

Física II

Termodinámica

Primera ley de la termodinámica

Procesos isotérmicos, adiabáticos, isocóricos, isobáricos, cíclicos, expansión libre.

Cierre



Procesos cíclicos y sistema aislado

Un proceso que tarde o temprano hace volver un sistema a su estado inicial.

¿Como es el cambio total de energía interna?

$$U_2 = U_1$$

$$\rightarrow \Delta U = 0$$

$$\rightarrow Q - W = 0$$

$$\rightarrow Q = W$$



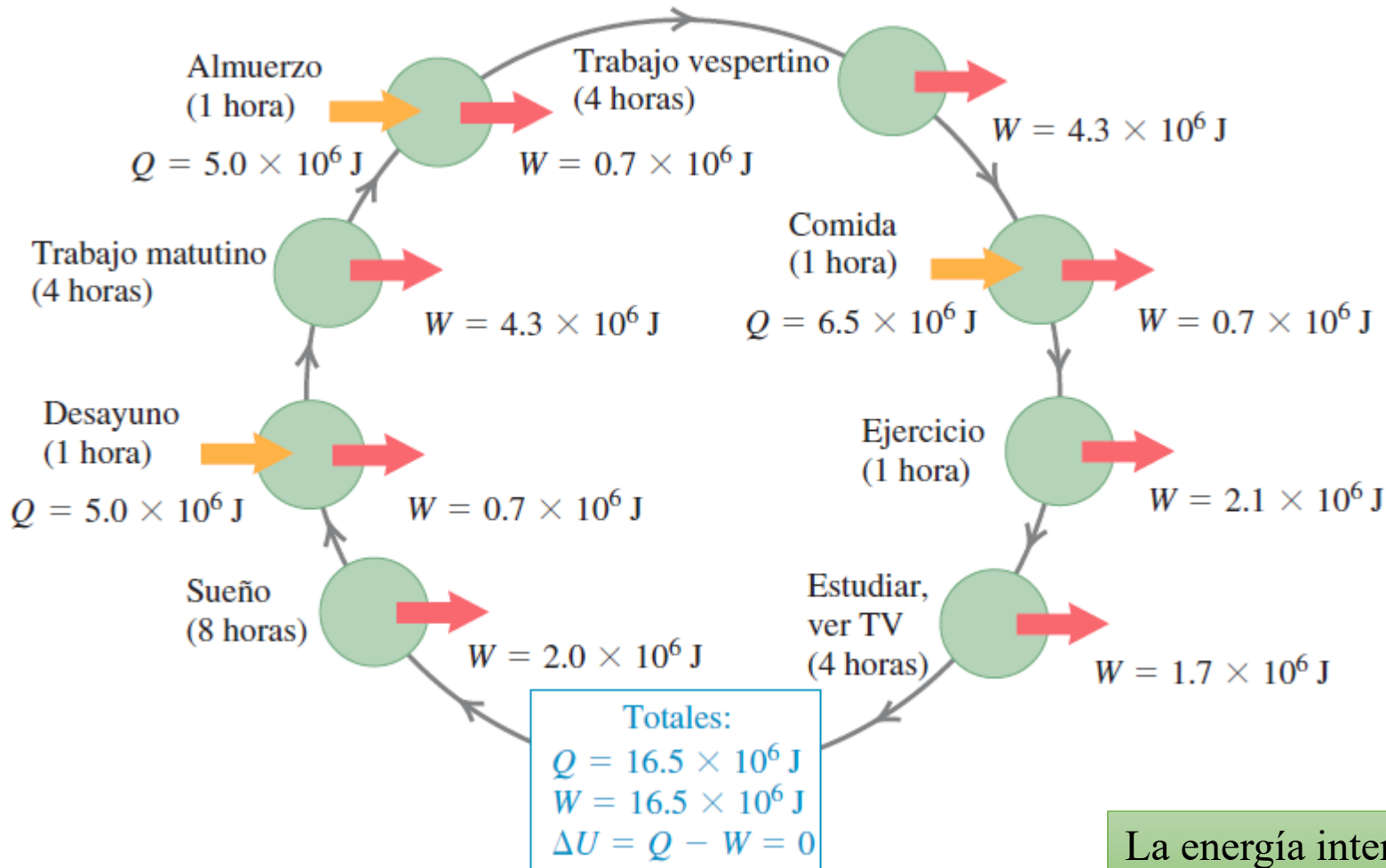
Si el sistema realiza una cantidad neta de trabajo W durante un proceso cíclico, deberá haber entrado en el sistema una cantidad igual de energía como calor Q .

