

Termodinámica

Equilibrio  
térmico

Ley cero

1ra Ley

Ejemplo 1

Ejemplo 2

Procesos  
térmicos

Isobárico

Ejemplo 3

Isocórico

Ejemplo 4

Isotérmico

Ejemplo 5

Adiabático

Calor  
específico

$C_P$

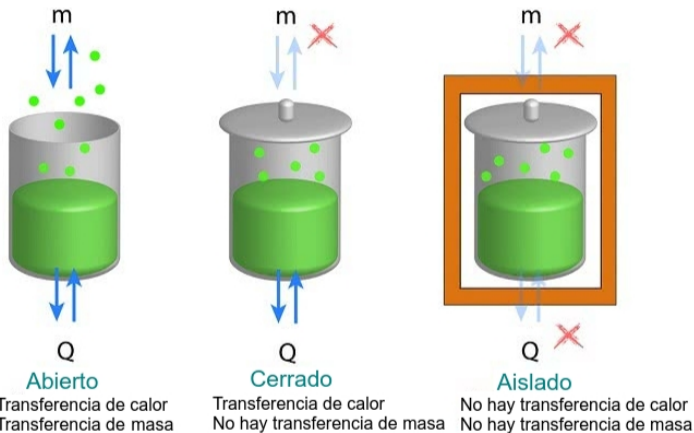
$C_V$

2da Ley

# Leyes de la Termodinámica

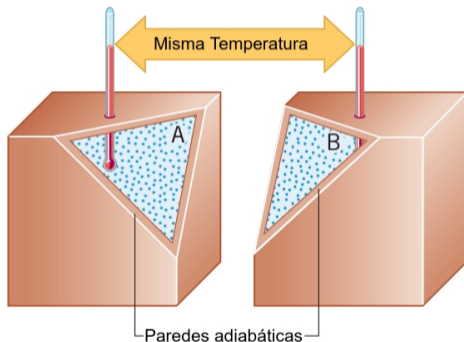


Podemos tener distintas clases de sistemas

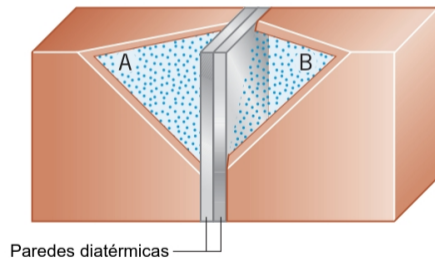


En termodinámica el **estado de un sistema** se describe con variables tales como presión, volumen, temperatura y energía interna

Se dice que dos sistemas están en **equilibrio térmico** si no hay flujo calórico entre ellos cuando están en contacto



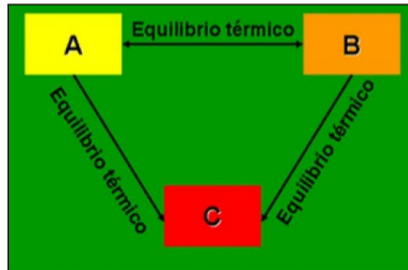
(a)



(b)

La temperatura es el indicador del equilibrio térmico. Es decir, no hay flujo neto de calor entre dos sistemas en contacto térmico, que tienen la misma temperatura

**Ley cero de la termodinámica:** Dos sistemas individualmente en equilibrio térmico con un tercer sistema, están en equilibrio térmico entre sí



La primera ley de la termodinámica es un caso especial de la ley de conservación de energía que describe procesos que sólo cambian la energía interna y las únicas transferencias de energía son mediante calor y trabajo

$$\text{Primera Ley de la termodinámica: } \Delta U = Q - W$$

con las siguientes convenciones de signos

$$\begin{cases} Q(+): \text{ El sistema } \underline{\text{gana}} \text{ calor} \\ Q(-): \text{ El sistema } \underline{\text{pierde}} \text{ calor} \end{cases}$$

$$\begin{cases} W(+): \text{ El trabajo es realizado } \underline{\text{por}} \text{ el sistema} \\ W(-): \text{ El trabajo es realizado } \underline{\text{sobre}} \text{ el sistema} \end{cases}$$

