

UNIDAD 3

Primera Ley y Ecuación Energética

Concepto de Trabajo

- Energía en tránsito que sólo aparece en las frontera de un sistema y se manifiesta en un cambio de estado. Es función de trayectoria ya que depende del proceso, es decir del camino para ir de las condiciones iniciales a las finales.

$$\delta W$$

$$\int \delta W = W = F * d$$

Prop. estado

$$\int_{V_i}^{V_f} dV = V_f - V_i = \Delta V$$

Prop. trayectoria $\int \delta W = W$

Revisa nuevamente propiedad de estado y propiedad de trayectoria en el Lenguaje Termodinamico

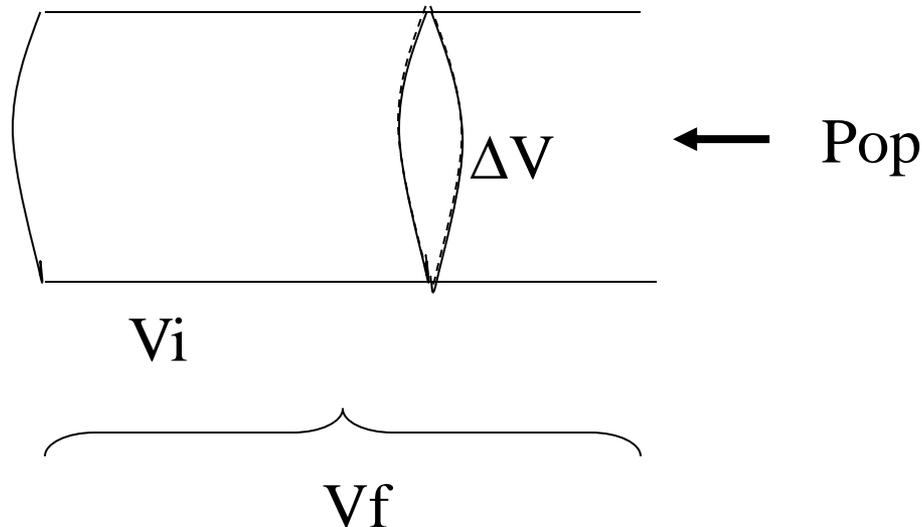
Características del Trabajo

- Se usa completamente para elevar un cuerpo
- Se evalúa por los efectos que provoca
- Un sistema puede tener capacidad para efectuar trabajo o el trabajo puede efectuarse sobre el sistema.
- Se manifiesta por su efecto en el entorno
- + sí entra al sistema, si se hace trabajo, si se eleva una masa

Trabajo de Expansión

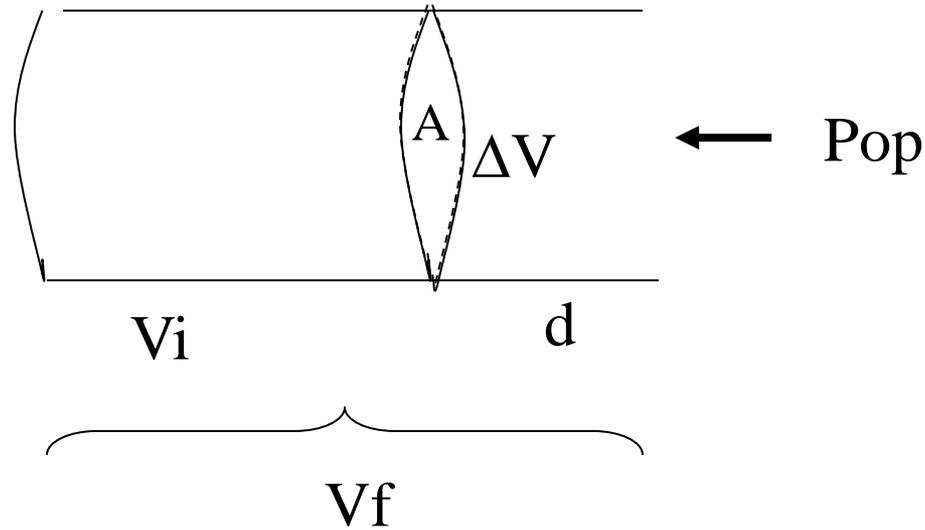
La expansión o compresión son ejemplos de trabajo. Este es el trabajo realizado contra la atmósfera cuando un sistema cambia su volumen.

Da click's para que el gas se expanda hasta el volumen final



Trabajo de Expansión

Da click's para que el gas se expanda hasta el volumen final



$$P_{op} = F/A \quad F = P_{op} * A$$

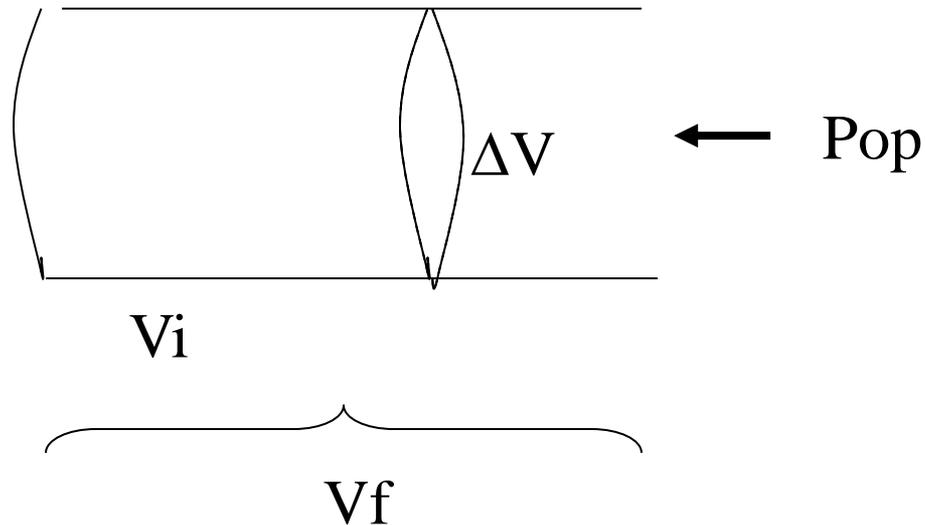
$$W = F * d = -(P_{op} * A) * d$$

$$A * d = \Delta V$$

$$W = -P_{op} \Delta V$$

$$\delta W = -P_{op} dV$$

Trabajo de Expansión/Compresión



$$W = - P_{op}\Delta V$$

$$\delta W = - P_{op}dV$$

Para la expansión:

$$V_f > V_i \quad V_f - V_i > 0$$

$$W = (-) \quad \text{Sale}$$

1. Tres moles de gas (modelo ideal) a 27°C se expanden desde 20 L hasta 60 L:

a) Contra una presión de oposición constante de 1 atm.

b) En forma reversible.

Calcular el trabajo realizado en (a) y (b) considerando temperatura constante y dar el resultado en calorías y Joules.

Datos

$n = 3$ moles

$T = 27^\circ\text{C} = \text{cte} = 300.15 \text{ K}$

$V_1 = 20 \text{ L}$

$V_2 = 60 \text{ L}$

a) $P_{\text{op}} = \text{cte} = 1 \text{ atm}$

b) Reversible

$W = ? \text{ cal y J}$

a) $P_{\text{op}} = 1 \text{ atm}$

$W = -P_{\text{op}}(V_2 - V_1)$

$W = -1 \text{ atm}(60 - 20 \text{ L}) \times \frac{24.2 \text{ cal}}{1 \text{ atm}} = -968 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = -4050.112 \text{ J}$

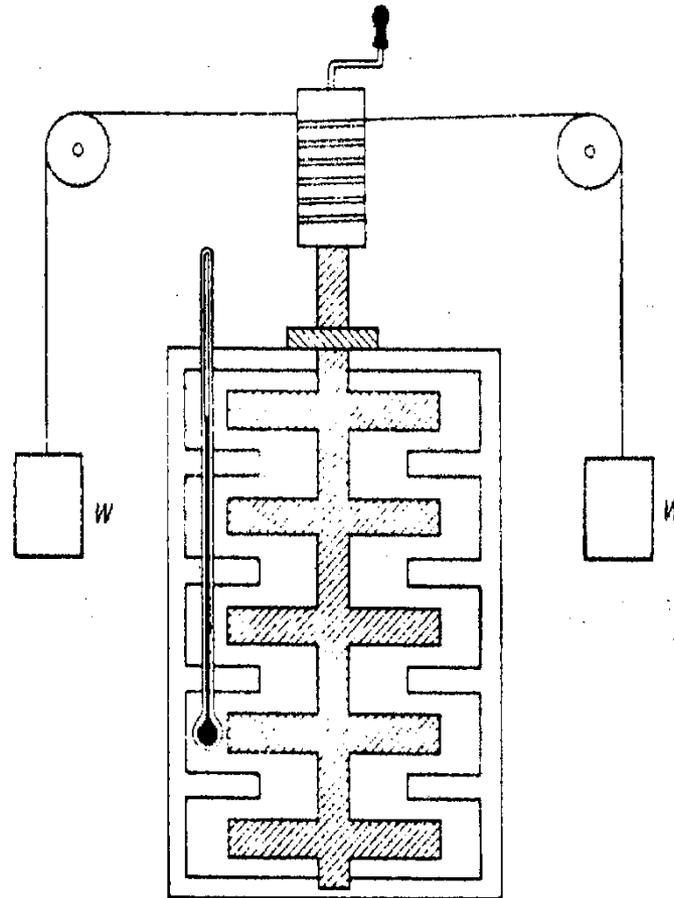
b) $W = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$