Si el sistema es aislado

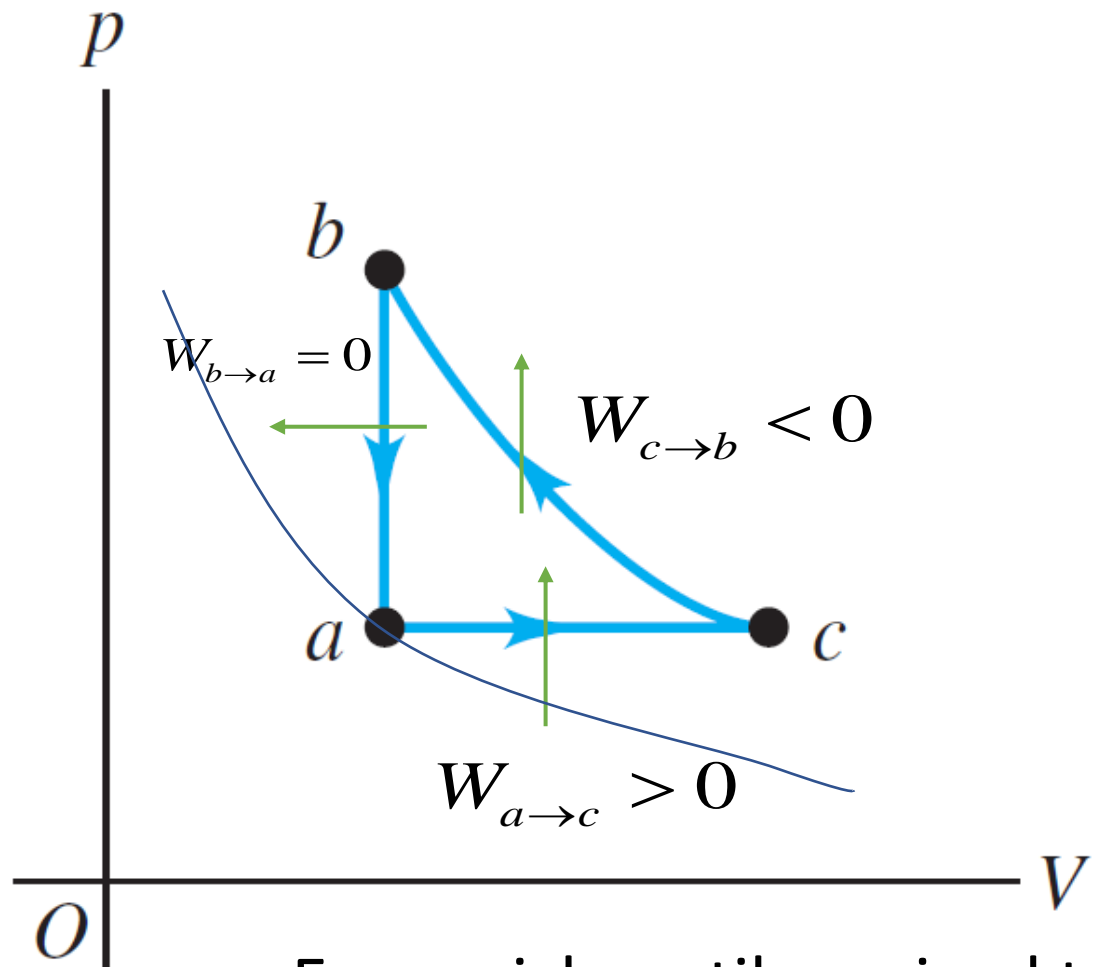
$$Q = W = 0$$

$$\rightarrow \Delta U = 0$$

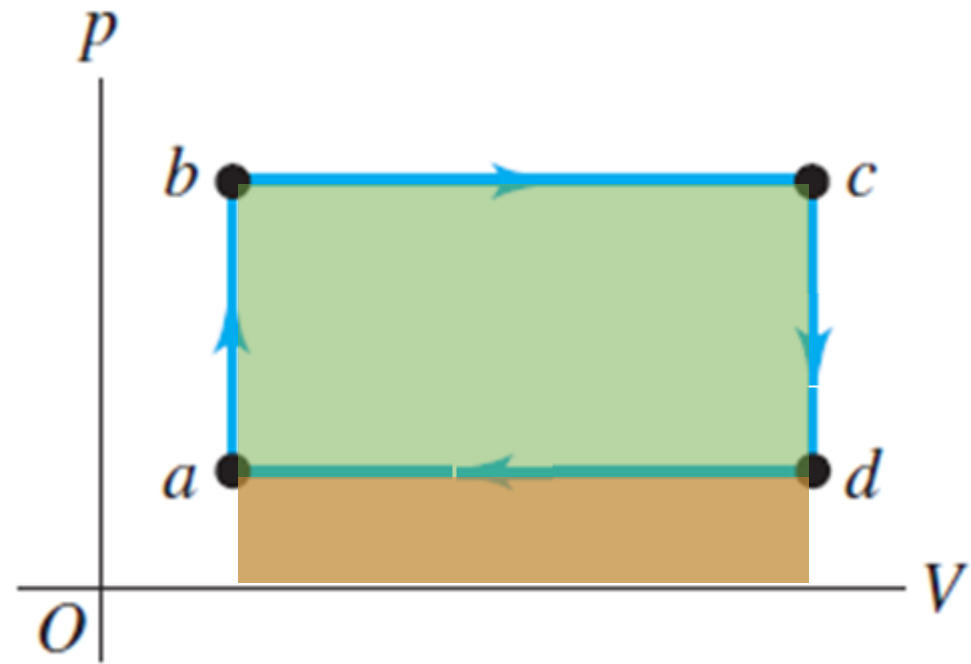
La energía interna de un sistema aislado es constante.



