios. Por tanto, la equivalencia entre unidades de calor y energía es:

$$4180 \text{ J} = 1000 \text{ cal} = 1 \text{ kcal} \rightarrow 1 \text{ cal} = 4.18 \text{ J}$$

El descubrimiento de Joule llevó a la teoría de la **conservación de la energía** lo que a su vez condujo al desarrollo del **Primer Principio de la Termodinámica**.

## 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

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

Es característico de **cada sustancia** y **depende del proceso de transferencia** de calor (camino recorrido). Para sólidos y líquidos, usualmente se miden y tabulan medidos a **Presión constante**, (la atmosférica)

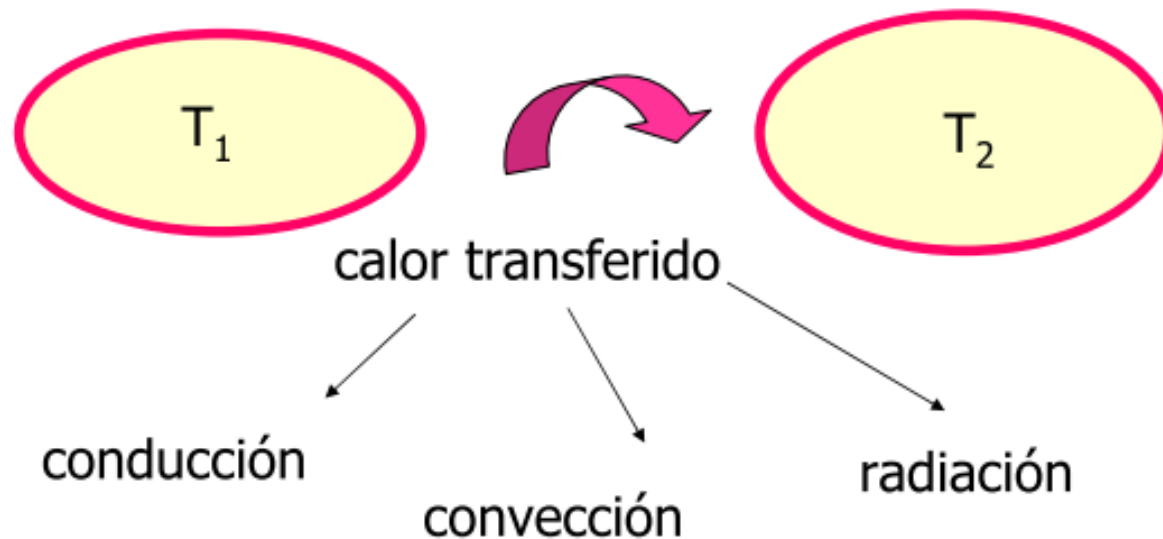
Para los gases se definen dos capacidades caloríficas: a **volumen constante** ( $C_v$ ), y a **presión constante** ( $C_p$ ).