$W = -(3 \text{ moles})(1.987 \text{ cal/}^\circ\text{K})(300.15 \text{ K}) \ln \left(\frac{60 \text{ L}}{20 \text{ L}} \right)$

$W = -1965.63 \text{ cal} \times 4.184 \text{ J/cal} = -8224.199 \text{ J}$

Equivalente Mecánico del Calor

Fig. 18-2 Experimento de Joule para determinar el equivalente mecánico del calor. Los pesos que caen realizan trabajo al agitar el agua y elevar su temperatura.



$$4.18\text{J} = 1 \text{ cal}$$

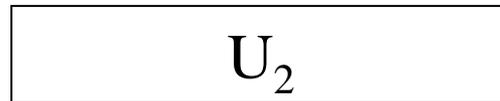
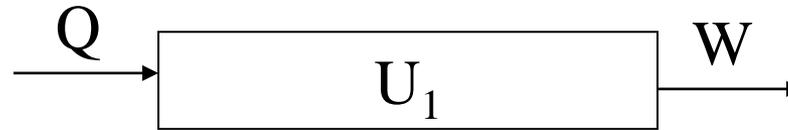
Energía Interna

- La suma de todas las energías de cada molécula. La energía almacenada dentro del sistema.
- Las moléculas que se mueven tienen masa y por lo tanto energía cinética (traslación, rotación, vibración). También tienen energía potencial interna (fuerzas de atracción que provocan cambio de posición).
- No se mide la cantidad absoluta sólo la variación

$$\Delta U = U_f - U_i$$

- Propiedad de estado; diferencial exacta dU

1ra. Ley de la Termodinámica



$$U_2 = U_1 + Q + W$$

$$U_2 - U_1 = Q + W$$

$$\Delta U = Q + W$$

$$dU = \delta Q + \delta W$$

Si un sistema se somete a cualquier transformación cíclica, el trabajo producido en el entorno es igual al calor que fluye desde el entorno.

La energía del Universo es una constante

Proceso Reversible

Después de un cambio de estado, el sistema regresa a su estado inicial mediante los mismo pasos (número infinito) en orden inverso y también el entorno regresa al estado original presentándose el equilibrio termodinámico en cada paso.

Variaciones diferenciales

Son procesos ideales

ANALOGÍA PROCESO IRREVERSIBLE VS. REVERSIBLE



Proceso Isotérmico

A) Reversible $P_{op} \approx P_{gas}$ $P_{op} \neq cte$

Si el gas es ideal entonces

$$P_{op} \approx P_{gas} = nRT/V$$

$$\delta W = - P_{op} dV = -P_{gas} dV$$

$$R=1.987 \text{ cal/molK}$$

$$\delta W = - nRT/V dV$$

$$\int \delta W = - \int nRT/V dV$$

$$W = -nRT \int_{V_i}^{V_f} dV/V$$

$$W = -nRT \ln (V_f/V_i)$$

$$P_f V_f = P_i V_i \quad V_f/V_i = P_i/P_f$$

$$W = -nRT \ln (P_i/P_f)$$

1. Tres moles de gas (modelo ideal) a 27°C se expanden desde 20 L hasta 60 L:

a) Contra una presión de oposición constante de 1 atm.

b) En forma reversible.

Calcular el trabajo realizado en (a) y (b) considerando temperatura constante y dar el resultado en calorías y Joules.

Datos

$n = 3 \text{ moles}$

$T = 27^\circ\text{C} = \text{cte}$
 $= 300.15 \text{ K}$

$V_1 = 20 \text{ L}$

$V_2 = 60 \text{ L}$

a) $P_{\text{op}} = \text{cte} = 1 \text{ atm}$

b) Reversible

$W = ? \text{ / cal y / J}$

a) $P_{\text{op}} = 1 \text{ atm}$

$W = -P_{\text{op}}(V_2 - V_1)$

$W = -1 \text{ atm} (60 - 20 \text{ L}) \times \frac{24.2 \text{ cal}}{1 \text{ atm}} = -968 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} =$

$W = -4050.112 \text{ J}$

b) $W = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$

$W = -(3 \text{ moles})(8.314 \text{ J/mol}\cdot\text{K})(300.15 \text{ K}) \ln \left(\frac{60 \text{ L}}{20 \text{ L}} \right)$

$W = -1965.63 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = -8224.199 \text{ J}$

3. Un mol de gas (modelo ideal) con una presión inicial de 5 atm se expande de manera reversible desde 1L hasta 5 L. Calcular el trabajo de expansión en Joules. Representar el trabajo en una gráfica P vs. V.

3. Un mol de gas (modelo ideal) con una presión inicial de 5 atm se expande de manera reversible desde 1L hasta 5 L. Calcular el trabajo de expansión en Joules. Representar el trabajo en una gráfica P vs. V.

Trabajo de expansión

Proceso reversible $P_{op} \approx P_{gas}$ $P_{op} \neq cte$

Si el gas es ideal entonces y el proceso es isotérmico

$$W = -nRT \ln (V_f/V_i)$$

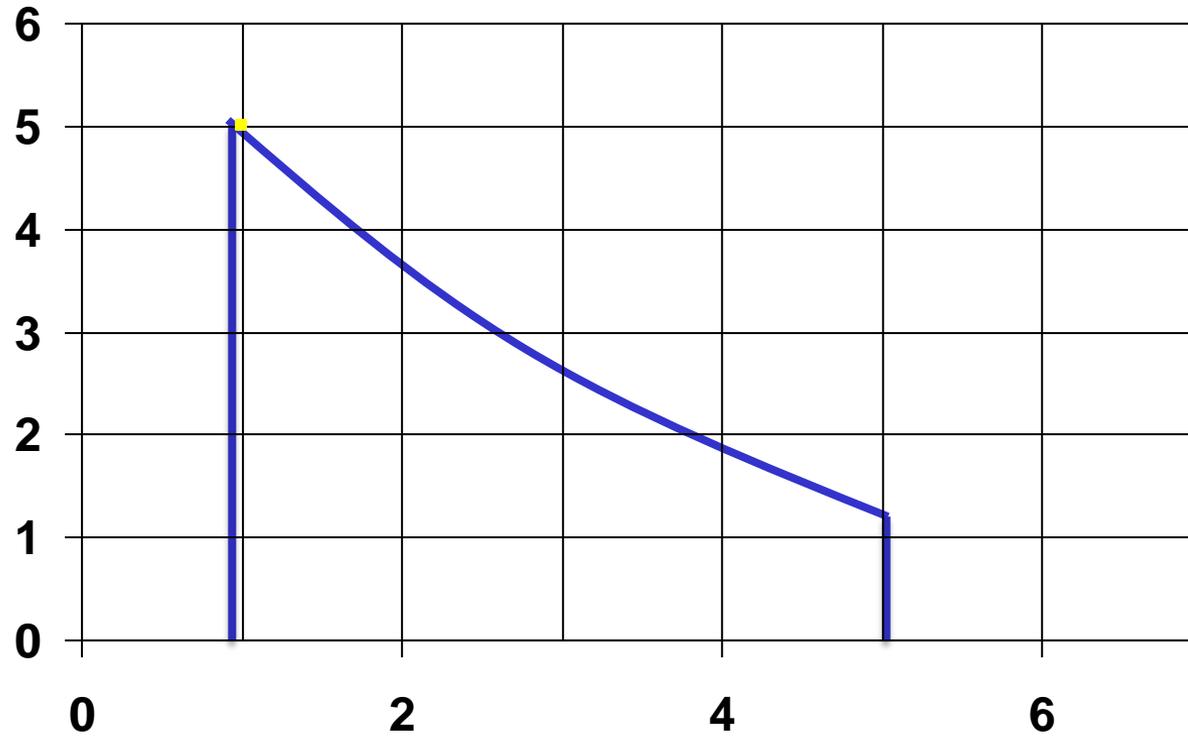
$$T = P_i V_i / nR = (5 \text{ atm} * 1 \text{ L}) / (1 \text{ mol} * 0.082 \text{ atmL/molK}) = 60.98 \text{ K}$$

$$W = -(1 \text{ mol})(8.314 \text{ J/molK})(60.98 \text{ K}) \ln (5 \text{ L}/1 \text{ L})$$

$$W = - 815.97 \text{ J}$$

Trabajo Máximo

P



V

4. Un mol de gas (modelo ideal) con una presión inicial de 5 atm se expande, contra una presión de oposición constante, desde 1 L hasta 5L, en diferentes situaciones:
- En una etapa.
 - En dos etapas
 - En tres etapas.

Calcular el trabajo realizado en (a), (b) y (c) considerando los datos de la siguiente tabla, dar el resultado en Joules. Representar el trabajo en una gráfica P vs. V para cada situación. Compare el resultado y las gráficas con las obtenidas en el problema anterior.