Procesos cíclicos



En un ciclo antihorario el trabajo es negativo



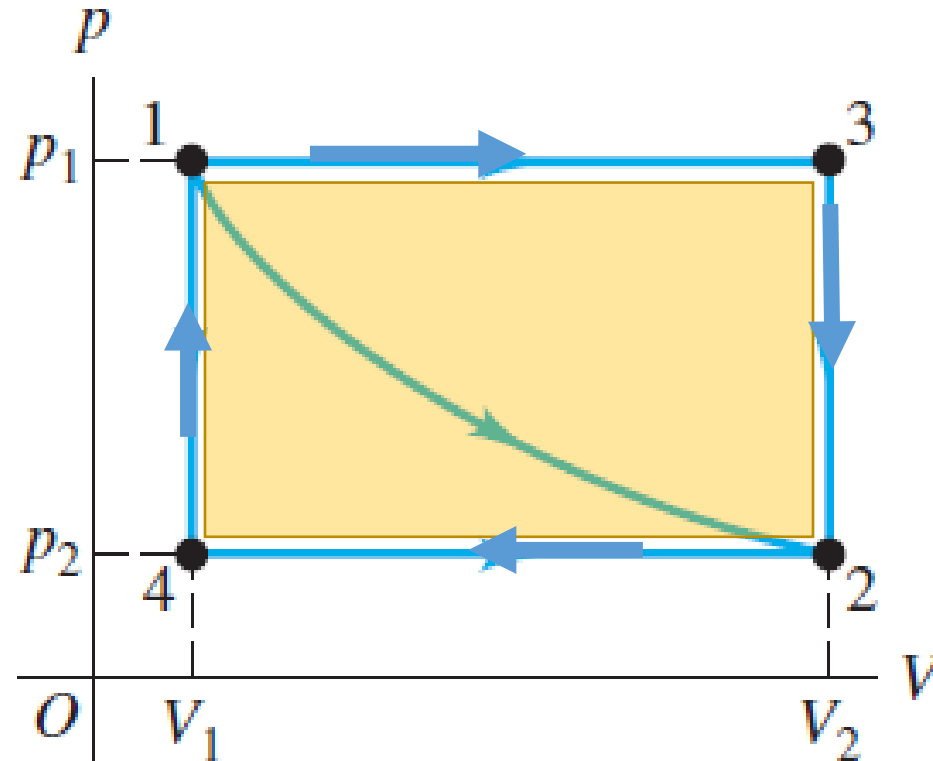
En un ciclo horario el trabajo es positivo

Pregunta de análisis 4

Podemos llevar al sistema por una serie de estados que formen un ciclo completo, como $1 \rightarrow 3 \rightarrow 2 \rightarrow 4 \rightarrow 1$.

En este caso, el estado final será el mismo que el inicial

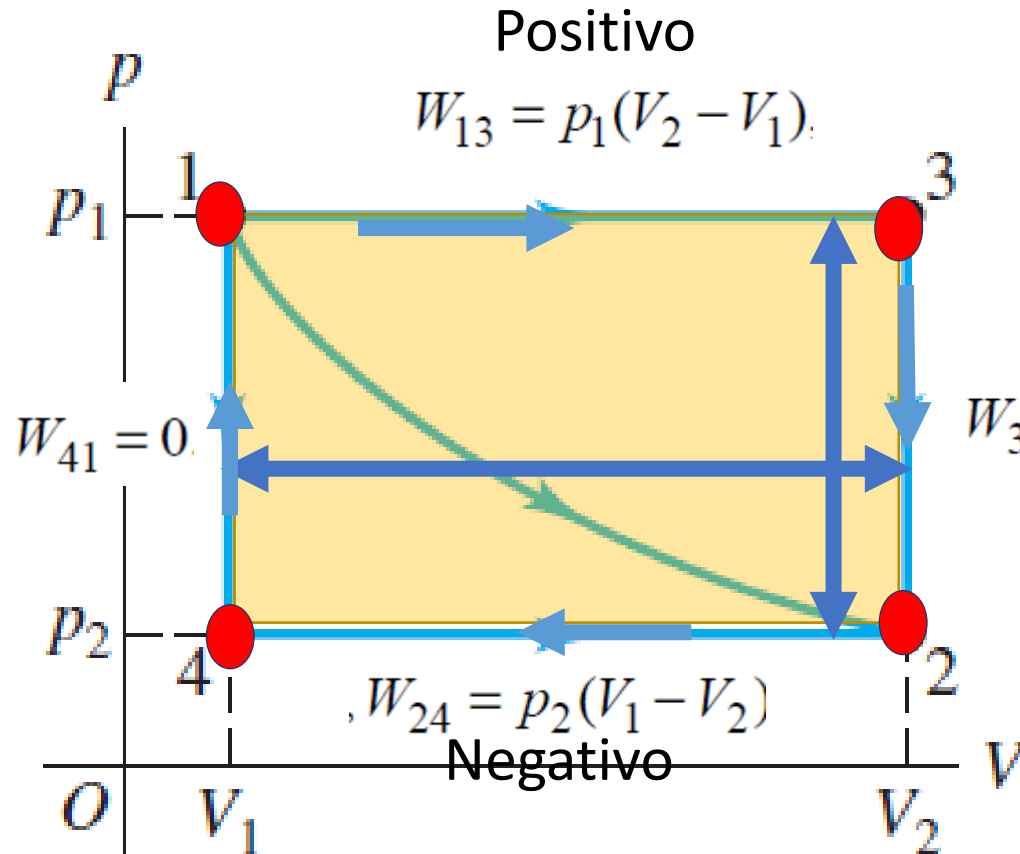
¿El trabajo total efectuado por el sistema es cero?



Ejemplo 9



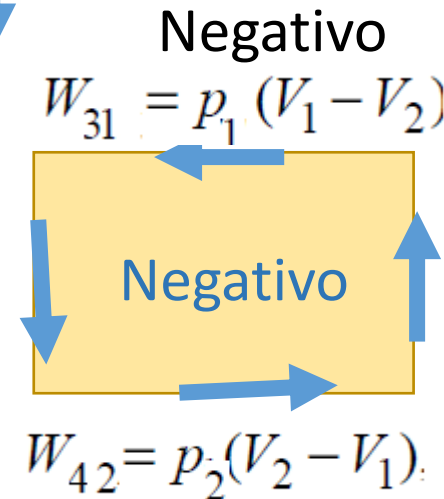
- a) Considere el ciclo cerrado $1 \rightarrow 3 \rightarrow 2 \rightarrow 4 \rightarrow 1$, que es un proceso *cíclico* donde los estados inicial y final son iguales. Calcule el trabajo total efectuado por el sistema en este proceso y demuestre que es igual al área encerrada por dicho ciclo.
- b) ¿Qué relación hay entre el trabajo efectuado por el proceso del inciso a) y el que se realiza si se recorre el ciclo en el sentido opuesto, $1 \rightarrow 4 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \rightarrow 1$?