# A P cte

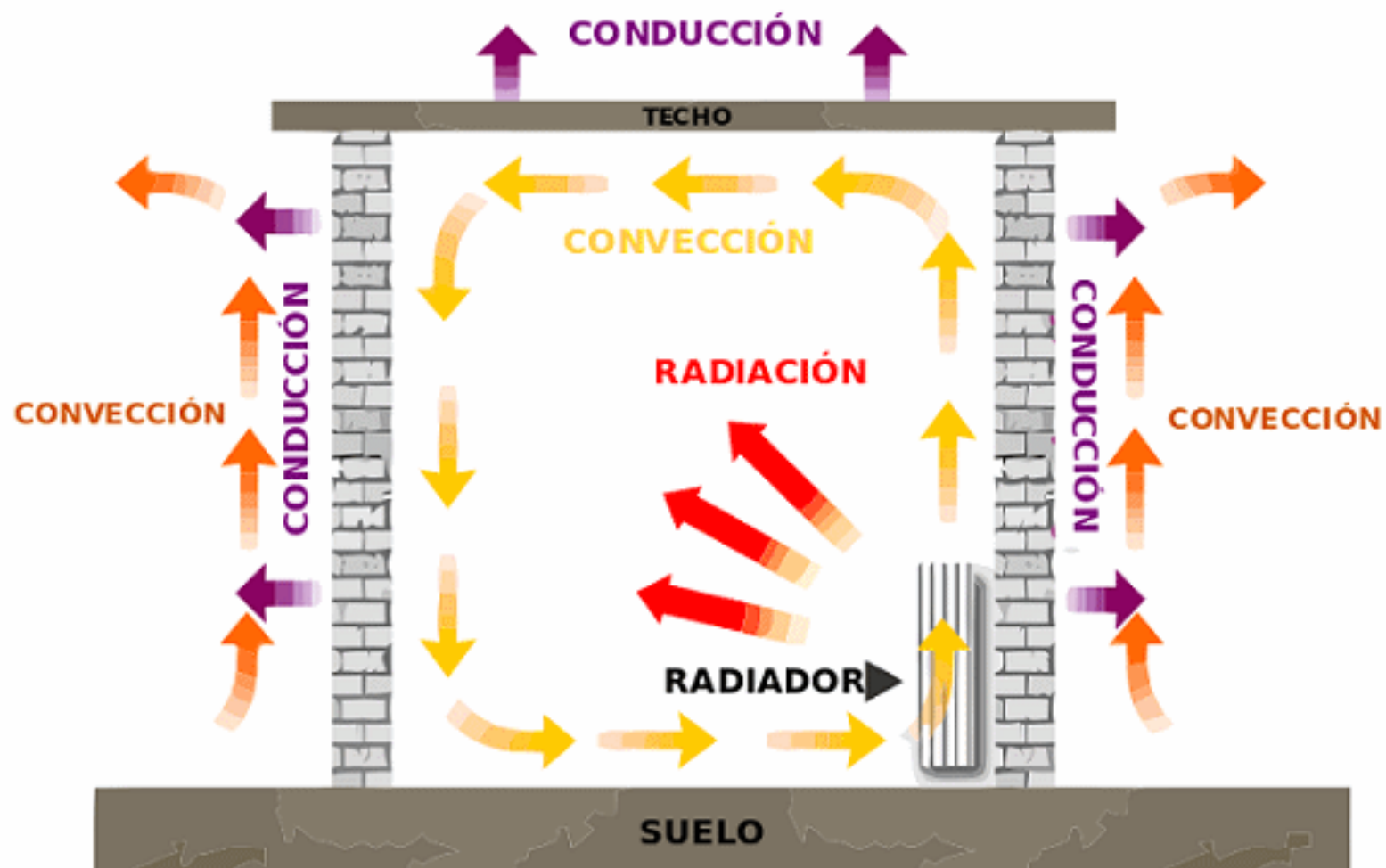
sustancia	Calor específico [Kcal/Kg°C]
Agua	1
aluminio	0.215
Cobre	0.0923
Oro	0.0301
Plata	0.0558
Plomo	0.0305
Zinc	0.0928

# Transferencia de calor

$$T_1 > T_2$$

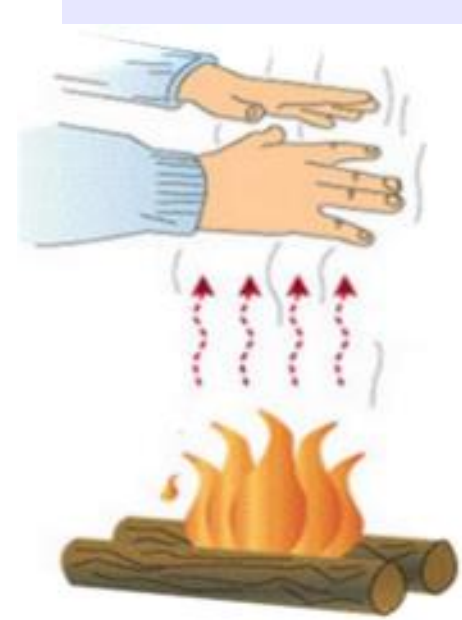
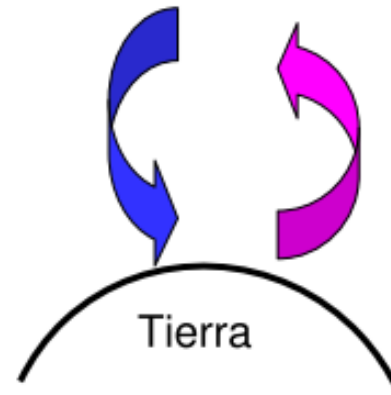


El calor se transfiere básicamente por tres procesos distintos; conducción, convección y radiación. En la naturaleza, todos los mecanismos de transmisión intervienen simultáneamente con distintos grados de importancia. Diseñando los experimentos adecuadamente, es posible lograr que sólo uno de ellos sea el dominante.



# 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.



Aunque los líquidos y los gases no suelen ser muy buenos conductores de calor, pueden transmitirlo eficientemente por convección.