Irreversible una etapa	Irreversible dos etapas	Irreversible tres etapas
$n = 1 \text{ mol}$ $P_1 = 5 \text{ atm}$ $P_2 = 1 \text{ atm}$ $V_1 = 1 \text{ L}$ $V_2 = 5 \text{ L}$ $P_{op} = 1 \text{ atm}$	$n = 1 \text{ mol}$ <u>1ra etapa</u> $P_1 = 5 \text{ atm}$ $P_2 = 1.67 \text{ atm}$ $V_1 = 1 \text{ L}$ $V_2 = 3 \text{ L}$ $P_{op} = 1.67 \text{ atm}$ <u>2da etapa</u> $P_2 = 1 \text{ atm}$ $V_2 = 3 \text{ L}$ $V_f = 5 \text{ L}$ $P_{op} = 1 \text{ atm}$	$n = 1 \text{ mol}$ <u>1ra etapa</u> $P_1 = 5 \text{ atm}$ $P_2 = 2.14 \text{ atm}$ $V_1 = 1 \text{ L}$ $V_2 = 2.33 \text{ L}$ $P_{op} = 2.14 \text{ atm}$ <u>2da etapa</u> $P_2 = 2.14 \text{ atm}$ $V_2 = 2.33 \text{ L}$ $V_3 = 3.67 \text{ L}$ $P_{op} = 1.36 \text{ atm}$ <u>3ra etapa</u> $P_3 = 1.36 \text{ atm}$ $P_f = 1 \text{ atm}$ $V_3 = 3.67 \text{ L}$ $V_f = 5 \text{ L}$ $P_{op} = 1 \text{ atm}$

Trabajo de Expansión

$$\delta W = -P_{op} dV$$

Proceso irreversible $P_{op} = cte$

$$\int \delta W = -P_{op} \int dV$$

$$W = -P_{op} \Delta V$$

$$W = - (1 \text{ atm}) (5-1) \text{ L} * (101.3 \text{ J/1 atmL})$$

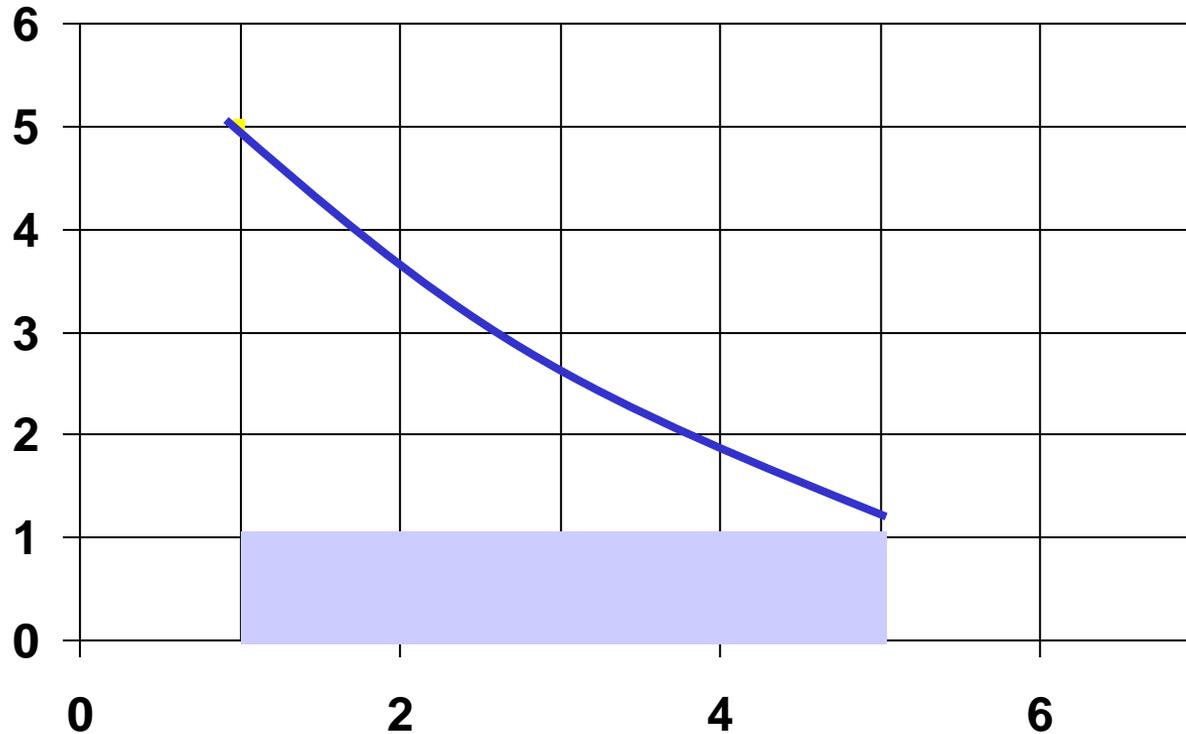
$$W = - 405.2 \text{ J}$$

Proceso reversible

$$W = - 815.97 \text{ J}$$

Trabajo Máximo

P



$W = -P_{\text{op}} \Delta V$ ----- altura * base = área del rectángulo

$W = - (1 \text{ atm})(5-1)L$

V

Trabajo de Expansión

$$W = -P_{\text{op}} \Delta V$$

1ra etapa

$$W = - (1.67 \text{ atm}) (3-1) \text{ L} * (101.3\text{J}/1\text{atmL})$$

$$W = - 338.34 \text{ J}$$

2da etapa

$$W = - (1 \text{ atm}) (5-3) \text{ L} * (101.3\text{J}/1\text{atmL})$$

$$W = - 202.60 \text{ J}$$

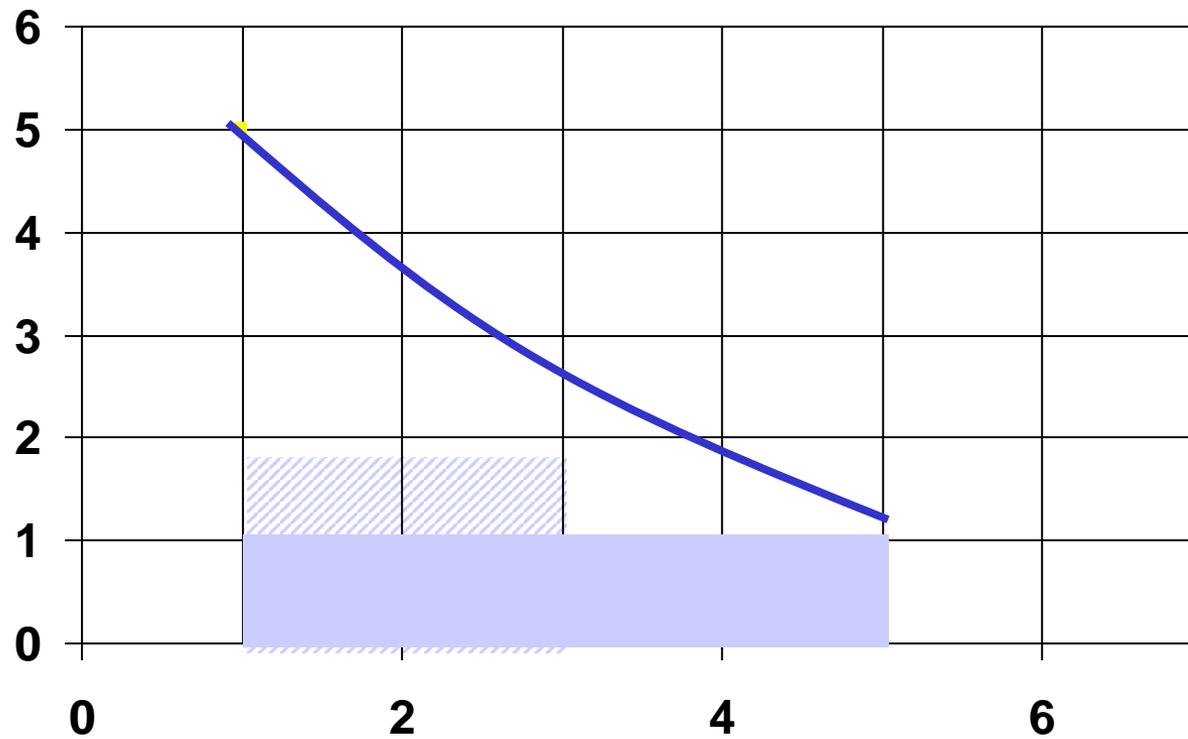
$$W_t = - (338.34 + 202.60) \text{ J} = - 540.94 \text{ J}$$