$$; W_{13} + W_{32} + W_{24} + W_{41} = (p_1 - p_2)(V_2 - V_1)$$



Área encerrada por la trayectoria cerrada



Positivo

$$W_{42} + W_{31} = (p_2 - p_1)(V_2 - V_1)$$

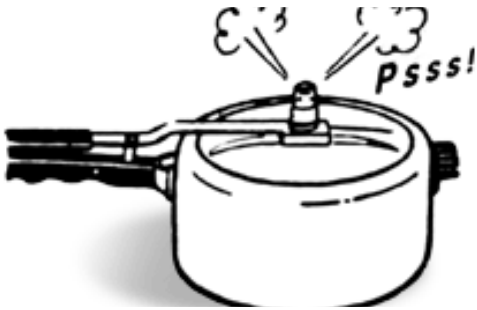
Procesos termodinámicos.



ADIABÁTICO

Sin transferencia de calor: $Q = 0$

$$U_2 - U_1 = \Delta U = -W$$



ISOCÓRICO

A volumen constante: $\Delta V = 0 \rightarrow W = 0$

$$U_2 - U_1 = \Delta U = Q$$



ISOBÁRICO

A presión constante

$$\Delta U = Q + W$$



ISOTÉRMICO

A temperatura constante

$$\Delta U = Q + W$$

Procesos adiabáticos para el gas ideal

Expansión adiabática:

W positivo

ΔU negativo

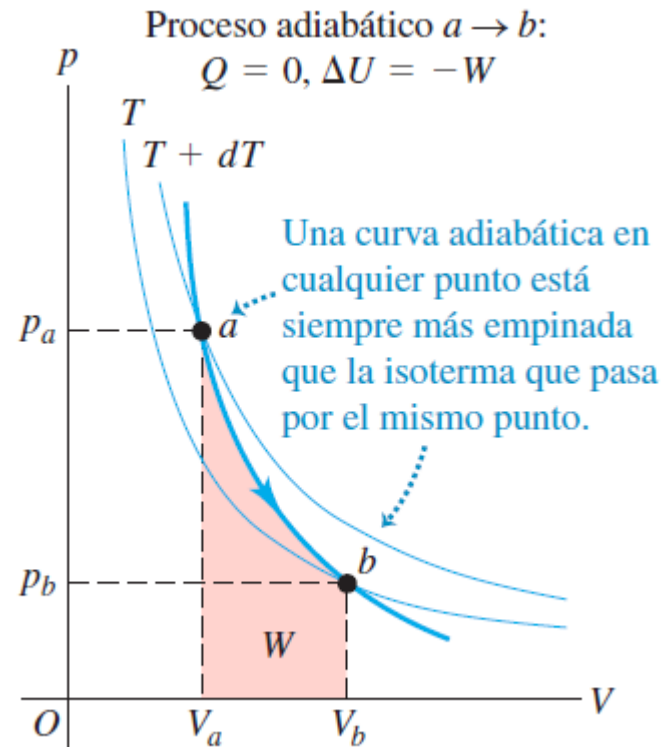
T disminuye

Compresión adiabática

W negativo

ΔU positivo

T aumenta



$$dU = -d\bar{W} \quad nC_V dT = -p dV \quad p = nRT/V.$$

$$nC_V dT = -\frac{nRTdV}{V} \quad \frac{dT}{T} + \frac{R}{C_V} \frac{dV}{V} = 0 \quad C_p = C_V + R$$

$$\frac{dT}{T} + \frac{C_p - C_V}{C_V} \frac{dV}{V} = 0 \quad \frac{dT}{T} + (\gamma - 1) \frac{dV}{V} = 0$$

$$\ln T + (\gamma - 1) \ln V = \text{constante}$$

$$e^{\ln T + (\gamma - 1) \ln V} = e^{\text{constante}}$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{constante}$$

$$T = pV/nR.$$

$$\frac{pV}{nR} V^{\gamma-1} = \text{constante}$$

$$pV^\gamma = \text{constante}$$

$$W = nC_V(T_1 - T_2) \quad (\text{proceso adiabático, gas ideal})$$

$$W = \frac{C_V}{R}(p_1 V_1 - p_2 V_2) = \frac{1}{\gamma - 1}(p_1 V_1 - p_2 V_2) \quad (\text{proceso adiabático, gas ideal})$$

TABLA APLICACIONES DE LA PRIMERA LEY

| <i>Proceso</i> | <i>Restricción</i> | <i>Primera ley</i> | <i>Otros resultados</i> |
|---------------------|--------------------|--------------------|---|
| Todos | Ninguna | $\Delta U = Q + W$ | $\Delta U = nC_v \Delta T, W = \int p dV$ |
| Adiabático | $Q = 0$ | $\Delta U = + W$ | $W = (p_f V_f - p_i V_i) / (1 - \gamma)$ |
| A volumen constante | $W = 0$ | $\Delta U = Q$ | $Q = nC_v \Delta T$ |
| A presión constante | $\Delta p = 0$ | $\Delta U = Q + W$ | $W = p \Delta V, Q = nC_p \Delta T$ |
| Isotérmico | $\Delta U = 0$ | $Q = W$ | $W = nRT \ln(V_f/V_i)$ |
| Cíclico | $\Delta U = 0$ | $Q = W$ | |
| Expansión libre | $Q = W = 0$ | $\Delta U = 0$ | $\Delta T = 0$ |

[†] Las expresiones subrayadas se aplican únicamente a los gases ideales; todas las demás se aplican en general.