Determinar en cada caso el cambio de la energía interna del sistema

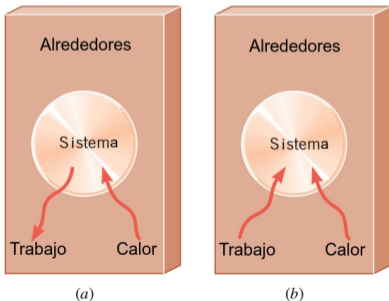
- (a) El sistema gana 1500J de calor y 2200J de trabajo es realizado por el sistema sobre sus alrededores
- (b) El sistema gana también 1500J de calor y 2200J de trabajo es realizado sobre el sistema

$$(a) \quad Q = +1500J \quad W = +2200J$$

$$\Delta U = Q - W = (+1500J) - (+2200J) = -700J$$

$$(b) \quad Q = +1500J \quad W = -2200J$$

$$\Delta U = Q - W = (+1500J) - (-2200J) = 3700J$$



La temperatura de 3 moles de un gas ideal monoatómico es reducida desde 540K a 350K mientras 5500J de calor fluyen hacia el gas. Recordando que la energía interna de un gas ideal monoatómico viene dada por  $U = \frac{3}{2}nRT$ , encontrar :

- (a) El cambio en la energía interna  
 (b) El trabajo realizado por el gas

$$(a) \Delta U = U_f - U_i = \frac{3}{2}nRT_F - \frac{3}{2}nRT_i$$

$$\Delta U = \frac{3}{2}(3 \text{ mol})(8.31 \frac{\text{J}}{\text{mol}})350 \text{ K} - \frac{3}{2}(3 \text{ mol})(8.31 \frac{\text{J}}{\text{mol}})550 \text{ K} = \boxed{-7100 \text{ J}}$$

$$(b) W = Q - \Delta U$$

$$W = (+5500\text{J}) - (-7100\text{J}) = \boxed{12600 \text{ J}}$$



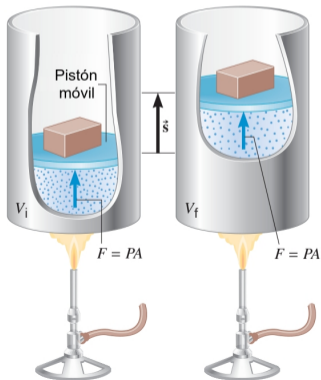
Un sistema puede interactuar con su entorno de muchas maneras, y tanto el calor como el trabajo involucrados, obedecen a la primera ley de la termodinámica.

Ahora analizaremos cuatro **procesos térmicos**. En cada caso, se asume que el proceso es **cuasiestático**, lo que significa que ocurre lo suficientemente lento como para que exista una presión y temperatura uniformes en todas las regiones del sistema en todo momento

Procesos térmicos {

- Isobárico**: presión constante
- Isocórico**: volumen constante
- Isotérmico**: temperatura constante
- Adiabático**: sin transferencia de calor

Consideremos una cámara con un pistón como el de la figura. La sustancia en la cámara se mantiene a presión constante debido a la presión atmosférica y el peso del ladrillo. Al calentar la sustancia, esta se expande y realiza trabajo levantando el pistón junto con el ladrillo. El trabajo para un proceso isobárico viene dado por:

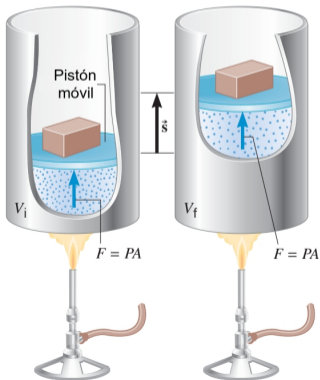


$$W = \|\vec{F}\| \|\vec{s}\| \cos(\theta) = \underbrace{F}_{PA} s = P \underbrace{(As)}_{\Delta V} = P \Delta V$$

**Trabajo para un proceso isobárico**

$$W = P \Delta V = P(V_f - V_i)$$

Se coloca en el cilindro un gramo de agua y se mantiene constante la presión a  $2.0 \times 10^5 \text{ Pa}$ . La  $T$  del agua es elevada en  $31^\circ\text{C}$ . El agua está en estado líquido y se expande  $1.0 \times 10^{-8} \text{ m}^3$ . Encontrar el trabajo realizado ( $W$ ) y el cambio en la energía interna ( $\Delta U$ )