Proceso reversible

$$W = - 815.97 \text{ J}$$

Trabajo Máximo

P



V

Trabajo de Expansión

$$W = -P_{\text{op}} \Delta V$$

1ra etapa

$$W = - (2.14 \text{ atm})(2.33-1) \text{ L} * (101.3\text{J}/1\text{atmL})$$

$$W = - 288.32 \text{ J}$$

2da etapa

$$W = - (1.36 \text{ atm})(3.67-2.33) \text{ L} * (101.3\text{J}/1\text{atmL})$$

$$W = - 184.61 \text{ J}$$

3da etapa

$$W = - (1 \text{ atm})(5-3.67) \text{ L} * (101.3\text{J}/1\text{atmL})$$

$$W = - 134.73 \text{ J}$$

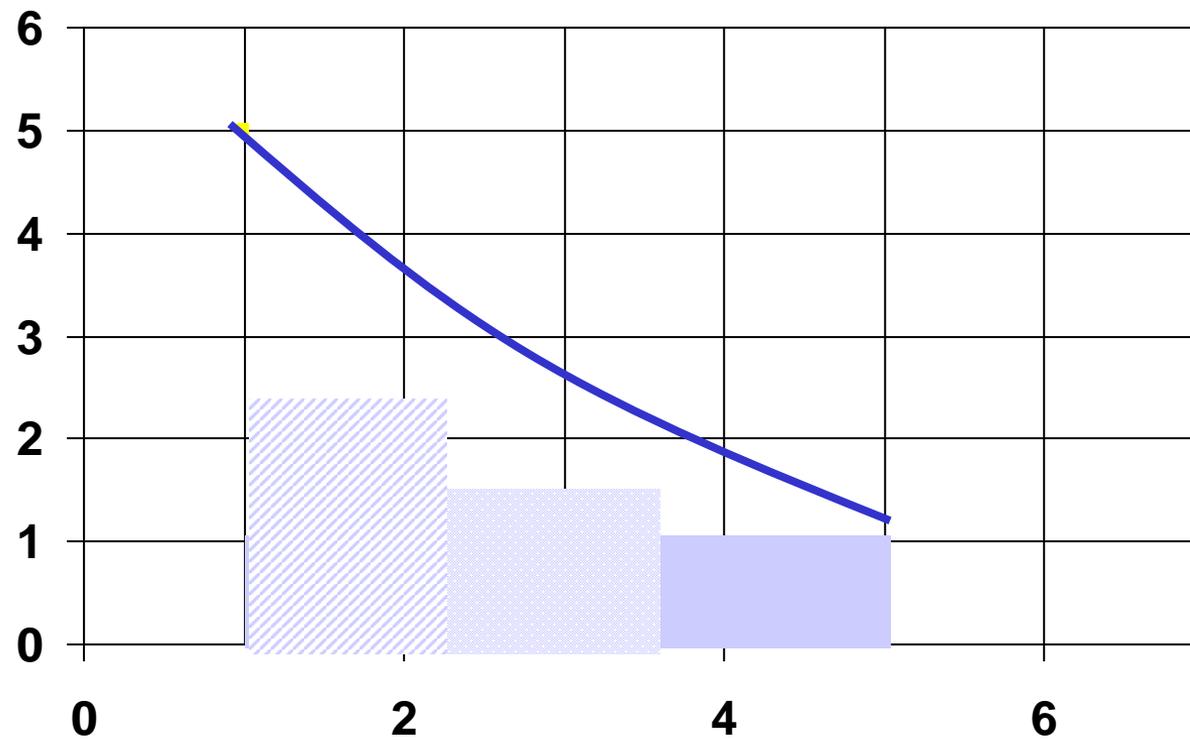
$$W_t = - (288.32 + 184.61 + 134.73) \text{ J} = - 607.66 \text{ J}$$

Proceso reversible

$$W = - 815.97 \text{ J}$$

Trabajo Máximo

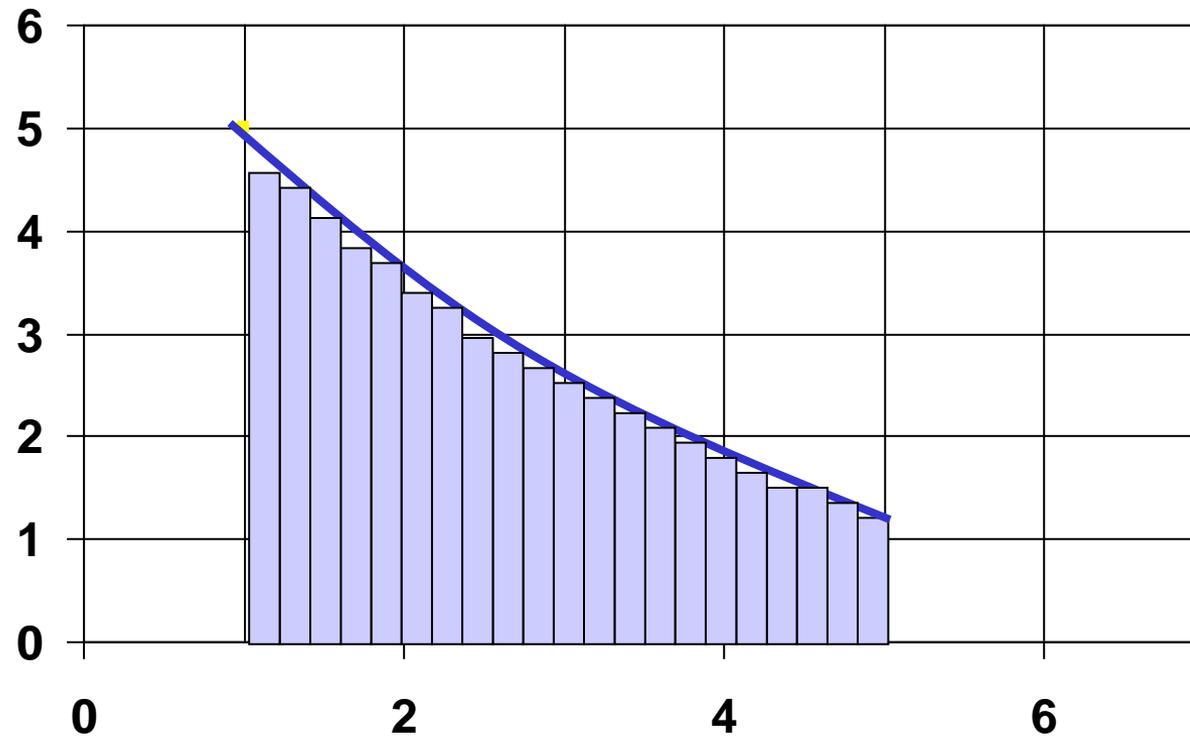
P



V

Trabajo Máximo

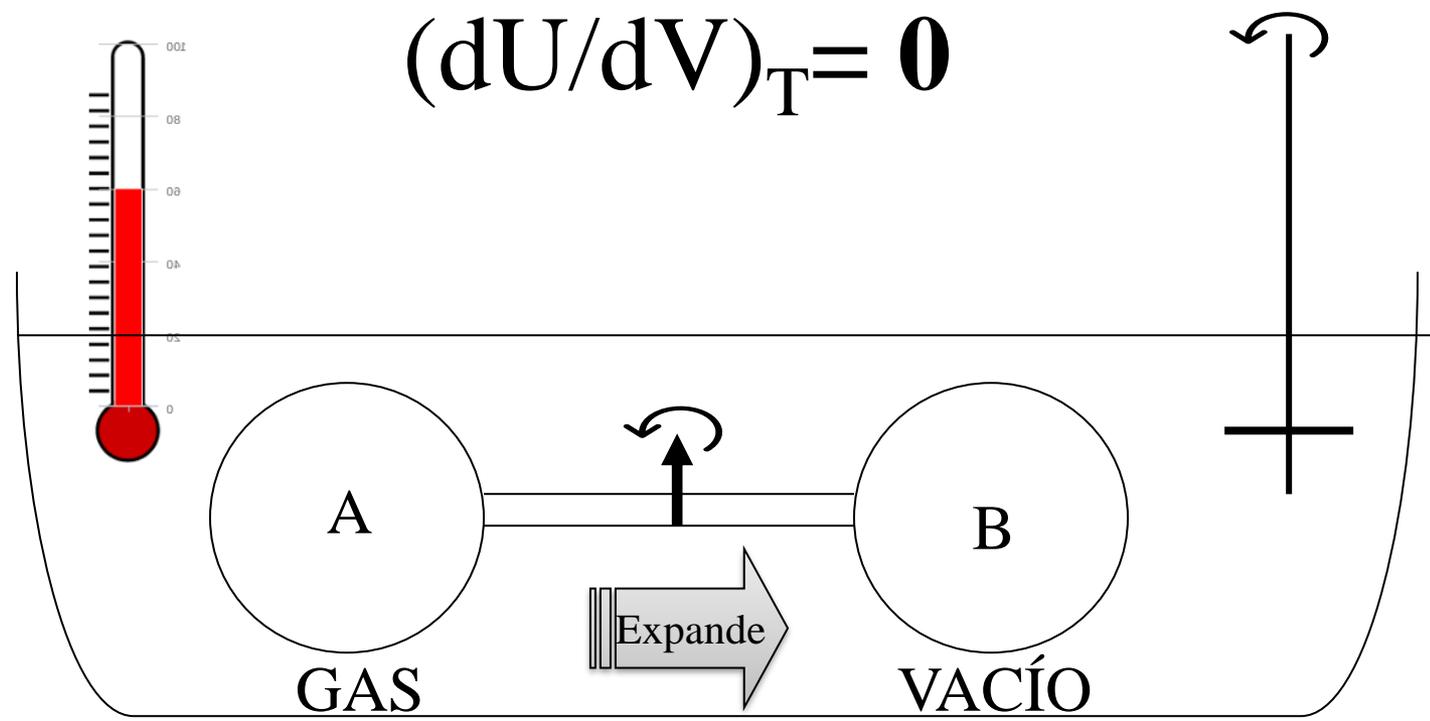
P



V

Experimento de Joule

$$(dU/dV)_T = 0$$



Expansión contra el vacío, por lo tanto $P_{op} = 0$

$$\delta W = - P_{op} dV, \text{ por lo tanto } W = 0$$

No cambió T y no hubo cambio de estado de agregación, $Q = 0$

$$\Delta U = Q + W = 0$$

$$Q = -W$$

Proceso isotérmico
 $\Delta U = 0$

Proceso Isocórico

Volumen constante por lo tanto $dV = 0$

$dW = - P_{\text{ext}} dV$ Si $dV = 0$ entonces $W = 0$

No hay desplazamiento y por lo tanto no hay trabajo

$$\Delta U = Q \quad dU = \delta Q$$

C_v capacidad calorífica molar a volumen constante

$C_v = Q_v / (n \Delta T)$ o $C_v = \delta Q_v / (n dT)$ por lo tanto

$$Q_v = n C_v \Delta T \rightarrow \Delta U = n C_v \Delta T$$

$$\text{o } \delta Q_v = n C_v dt \rightarrow dU = n C_v dt$$

$$\text{Para 1 mol } dU = C_v dt \quad (dU/dT)_v = C_v$$

$$\int dU = \int n C_v dt \rightarrow \Delta U = \int n C_v dt$$

Si $C_v = \text{cte}$

$$\Delta U = n C_v \int_{T_i}^{T_f} dt \rightarrow \Delta U = n C_v (T_f - T_i) \rightarrow \Delta U = n C_v \Delta T$$

Proceso Isocórico

$$\Delta U = Q \quad dU = \delta Q$$

Para un proceso isocórico reversible e irreversible se considera la misma igualdad así como la misma ecuación para calcular la energía interna

¿Por qué?