RESUMEN DE ECUACIONES

$$Q = mc \Delta T$$

$$Q = nC \Delta T$$

$$Q = \pm mL$$

$$pV = nRT$$

$$m_{\text{total}} = nM$$

$$M = N_A m$$

$$K_{\text{tr}} = \frac{3}{2}nRT$$

$$\frac{1}{2}m(v^2)_{\text{med}} = \frac{3}{2}kT$$

$$v_{\text{rms}} = \sqrt{(v^2)_{\text{med}}} = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

$$C_V = \frac{3}{2}R \text{ (gas monoatómico)}$$

$$C_V = \frac{5}{2}R \text{ (gas diatómico)}$$

$$C_V = 3R \text{ (sólido monoatómico)}$$

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

$$dU = dQ - dW$$

(proceso infinitesimal)

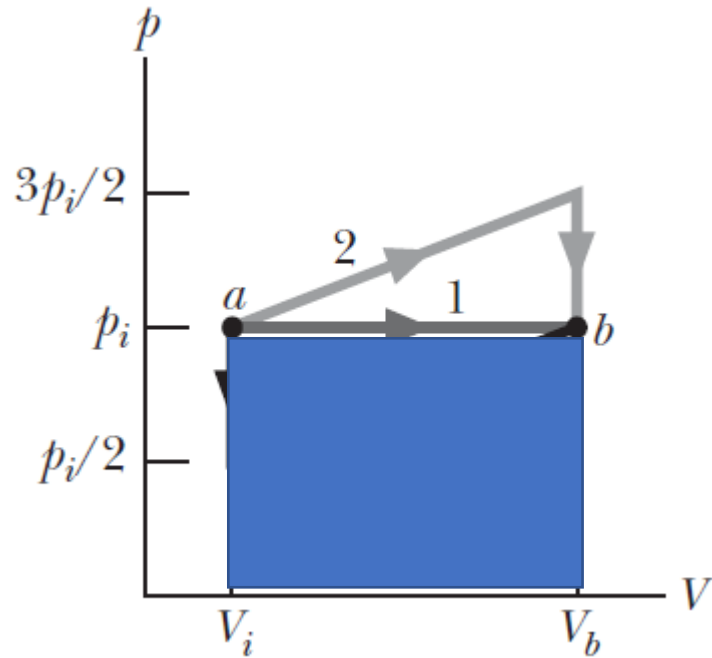
$$C_p = C_V + R$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_V}$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{constante}$$

$$pV^{\gamma} = \text{constante}$$

Ejemplo 10:



Una muestra de gas experimenta un cambio de estado desde uno inicial a hasta otro final b, por medio de 3 trayectorias (procesos).
 $V_b = 5.00V_i$

El calor transferido en el proceso 1 es $10p_iV_i$

En términos de p_iV_i , a) ¿Cuál es el calor transferido en el proceso 2?
 b) ¿Cuál es el cambio de energía interna en el proceso 3?

¿Cómo es el cambio de energía interna para los 3 procesos?

¿Cuál es el trabajo para el proceso 1?

Área bajo la trayectoria 1

$$W_1 = (V_b - V_i)(p_i)$$

$$W_1 = 4V_i p_i$$

$$\rightarrow \Delta U = U_b - U_a$$

$$\Delta U = Q_1 - W_1$$

$$\Delta U = 10p_i V_i - 4V_i p_i$$

$$\Delta U = 6V_i p_i$$

a) ¿Cuál es el trabajo para el proceso 2?

Área bajo la trayectoria 2

Triángulo $\frac{1}{2} (4V_i) (p_i/2) = p_i V_i$

$$W_2 = 4p_i V_i + p_i V_i = 5p_i V_i$$

$$Q_2 = W_2 + U_b - U_a = 5p_i V_i + 6p_i V_i = 11p_i V_i$$

b) ¿Cuál es el cambio de energía interna en el proceso 3?

$$\Delta U = 6V_i p_i$$

Pregunta de análisis 5:

Para un ciclo completo como se muestra en el diagrama p-V, ¿El signo es positivo, negativo o cero?

(a) Energía interna del gas ΔU

Para un ciclo cerrado ΔU es cero por que $U_i = U_f$

(b) Energía neta transferida como calor Q

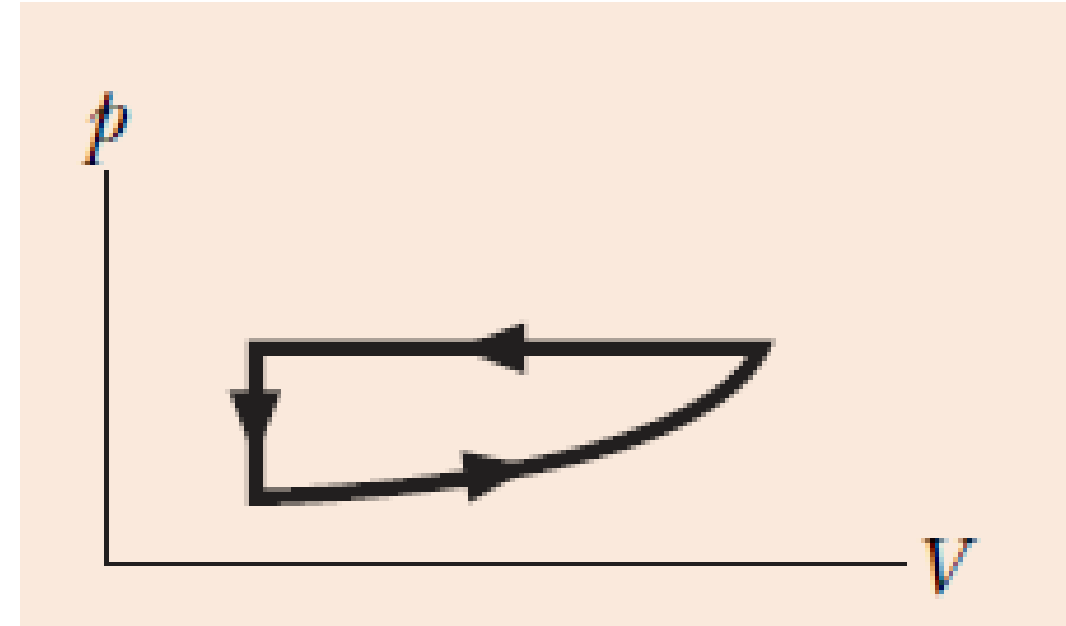
Por la 1er ley... :