- El trabajo viene dado por

$$W = P \Delta V = (2.0 \times 10^5 \text{ Pa})(1.0 \times 10^{-8} \text{ m}^3)$$

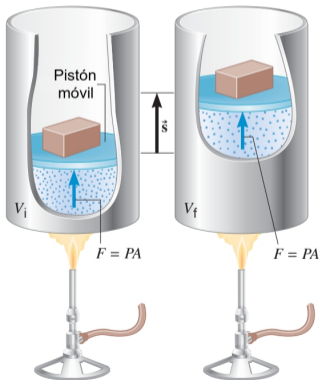
$$W = 0.0020 \text{ J}$$

- Para encontrar  $\Delta U$  primero debemos hallar  $Q$

$$Q = m c \Delta T = (0.0010 \text{ Kg})(4186 \text{ J}/(\text{Kg}^\circ\text{C}))(31^\circ\text{C})$$

$$Q = 130 \text{ J}$$

Se coloca en el cilindro un gramo de agua y se mantiene constante la presión a  $2.0 \times 10^5 \text{ Pa}$ . La  $T$  del agua es elevada en  $31^\circ\text{C}$ . El agua está en estado líquido y se expande  $1.0 \times 10^{-8} \text{ m}^3$ . Encontrar el trabajo realizado ( $W$ ) y el cambio en la energía interna ( $\Delta U$ )

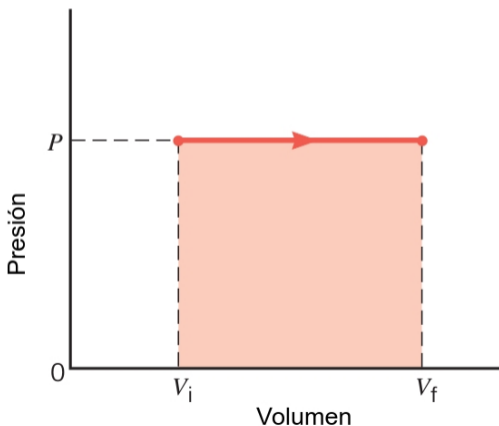


- Finalmente podemos hallar  $\Delta U$  utilizando la 1ra Ley de la termodinámica

$$\Delta U = Q - W = (130 \text{ J}) - (0.0020 \text{ J})$$

$$\Delta U \approx 130 \text{ J}$$

Suele ser conveniente visualizar gráficamente el proceso térmico a través de un diagrama  $P - V$

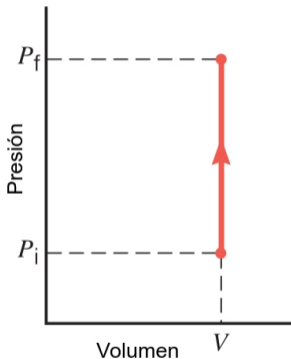


- El trabajo en un proceso isobárico

$$W = P \Delta V = P(V_f - V_i)$$

por lo tanto, podemos ver que el trabajo realizado por la sustancia es el área bajo la curva del diagrama  $P - V$

Un **proceso Isocórico** ocurre a volumen constante



- Podemos apreciar que el área bajo la curva en el diagrama  $P - V$  es cero, por lo tanto el trabajo en este proceso es nulo

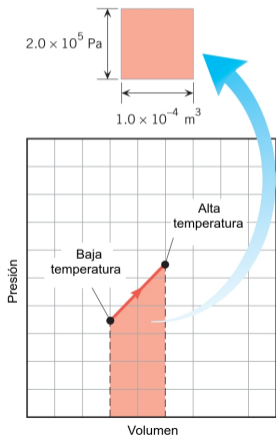
**Trabajo para un proceso isocórico**

$$W = 0$$

- En un proceso isocórico, el intercambio de calor ( $Q$ ) contribuye solamente al cambio de energía interna de la sustancia

$$\Delta U = Q - \cancel{W}^0 = Q$$

Determinar el trabajo para un proceso en el cual la  $P$ ,  $V$  y  $T$  de un gas el cual es calentado, están cambiando de acuerdo a la función de la gráfica