La energía interna es una función de estado; no importa el camino que siga el gas, es decir, no importa si el proceso es isocórico, isobárico, etc. siempre el ΔU se calcula de la misma forma

Proceso Isobárico

Presión constante $P_{op} = P_i = P_f$

$$dU = \delta Q + \delta W \quad \text{despejando calor}$$

$$\delta Q = dU - \delta W \quad \text{y} \quad \delta W = - P_{op} dV$$

$$\delta Q = dU - (- P_{op} dV)$$

$$\text{Integrando } \int \delta Q = \int dU + \int P_{op} dV$$

$$Q_p = U_f - U_i + P_{op} (V_f - V_i)$$

$$Q_p = U_f - U_i + P_{op} V_f - P_{op} V_i \quad P_{op} = P_i = P_f$$

$$Q_p = U_f - U_i + P_f V_f - P_i V_i$$

Rearreglando términos $Q_p = U_f + P_f V_f - (U_i + P_i V_i)$

$$H = U + PV \quad \text{arreglo matemático}$$

$$Q_p = \underbrace{U_f + P_f V_f}_{H_f} - \underbrace{(U_i + P_i V_i)}_{H_i}$$

$$Q_p = \Delta H \quad \text{o} \quad \delta Q_p = dH$$

Proceso Isobárico

$$C_p = Q_p/n \Delta T \text{ o } C_p = \delta Q_p/n dT \text{ por lo tanto}$$

$$Q_p = nC_p \Delta T \rightarrow \Delta H = nC_p \Delta T$$

$$\text{o } \delta Q_p = nC_p dt \rightarrow dH = nC_p dt$$

$$\text{Para 1 mol } dH = C_p dt \quad (dH/dT)_p = C_p$$

$$\int dH = \int nC_p dt \rightarrow \Delta H = \int nC_p dt$$

Si $C_p = \text{cte}$

$$\Delta H = nC_p \int_{T_i}^{T_f} dt \rightarrow \Delta H = nC_p(T_f - T_i) \rightarrow \Delta H = nC_p \Delta T$$

C_p capacidad calorífica molar a presión constante

Valores de C_v y C_p para gases ideales

R, constante universal de los gases

ATOMICIDAD	C_v	C_p	$C_p = C_v + R$
Monoatómico He, Ne, Ar	$3/2 R$	$5/2 R$	$5/2 - 3/2 = 2/2 R$
Diatómico H ₂ , O ₂ , N ₂ , Cl ₂ , CO, NO	$5/2 R$	$7/2 R$	$7/2 - 5/2 = 2/2 R$

$C_p - C_v = R$
Gas ideal

Más sencillo

Busca la deducción matemática de esta ecuación

reca

agua

1 gramo

$2^{\circ}\text{C} \rightarrow 3^{\circ}\text{C}$

$\Delta T = 1^{\circ}\text{C}$

1 Cal

X

1 gramo

$97^{\circ}\text{C} \rightarrow 98^{\circ}\text{C}$

$\Delta T = 1^{\circ}\text{C}$

1 cal

X

No es totalmente cierto

d) Por qué no es cierto?

$C_v \Rightarrow f(T)$
 $C_p \Rightarrow f(T)$

Cv y Cp en función de la temperatura $C_p=f(T)$

$$C_p = (a + bT + cT^2 + dT^{-2})$$

Donde a, b, c y d ($\alpha, \beta, \gamma, \delta$) son constantes, específicos para cada sustancia y se encuentran en tablas

Ejemplo:

Cp del O₂ es

$$(7.52 + 0.8 \times 10^{-3}T - 9 \times 10^{-4}T^2) \text{ cal/molK.}$$

$\underbrace{7.52}_{a} + \underbrace{0.8 \times 10^{-3}T}_{b} - \underbrace{9 \times 10^{-4}T^2}_{c}$

$d = 0$

Cv y Cp en función de la temperatura $C_p=f(T)$

cal/molK

I. Elements

Element (State)	C_p^o (cal. deg ⁻¹ . mole ⁻¹)				Temp. Range from 298 °K to °K	Mean Dev. per cent	$\Delta \mathcal{H}_f^o$ (kcal .mole ⁻¹)	$\Delta \mathcal{G}_f^o$ (kcal .mole ⁻¹)	\mathcal{S}^o (cal .deg ⁻¹ .mole ⁻¹)
	Constants of the Equation $C_p^o = a + bT + cT^2 + dT^{-2}$								
	a	b × 10 ³	c × 10 ⁶	d × 10 ⁻²					
Ag (s)	5.73	1.263	—	-0.006	1234	0.5	0.000	0.000	10.206
Al (s)	4.94	2.96	—	—	931.7	0.5	0.000	0.000	6.769
As (s)	5.23	2.22	—	—	1100	3	0.000	0.000	8.4
Au (s)	5.66	1.24	—	—	1336	0.5	0.000	0.000	11.32
B (s)	1.54	4.40	—	—	1200	3	0.000	0.000	1.56
Ba (s)							0.000	0.000	16.0
Be (s)	3.40	2.90	—	—	1173	1	0.000	0.000	2.28
Bi (s)	4.49	5.40	—	—	544	1	0.000	0.000	13.6
Br (g)							26.71	19.69	41.805
Br ₂ (g)	8.89	0.165	—	-0.284	1600	0.5	7.34	0.751	58.639
Br ₂ (l)							0.000	0.000	36.4
C (s), diamond . .	2.18	3.16	—	-1.48	1200	2.5	0.453	0.685	0.568
C (s), graphite . .	4.10	1.02	—	-2.10	2300	2.5	0.000	0.000	1.361

Tablas que les envie

6. → Se tienen 3 moles de oxígeno a 25°C, se eleva la temperatura a 60°C, manteniendo la presión constante y comportamiento ideal, calcular la variación de la entalpía de este proceso. El C_p del oxígeno es $(7.52 + 0.8 \times 10^{-3}T - 9 \times 10^{-4}T^2)$ cal/molK. ¶

Problema C_p constante

Problema 6 modificado

Se tienen 3 moles de oxígeno a 25°C, se eleva la temperatura a 60°C, manteniendo la presión constante y comportamiento ideal, calcular la variación de la entalpía de este proceso. El C_p es constante y su valor depende de su atomicidad.

$$\Delta H = nC_p \Delta T$$

C_p en función de la atomicidad

$O_2 \rightarrow$ diatómico $\Delta H =$

$$C_p = 7/2 R$$

$$\Delta H = n C_p \Delta T$$

$T_f - T_i$

$$\Delta H = (3 \text{ mol}) (7/2) (8.314 \text{ J/molK}) (333.15 - 298.15) \text{ K}$$

6. → Se tienen 3 moles de oxígeno a 25°C, se eleva la temperatura a 60°C, manteniendo la presión constante y comportamiento ideal, calcular la variación de la entalpía de este proceso. El C_p del oxígeno es $(7.52+0.8 \times 10^{-3}T-9 \times 10^{-4}T^2)$ cal/molK. ¶

Problema $C_p = f(T)$

Se tienen 3 moles de oxígeno a 25°C, se eleva la temperatura a 60°C, manteniendo la presión constante y comportamiento ideal, calcular la variación de la entalpía de este proceso. El C_p del oxígeno es $(7.52+0.8 \times 10^{-3}T-9 \times 10^{-4}T^2)$ cal/molK.

$$\Delta H = \int n C_p dt$$

$$\Delta H = n \int_{T_i}^{T_f} C_p dT$$

$$\Delta H = (3 \text{ mol}) \int_{T_i}^{T_f} (7.52 + 0.8 \times 10^{-3} T - 9 \times 10^{-4} T^2) \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}} dT$$

$$\Delta H = ? \text{ cal}$$

Tarea: terminar de resolver la integral, sustituir datos y obtener el valor de ΔH

Proceso Adiabático

Si no hay flujo de calor durante un cambio de estado entonces $\delta Q = 0$

La primera ley indica que : $dU = \delta Q + \delta W$

$$dU = \delta W \quad \text{o} \quad \Delta U = W$$

El trabajo que es una función de trayectoria, deja de serlo pues es igual a la energía interna que es una función de estado

El trabajo se produce a expensas de un descenso de la energía interna del sistema. Si se produce trabajo en un cambio adiabático, la temperatura del sistema disminuye

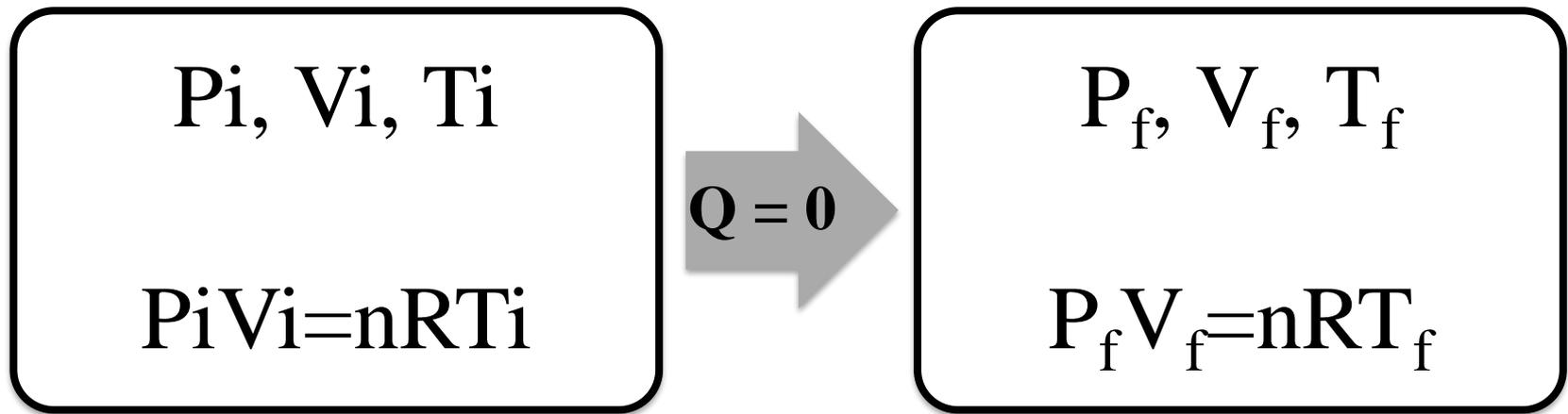
Función trayectoria \rightarrow Función
Edo