Se caracteriza por:

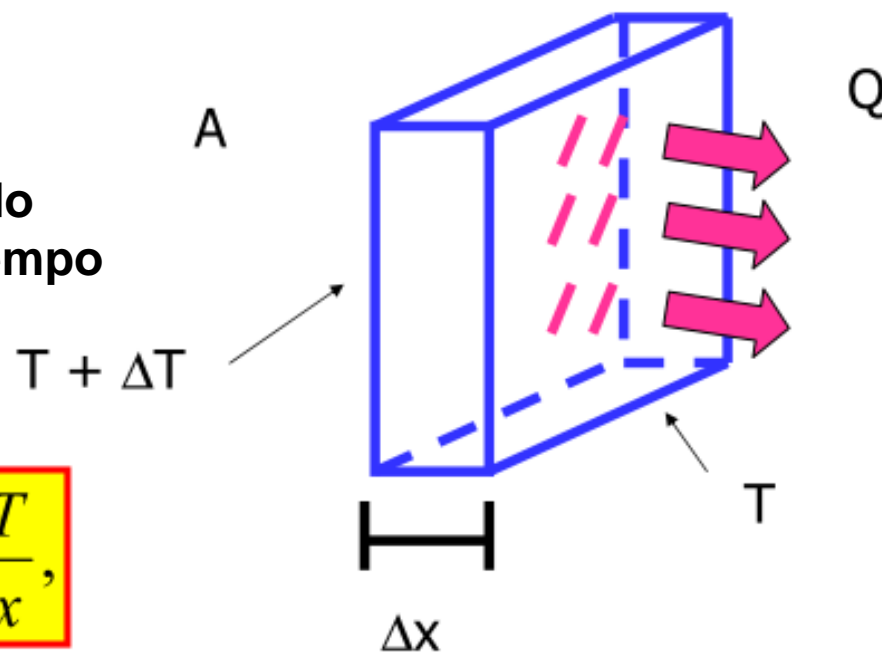
- Existe un medio material fluido a través del cual se propaga el calor
- La densidad del medio varía con la temperatura y la gravedad juega un rol importante, sin ella no hay convección.
- El calor se transmite con transporte de materia.

## Conducción:

**Q = calor transferido**

**$\Delta t$  = intervalo de tiempo**

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



donde:

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

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

A = área de la losa

$\Delta x$  = espesor de la losa

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

[H] = joule/seg = Watt

$$\Delta T = T_{\text{caliente}} - T_{\text{fria}}$$

Se caracteriza por:

- Existe un medio material a través del cual se propaga el calor
- Se transmite el calor sin transporte de materia.

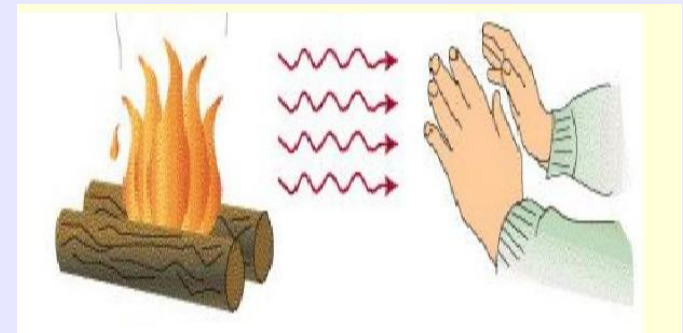
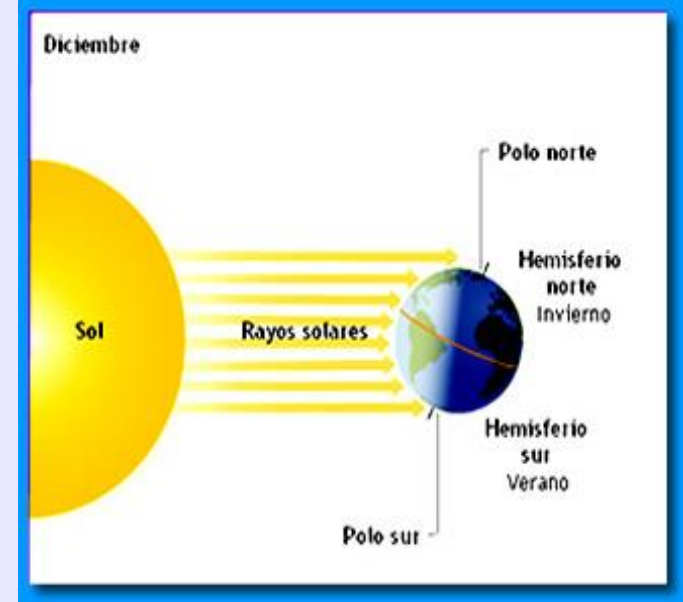


## Radiación:

La vida sobre la Tierra depende de la transferencia de energía solar, y ésta llega a nuestro planeta atravesando el espacio. Esta forma de transferencia de energía es el calor - la temperatura del Sol es mucho mayor (6 000 K) que la de la Tierra- y se denomina radiación. El calor que recibimos del fuego es principalmente energía radiante (la mayor parte del aire que se calienta con el fuego se mueve por convección hacia arriba y no llega hasta nosotros), lo mismo ocurre con el calor de una estufa eléctrica.

Se caracteriza por

- No es necesario que exista un medio material para que se produzca la radiación. (En vacío)
- El calor se transmite sin transporte de materia.
- La radiación consiste esencialmente en ondas electromagnéticas.



## TERMO

En su diseño se evitan los tres tipos de transferencia de energía En forma de calor.