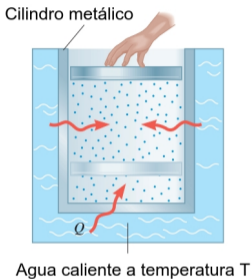


- El trabajo es positivo porque el volumen del gas aumenta
- El área bajo el gráfico P-V es igual al trabajo para cualquier proceso

$$W = \text{área} = 9(2.0 \times 10^5 \text{ Pa})(1.0 \times 10^{-4} \text{ m}^3) = 180 \text{ J}$$

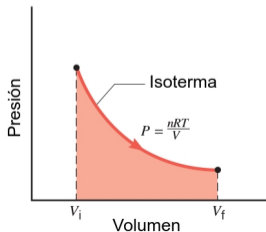
$$W = 180 \text{ J}$$

Un **proceso Isotérmico** ocurre a temperatura constante



- Consideremos un gas ideal en un recipiente rodeado de un baño a temperatura T

**Trabajo para la compresión o expansión isotérmica de un gas ideal**



$$W = \text{área} = nRT \ln \left( \frac{V_f}{V_i} \right)$$



Dos moles del gas monoatómico argón se expanden isotermicamente a  $298\text{ K}$  desde un volumen inicial de  $0.025\text{ m}^3$  hasta un volumen final de  $0.050\text{ m}^3$ . Asumiendo que el argón es un gas ideal, encontrar:

- (a) El  $W$  realizado por el gas
- (b) El cambio en la energía interna del gas ( $\Delta U$ )
- (c) El calor ( $Q$ ) suministrado al gas

- (a) El trabajo viene dado por

$$W = nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = (2\text{ mol})(8.31\text{ J}/(\text{mol K}))(298\text{ K}) \ln\left(\frac{0.050\text{ m}^3}{0.025\text{ m}^3}\right) = \boxed{3400\text{ J}}$$

- (b) Recordando que la energía interna de un gas monoatómico ideal viene dada por  $U = \frac{3}{2}nRT$

$$\Delta U = \frac{3}{2}nRT_f - \frac{3}{2}nRT_i = \boxed{0\text{ J}} \leftarrow \text{ dado que } T_f = T_i$$

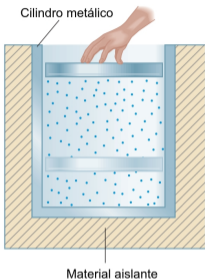
Dos moles del gas monoatómico argón se expanden isotéricamente a  $298\text{ K}$  Desde un volumen inicial de  $0.025\text{ m}^3$  hasta un volumen final de  $0.050\text{ m}^3$ . Asumiendo que el argón es un gas ideal, encontrar:

- (a) El  $W$  realizado por el gas
  - (b) El cambio en la energía interna del gas ( $\Delta U$ )
  - (c) El calor ( $Q$ ) suministrado al gas
- (c) Podemos hallar  $Q$  a partir de la 1ra Ley de la termodinámica

$$\overset{0}{\Delta U} = Q - W \longrightarrow Q = W$$

$$Q = 3400\text{ J}$$

Un **proceso Adiabático** ocurre sin intercambio de calor



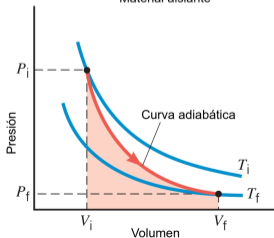
- Consideremos un gas monoatómico ideal en un recipiente adiabático
- Por la 1ra ley de la termodinámica se tiene

$$\Delta U = \overset{0}{Q} - W \longrightarrow \Delta U = -W$$

- Para un gas monoatómico ideal se tiene

$$\Delta U = \frac{3}{2}nRT_f - \frac{3}{2}nRT_i = \frac{3}{2}nR(T_f - T_i)$$

**Trabajo para la compresión o expansión adiabática de un gas monoatómico ideal**



$$W = -\Delta U = \frac{3}{2}nR(T_i - T_f)$$

En líquidos y sólidos, para relacionar el calor y cambio de  $T$ , definimos

$$Q = c m \Delta T$$

donde  $c$  representa el calor específico de la sustancia. Cuando trabajamos con gases, es más conveniente expresar esta magnitud por unidad de moles

$$Q = C n \Delta T$$

donde  $C$  representa el **calor específico por mol** del gas. Las unidades de esta magnitud en el S.I. vienen dadas por  $J/\text{mol } K$ .