✓ isocórico $\Rightarrow Q_v = \Delta U$

✓ isobárico $\Rightarrow Q_p = \Delta H$

✓ adiabática $\Rightarrow W = \Delta U$

Proceso Adiabático



Sistema cerrado

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

Ley combinada
de los gases

Proceso Adiabático Reversible

$$dU = \delta W$$

GI

$$dU = nC_v dT$$

$$dW = -(nRT/V) dV$$

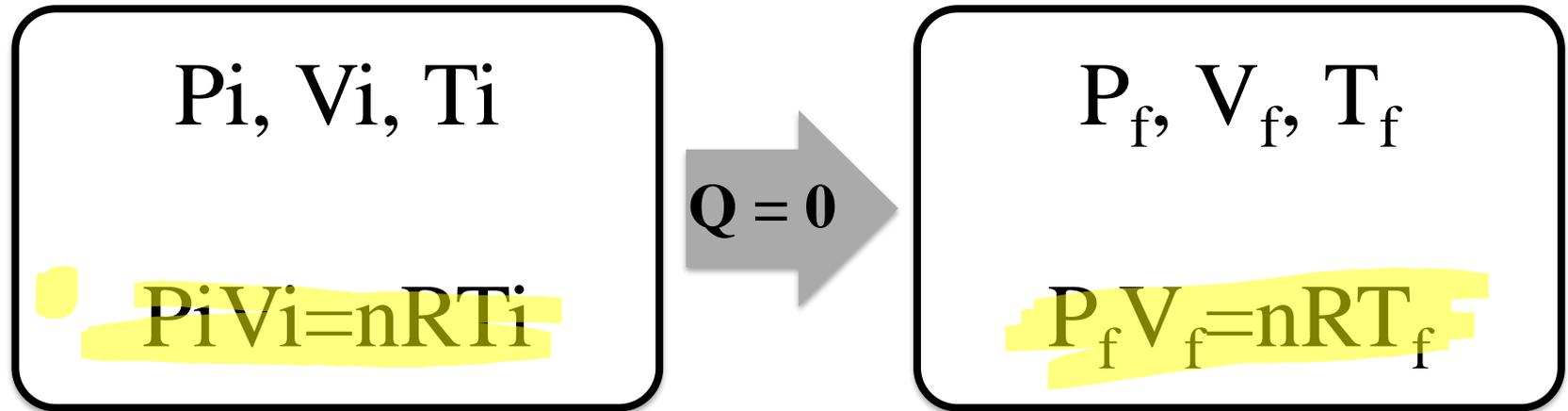
$$(nC_v) dT = (nRT/V) dV$$

Coefficiente de atomicidad
Coefficiente adiabático

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

$$\frac{T_f}{T_i} = \left(\frac{V_f}{V_i} \right)^\gamma$$

Proceso Adiabático Reversible



$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

$$P_i (V_i)^\gamma = P_f (V_f)^\gamma$$

$$\frac{T_f}{T_i} = \left(\frac{V_f}{V_i} \right)^\gamma$$

$$\left(\frac{T_f}{T_i} \right)^\gamma = \left(\frac{P_f}{P_i} \right)^{\gamma-1}$$

Valores de C_v y C_p para gases ideales

Coeficiente de atomicidad
Coeficiente adiabático

ATOMICIDAD	C_v	C_p	γ
Monoatómico He, Ne, Ar	$3/2 R$	$5/2 R$	1.67
Diatómico $H_2, O_2, N_2, Cl_2, CO, NO$	$5/2 R$	$7/2 R$	1.4

$$\gamma = C_p/C_v$$

8. → Cinco moles de un gas ideal diatómico están a 40°C y 8 atm de presión, se dejan expandir reversible y adiabáticamente hasta una presión de 3 atm . Calcular el calor, el trabajo y las variaciones de energía interna y entalpía. †

Datos

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

$$C_p = \frac{7}{2}R$$

$$\gamma = 1.4$$

$$T_i = 40^\circ\text{C}$$

$$P_i = 8\text{ atm}$$

$$Q = 0 \quad P_f = 3\text{ atm}$$

$$Q = 0 \quad \checkmark$$

$$\Delta U = n C_v (T_f - T_i) \quad \checkmark$$

$$\Delta U = (5\text{ moles}) \left(\frac{5}{2}\right) (8.314\text{ J/K}) (T_f - 313\text{ K})$$

$$\left(\frac{T_f}{T_i}\right)^\gamma = \left(\frac{P_f}{P_i}\right)^{\gamma-1}$$

$$T_f = \left(\frac{P_f}{P_i}\right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}} T_i$$

$$T_f = \left(\frac{3}{8}\right)^{\frac{1}{1.4}} T_i$$

Datos $\Delta U = nC_V(T_f - T_i)$
 $n = 5 \text{ mol}$
 $T_i = 313.15 \text{ K}$
 $P_i = 8 \text{ atm}$
 $Q = 0 \leftarrow$
 $P_f = 3 \text{ atm}$
 $\gamma = 1.4$
 $C_V = 5/2 R$
 $C_P = 7/2 R$

$\left(\frac{T_f}{T_i}\right) = \left(\frac{P_f}{P_i}\right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}}$
 $T_f = \left(\frac{P_f}{P_i}\right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}} T_i$
 $T_f = \left(\frac{3 \text{ atm}}{8 \text{ atm}}\right)^{\frac{1.4-1}{1.4}} (313.15 \text{ K})$
 $T_f = 234.86 \text{ K}$

8. Cinco moles de un gas ideal diatómico están a 40°C y 8 atm de presión, se dejan expandir reversible y adiabáticamente hasta una presión de 3 atm . Calcular el calor, el trabajo y las variaciones de energía interna y entalpía.

Datos $\Delta U = nC_V(T_f - T_i)$
 $n = 5 \text{ mol}$
 $T_i = 313.15 \text{ K}$
 $P_i = 8 \text{ atm}$
 $Q = 0 \leftarrow$
 $P_f = 3 \text{ atm}$
 $\gamma = 1.4$
 $C_V = 5/2 R$
 $C_P = 7/2 R$

$\Delta U = (5 \text{ mol}) \left(\frac{5}{2}\right) (8.314 \text{ J/mol K}) (234.86 - 313.15) \text{ K}$
 $\Delta U = -7923.24 \text{ J}$
 $W = -7923.24 \text{ J}$
 $\Delta H = nC_P(T_f - T_i)$
 $\Delta H = (5 \text{ mol}) \left(\frac{7}{2}\right) (8.314 \text{ J/mol K}) (234.86 - 313.15) \text{ K}$

Proceso Adiabático Irreversible

P_i, V_i, T_i

$$P_i V_i = nRT_i$$

$$Q = 0$$

$$P_{op} = \text{cte}$$

P_f, V_f, T_f

$$P_f V_f = nRT_f$$

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

$$\text{Sí } P_f = P_{op}$$

$$T_f = \left(\frac{nC_v T_i + P_f V_i}{nC_p} \right)$$

Proceso Adiabático

Reversible e Irreversible

$$\delta Q = 0 \quad \text{o} \quad Q = 0$$

$$dU = \delta W \quad \text{o} \quad \Delta U = W$$

$$\Delta U = nC_v \Delta T \quad \text{o} \quad dU = nC_v dT$$

$$\Delta H = nC_p \Delta T \quad \text{o} \quad dH = nC_p dT$$

El ΔH no tiene significado físico para este tipo de proceso

Datos Adiabático irreversible $Q=0$

$n=1 \text{ mol}$
 $C_v=5/2 R$
 $C_p=7/2 R$
 $\gamma=1.4$
 $T_i=100^\circ\text{C}$
 $P_i=2 \text{ atm}$
 $Q=0$
 $P_f=1 \text{ atm}$

$T_f = \frac{n C_v T_i + P_f V_i}{n C_p}$

$T_f = \frac{(1 \text{ mol})(5/2)(0.082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}})(373.15 \text{ K}) + (1 \text{ atm})(29.4 \text{ L})}{(1 \text{ mol})(7/2)(0.082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}})}$

$T_f = 319.84 \text{ K}$

$V_i = \frac{n R T_i}{P_i}$
 $V_i = \frac{(1 \text{ mol})(0.082)(373.15)}{(2 \text{ atm})}$

10. Un mol de gas ideal diatómico a 100°C y 2 atmósferas se expande libremente en forma adiabática, hasta una presión final de 1 atm. Calcular para este proceso W , Q , ΔU y ΔH .