$$\Delta U = Q - W \rightarrow Q = W$$

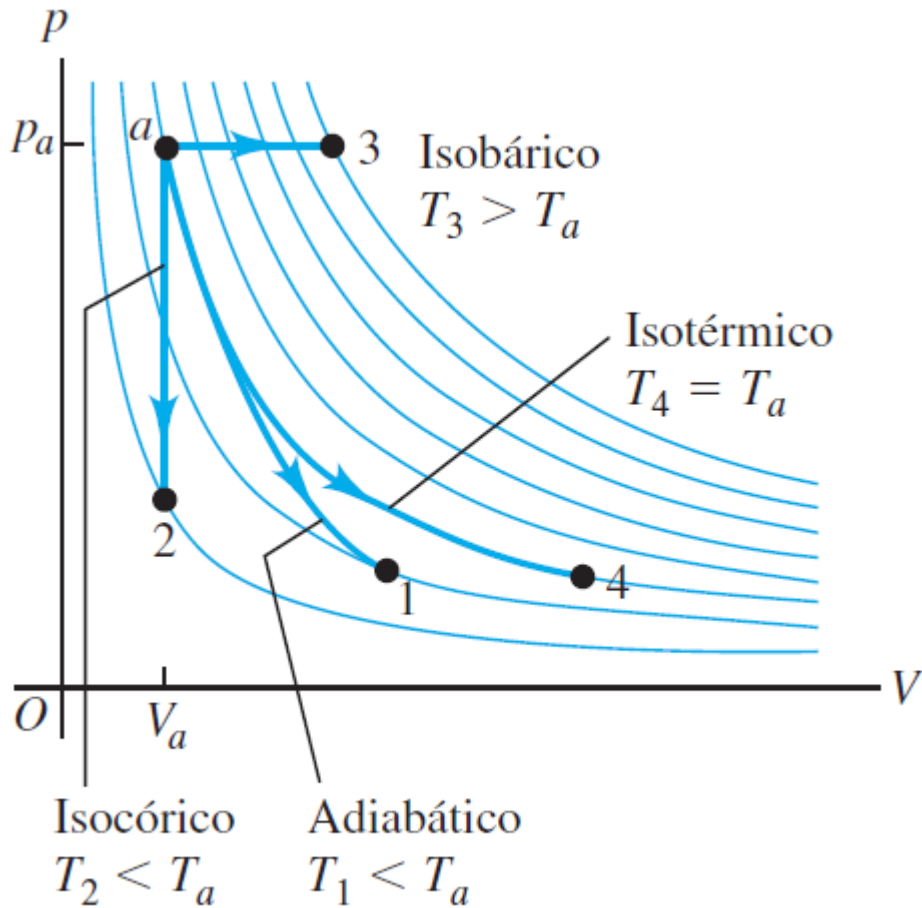
El trabajo es igual al área bajo la curva:

El trabajo realizado en el proceso de compresión isobárica (trayectoria superior) es mayor que el trabajo realizado en la expansión a presión variable (trayectoria inferior).

→ El trabajo total es negativo, por lo que el calor Q es negativo



Pregunta de análisis 6:



¿En qué procesos $W = 0$?

Isocórico

¿En qué procesos $Q = 0$?

Adiabático

¿En qué procesos $\Delta U = 0$?

Isotérmico (gas ideal)

El gas ideal es un caso especial: la energía interna de un sistema depende únicamente de su temperatura, no de su presión ni su volumen