Cuando trabajamos con gases, la capacidad calorífica depende de como se realiza el proceso térmico, por eso es importante diferenciar dichas capacidades para los procesos térmicos más comunes, llevados a cabo en condiciones de presión constante y volumen constante



Finalmente el calor ( $Q$ ) necesario para incrementar la temperatura de un gas ideal desde  $T_i$  a  $T_f$  a presión constante puede expresarse como

$$Q = \Delta U + W = \frac{3}{2}nR(T_f - T_i) + nR(T_f - T_i) = \frac{5}{2}nR(T_f - T_i)$$

• Podemos obtener ahora una expresión para la capacidad calorífica molar a presión constante ( $C_P$ )

$$Q = C_P n \Delta T = C_P n (T_f - T_i) = \frac{5}{2}nR(T_f - T_i)$$

$$C_P = \frac{5}{2}R$$

donde  $C_P$  es la **capacidad calorífica molar a presión constante** para un gas ideal monoatómico

# Calor específico molar a volumen constante

Para determinar el **calor específico molar a volumen constante** procedemos de forma análoga. Primero debemos calcular el calor ( $Q$ ) necesario para incrementar la temperatura de un gas ideal desde  $T_i$  a  $T_f$  a volumen constante

$$Q = \Delta U + W \leftarrow \text{1ra Ley de la termodinámica}$$

- Teniendo en cuenta que para un gas ideal monoatómico  $U = \frac{3}{2}nRT$

$$\Delta U = \frac{3}{2}nRT_f - \frac{3}{2}nRT_i = \frac{3}{2}nR(T_f - T_i)$$

- Teniendo en cuenta que  $W$  para un proceso isocórico  $W = 0$

$$W = 0$$

Termodinámica

Equilibrio térmico

Ley cero

1ra Ley

Ejemplo 1

Ejemplo 2

Procesos térmicos

Isobárico

Ejemplo 3

Isocórico

Ejemplo 4

Isotérmico

Ejemplo 5

Adiabático

Calor específico

$C_P$

$C_V$

2da Ley

# Calor específico molar a volumen constante

Finalmente el calor ( $Q$ ) necesario para incrementar la temperatura de un gas ideal desde  $T_i$  a  $T_f$  a volumen constante puede expresarse como

$$Q = \Delta U + W = \frac{3}{2}nR(T_f - T_i) + 0 = \frac{3}{2}nR(T_f - T_i)$$

• Podemos obtener ahora una expresión para la capacidad calorífica molar a volumen constante ( $C_V$ )

$$Q = C_V n \Delta T = C_V n (T_f - T_i) = \frac{3}{2}nR(T_f - T_i)$$

$$C_V = \frac{3}{2}R$$

donde  $C_V$  es la **capacidad calorífica molar a volumen constante** para un gas ideal monoatómico

Termodinámica

Equilibrio térmico

Ley cero

1ra Ley

Ejemplo 1

Ejemplo 2

Procesos térmicos

Isobárico

Ejemplo 3

Isocórico

Ejemplo 4

Isotérmico

Ejemplo 5

Adiabático

Calor específico

$C_P$

$C_V$

2da Ley



La segunda Ley es una declaración acerca de la tendencia natural del calor a fluir desde lo caliente hacia lo frío , mientras que la primera ley trata de la conservación de la energía y se focaliza en el calor y el trabajo.

El calor fluye espontáneamente desde una sustancia a alta temperatura hacia una sustancia de menor temperatura y no fluye espontáneamente en la dirección contraria.

Termodinámica

Equilibrio térmico

Ley cero

1ra Ley

Ejemplo 1

Ejemplo 2

Procesos térmicos

Isobárico

Ejemplo 3

Isocórico

Ejemplo 4

Isotérmico

Ejemplo 5

Adiabático

Calor específico

$C_P$

$C_V$

2da Ley