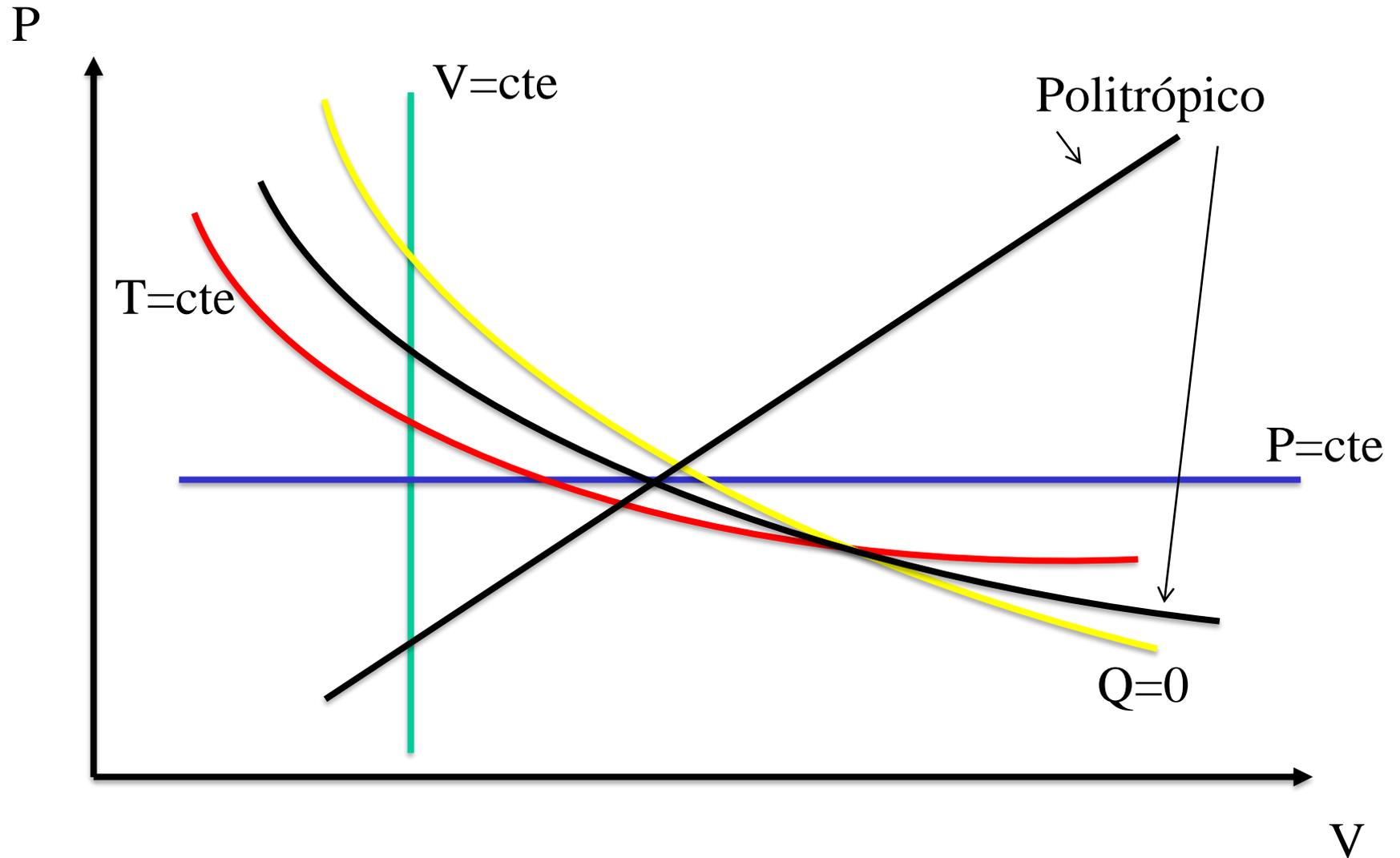
5. Un sistema gaseoso absorbe 2500 cal cuando su volumen se incrementa en 18 litros a presión constante. Si el comportamiento del gas es ideal y su energía interna durante la expansión sufre un aumento de 300 Joules, calcular la presión dentro del sistema.

Datos Isobárico

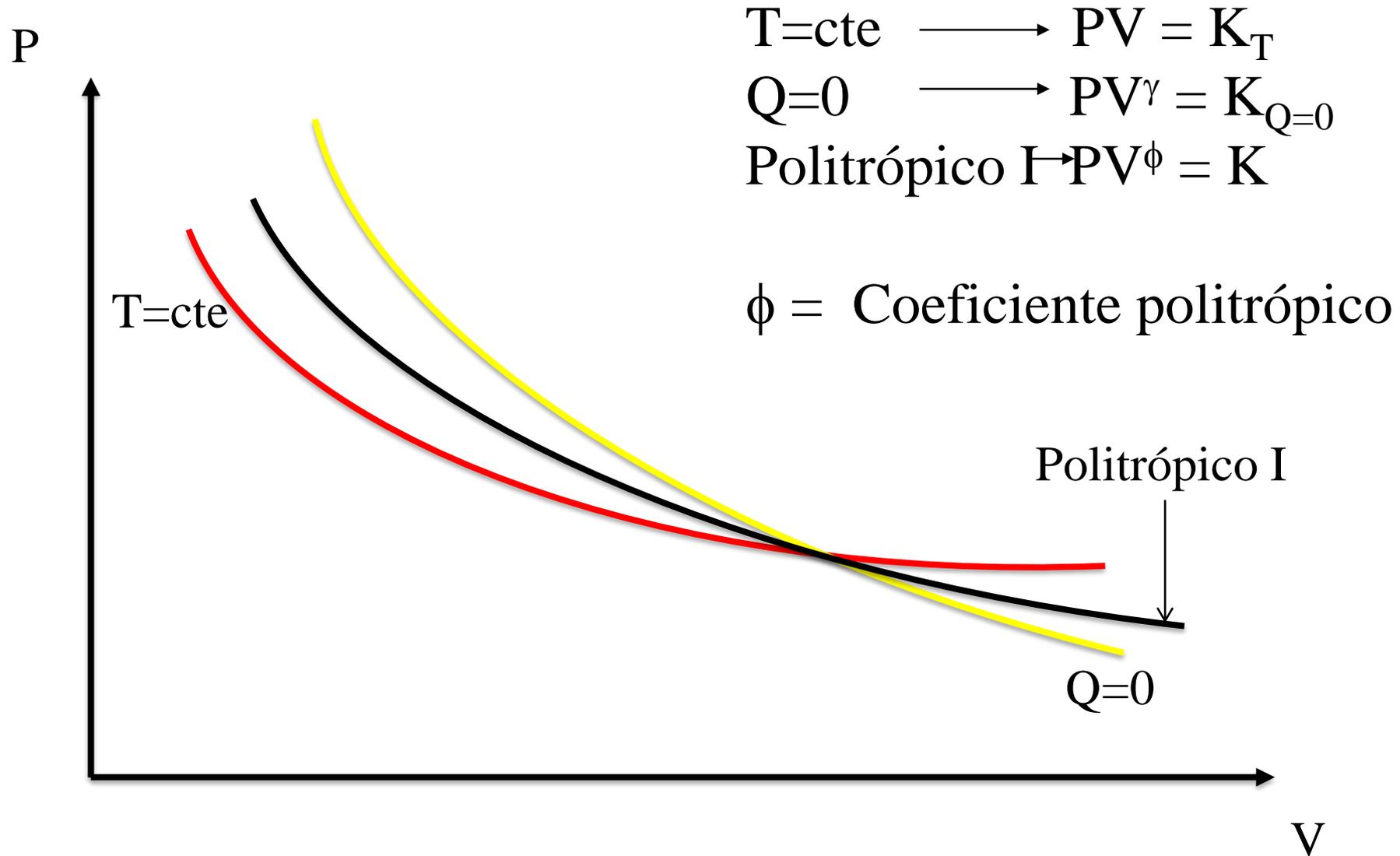
$Q=2500 \text{ cal}$
 $\Delta V=18 \text{ L}$
 $P=\text{cte}$
 $\Delta U=300 \text{ J}$
 Expande
 $P_{\text{op}}=P_i=P_f$

$\Delta U = n C_v \Delta T$
 $\Delta H = n C_p \Delta T$
 $Q_p = \Delta H$
 $\Delta U = Q + W$
 $W = \Delta U - Q$
 $W = -P \Delta V$