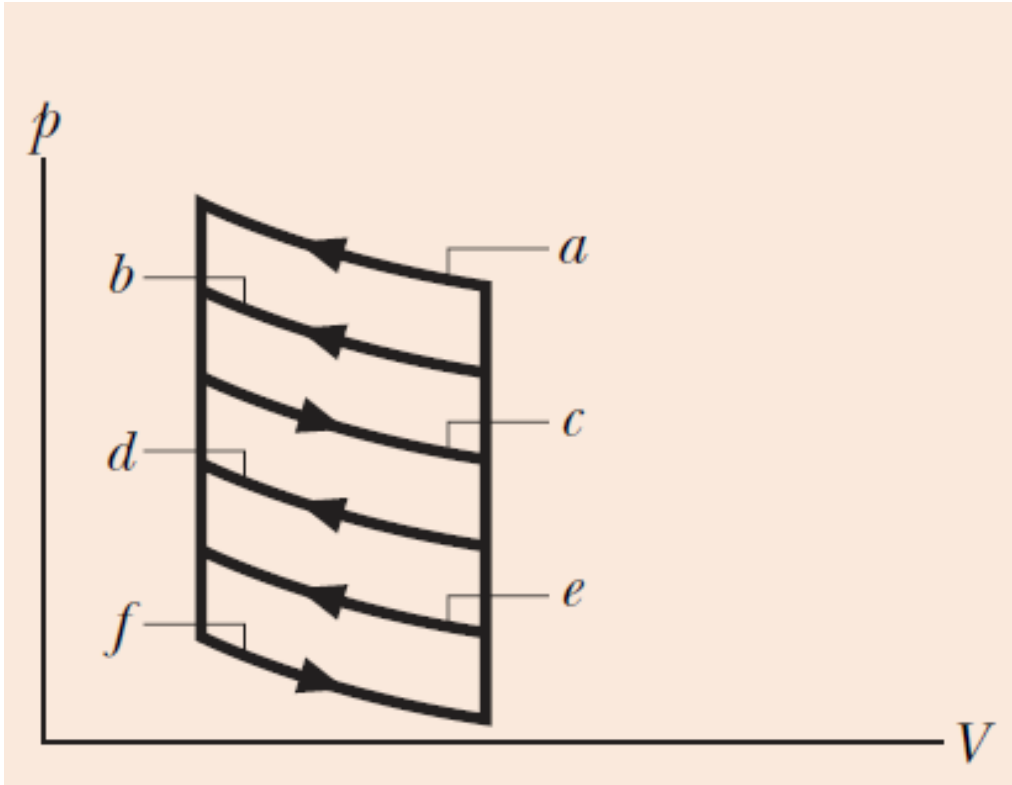
¿En qué procesos la temperatura **aumenta**?

Solo en la expansión isobárica

Pregunta de análisis 7

El diagrama p-V muestra seis trayectorias (conectadas por caminos verticales) que pueden ser seguidas por un gas.

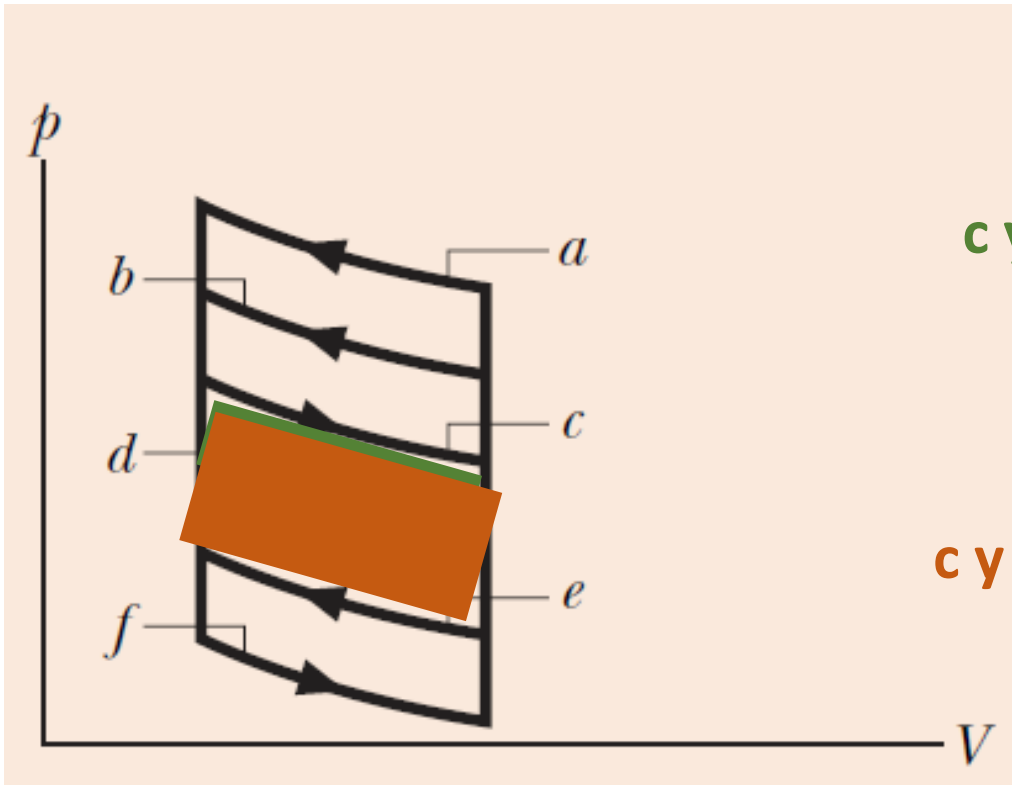
¿Cuáles son las 2 trayectorias que deben ser parte de **un ciclo cerrado** si el trabajo neto realizado por el gas durante el ciclo debe estar en su valor positivo máximo?



Pregunta de análisis 7

El diagrama p-V muestra seis trayectorias (conectadas por caminos verticales) que pueden ser seguidas por un gas.

¿Cuáles son las 2 trayectorias que deben ser parte de **un ciclo cerrado** si el trabajo neto realizado por el gas durante el ciclo debe estar en su valor positivo máximo?