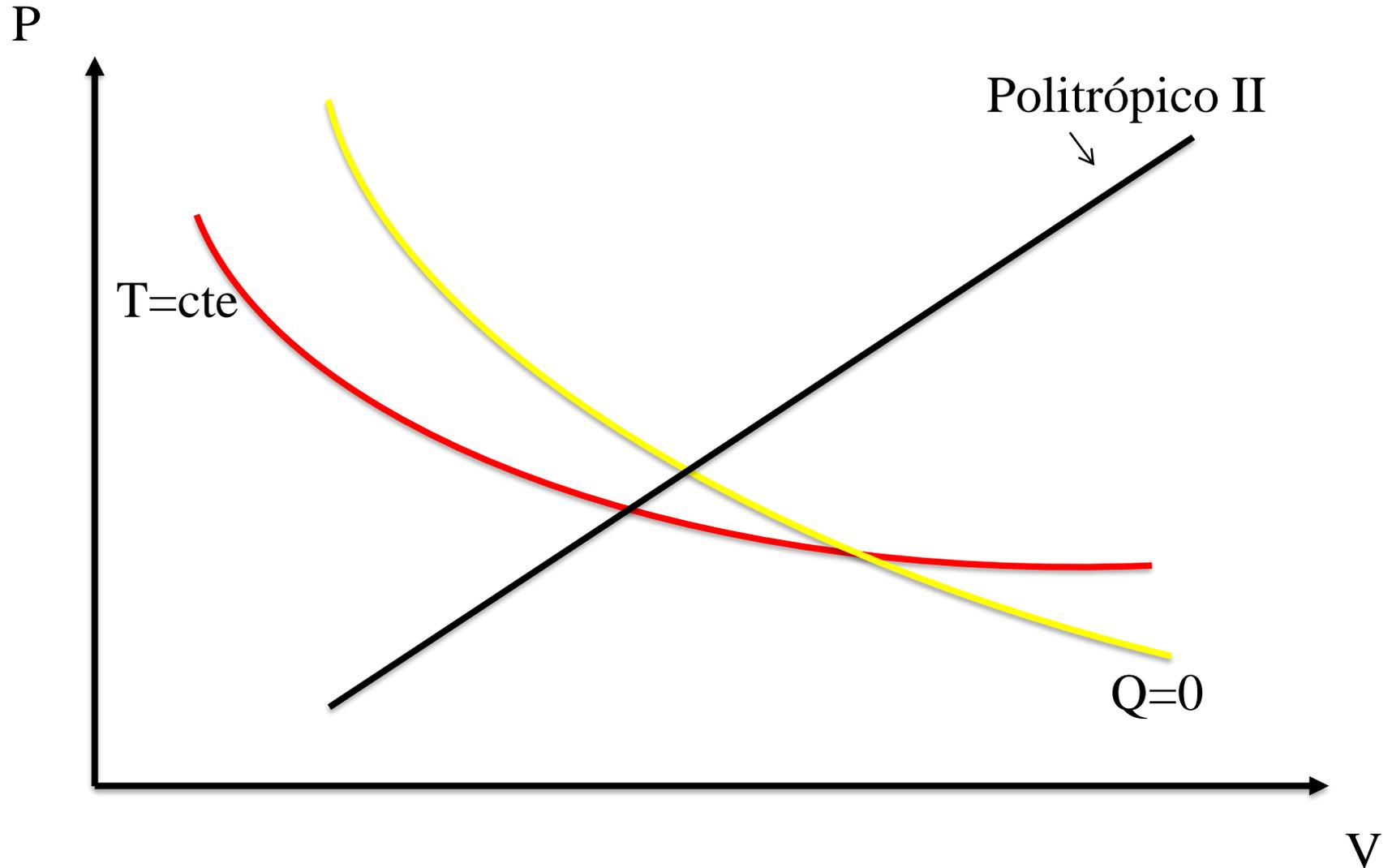
Procesos en gráfica P vs. V



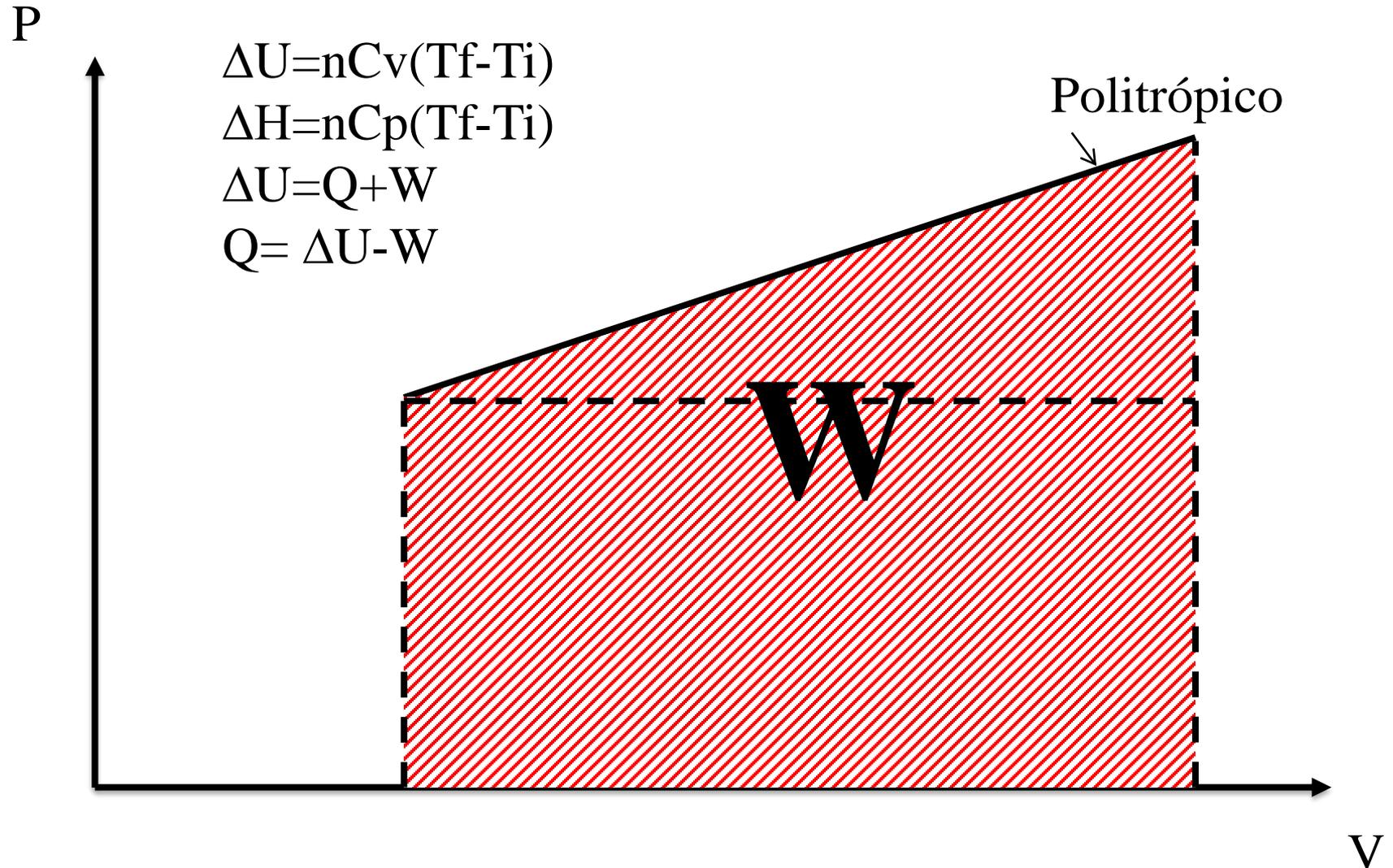
Procesos en gráfica P vs. V



Procesos en gráfica P vs. V



Procesos en gráfica P vs. V



Tipo II
Proceso politrópico

$$\Delta U = nC_v\Delta T$$
$$\Delta U = n f C_v \Delta T$$
$$\Delta H = nC_p\Delta T$$

$$* P_y = a + b V_x$$

$$W = - \int P_{op} dV$$

Reversible, $P_{op} \approx P_{gas}$

$$W = - \int (a + bV) dV$$

11. Un mol de un gas ideal diatómico realiza el siguiente proceso; de una temperatura inicial de 291 K y un volumen de 21000cm^3 , a una temperatura final de 305 K y un volumen de 12700 cm^3 . El proceso se representa en un diagrama P vs V por una línea recta. Calcular para este proceso el calor, trabajo, ΔU y ΔH involucrados.

a = ordenada al origen
 b = pendiente

3. $\Delta U = Q + W$ Reversible

2. $W = -a(V_f - V_i) - \frac{b}{2}(V_f^2 - V_i^2)$

Evaluar a, b

$\Delta U = nC_v(T_f - T_i)$

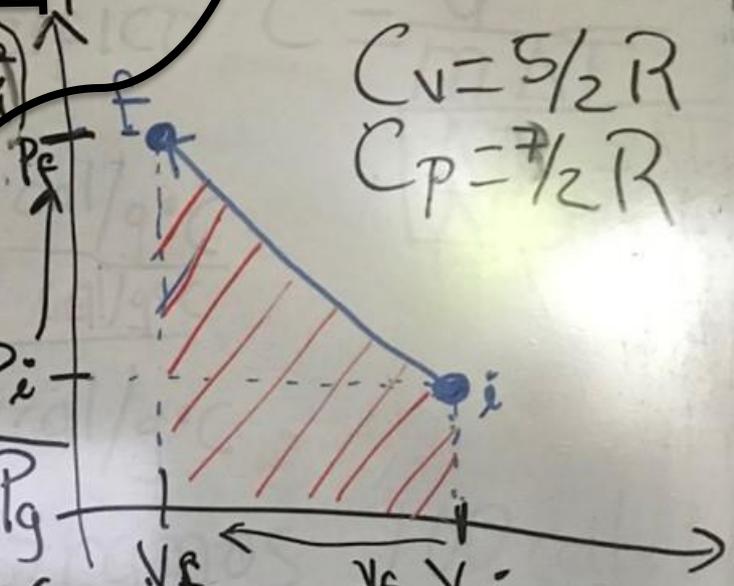
$\Delta H = nC_p(T_f - T_i)$

Reversible $P_{op} \approx P_g$

1. $W = -\int_{V_i}^{V_f} P_{op} dV = -\int_{V_i}^{V_f} P_g dV = -\int_{V_i}^{V_f} (a + bV) dV$

$W = -\left[\int_{V_i}^{V_f} a dV + \int_{V_i}^{V_f} bV dV \right]$

$C_v = 5/2 R$
 $C_p = 7/2 R$



GAS IDEAL

PROCESO	Q	W	ΔU	ΔH
ISOTÉRMICO				
ISOCÓRICO				
ISOBÁRICO				
ADIABÁTICO REVERSIBLE				
ADIABÁTICO IRREVERSIBLE				
POLITRÓPICO $PV^\Phi = \text{constante}$				
POLITRÓPICO $P = a + bV$				