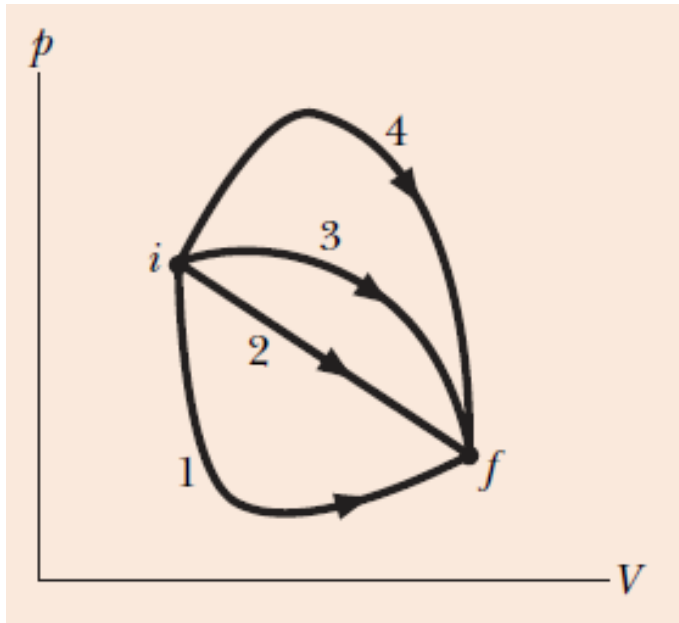


¿Cómo es el área bajo cada trayectoria?

- a. Compresión → W negativo máximo ✗
- b. Compresión → W negativo ✗
- c. Expansión → W positivo máximo ✔
- d. Compresión → W negativo ✗
- e. Compresión → W negativo mínimo ✗
- f. Expansión → W positivo mínimo ✗

c y e en sentido horario forman un ciclo cerrado en donde el área encerrada es positiva y máxima

Pregunta de análisis 8:



El diagrama p-V muestra cuatro trayectorias a lo largo de las cuales se puede llevar un gas del estado i al estado f. Clasifique de mayor a menor las trayectorias de acuerdo con:

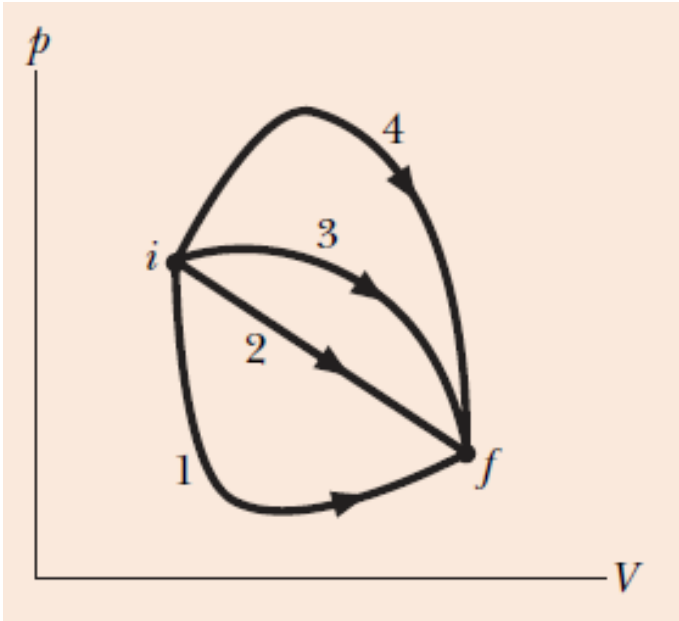
(a) El cambio ΔU en la energía interna del gas

(b) El trabajo W realizado por el gas



(c) La magnitud de la energía transferida como calor Q entre el gas y su entorno,

Pregunta de análisis 8:



El diagrama p-V muestra cuatro trayectorias a lo largo de las cuales se puede llevar un gas del estado i al estado f. Clasifique de mayor a menor las trayectorias de acuerdo con:

(a) El cambio ΔU en la energía interna del gas

Todas las trayectorias tienen el mismo ΔU porque éste depende de i y f, no de la trayectoria

(b) El trabajo W realizado por el gas

Todas las trayectorias indican trabajo positivo

De mayor a menor área bajo cada trayectoria (mayor a menor W):

4 – 3 – 2 -- 1

(c) La magnitud de la energía transferida como calor Q entre el gas y su entorno,

$$\Delta U = Q - W$$

$$\rightarrow Q = \Delta U + W$$

Como ΔU es el mismo y W es positivo desde 4 siendo el mayor hasta 1:

4 – 3 – 2 – 1

Ejemplo 11

T decrece



Inicialmente, 1 mol de oxígeno (que se supone que es un gas ideal) tiene temperaturas 310 K y volumen 12 L. El gas se expande a un volumen de 19 L.

W positivo

(a) ¿Cuál sería la temperatura final si el gas se expande adiabáticamente? $Q = 0 \rightarrow \Delta U = -W$

El oxígeno (O₂) es diatómico y sus moléculas tienen rotación pero no oscilación.

(b) ¿Cuáles serían la temperatura y la presión finales si el gas se expande libremente, desde una presión inicial de 2.0 Pa

$$TV^{\gamma-1} = \text{constante}$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v} = \frac{\frac{7}{2}R}{\frac{5}{2}R} = 1.40.$$

$$T_i V_i^{\gamma-1} = T_f V_f^{\gamma-1}$$

$$T_f = \frac{T_i V_i^{\gamma-1}}{V_f^{\gamma-1}} = \frac{(310 \text{ K})(12 \text{ L})^{1.40-1}}{(19 \text{ L})^{1.40-1}} \\ = (310 \text{ K})\left(\frac{12}{19}\right)^{0.40} = 258 \text{ K}.$$

Temperatura final:
 $T = 258 \text{ K}$

$$T_f = T_i = 310 \text{ K}.$$

$$pV = nRT$$

$$p_i V_i = p_f V_f$$

$$p_f = p_i \frac{V_i}{V_f} = (2.0 \text{ Pa}) \frac{12 \text{ L}}{19 \text{ L}} = 1.3 \text{ Pa}.$$

Temperatura y presión finales
(expansión libre):
 $T = 310 \text{ K}$ $p = 1.3 \text{ Pa}$

GRACIAS