

Calor y energía interna

Energía Interna

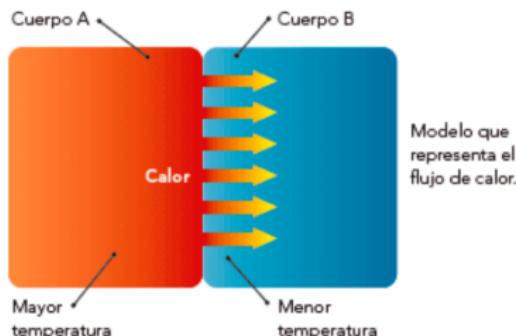
la energía de un sistema que se asocia con sus componentes microscópicos, átomos y moléculas

Calor

- la transferencia de energía a través de la frontera de un sistema debida a una diferencia de temperatura entre el sistema y sus alrededores.
- es la cantidad de energía Q transferida mediante este proceso.

Calor y energía interna

Características del calor:

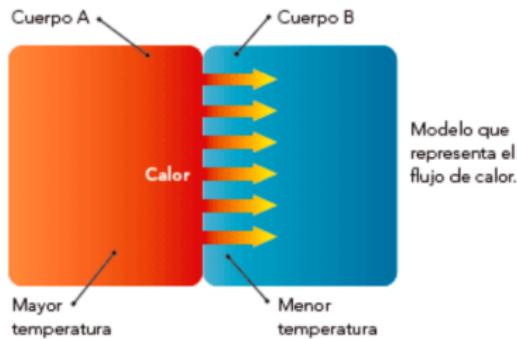


Calor → Q

- **Flujo de energía:** Siempre se mueve de un área de mayor temperatura a una de menor temperatura hasta alcanzar el equilibrio térmico.
- **Energía cinética:** Está relacionado con la suma de la energía cinética de los átomos y moléculas de una sustancia.
- **Transferencia:** Se transfiere mediante mecanismos como la conducción, la convección y la radiación.
- **Medición:** Se mide en Julios (J) o calorías (cal).

Calor y energía interna

Características del calor:



Si dos cuerpos a distinta temperatura se ponen en contacto, el que está más frío (menor temperatura T_B) “**recibe calor**” del cuerpo más caliente...

Hay una **transferencia de energía** desde el cuerpo de mayor temperatura T_A al de menor temperatura T_B que denominamos **CALOR**

Caloría

es una **unidad de energía** basada en la capacidad térmica específica del H_2O , es la **cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de H_2O en un grado Celsius**

Calor específico y calorimetría

El calor Q necesario para elevar la temperatura de un objeto... depende del material!

- El calor Q necesario para elevar 1°C 1 kg de H_2O es $1\text{ kcal} = 4186\text{ J}$
- El calor Q necesario para elevar 1°C 1 kg de Cu es $0,0925\text{ kcal} = 387\text{ J}$

El factor de proporcionalidad entre el calor Q y la variación de la temperatura ΔT depende de las propiedades térmicas del material c_p y la cantidad de masa m

$$dQ = c_p m dT$$

$$Q = c_p m \Delta T$$

Calor específico c_p :

- es la capacidad térmica por unidad de masa que se define como la cantidad de energía necesaria para elevar la temperatura de dicha muestra en 1°C
- mientras mayor sea el c_p de un material, más Q se requiere para aumentar su temperatura

Calor específico

Calores específicos de algunas sustancias a 25° y presión atmosférica

Sustancia	Calor específico (J/kg · °C)	Sustancia	Calor específico (J/kg · °C)
<i>Sólidos elementales</i>			
Aluminio	900	Latón	380
Berilio	1 830	Vidrio	837
Cadmio	230	Hielo (-5 °C)	2 090
Cobre	387	Mármol	860
Germanio	322	Madera	1 700
Oro	129	<i>Líquidos</i>	
Hierro	448	Alcohol (etílico)	2 400
Plomo	128	Mercurio	140
Silicio	703	Agua (15 °C)	4 186
Plata	234	<i>Gas</i>	
		Vapor (100°C)	2 010

Note: Para convertir los valores a unidades de cal/g · °C, divida entre 4 186.

El equivalente mecánico del calor

de Física I:

- si hay fricción en un sistema mecánico, la energía mecánica en el sistema disminuye
- la energía mecánica no se conserva en presencia de fuerzas no conservativas

Varios experimentos demuestran que esta energía mecánica **NO** desaparece sino que se *transforma* en energía interna

¿Se le ocurre o “*recuerda*” algún ejemplo?

El equivalente mecánico del calor

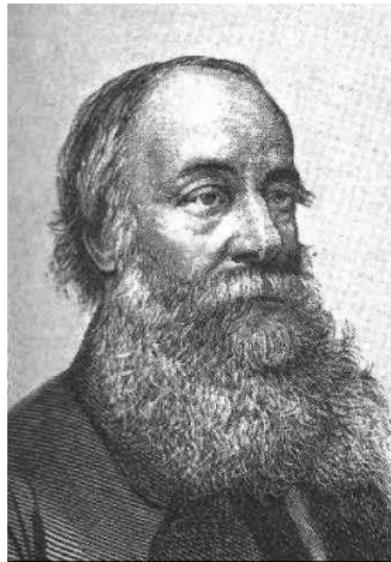
al martillar un clavo... ¿Qué sucede a toda la energía cinética del martillo una vez que haya terminado?



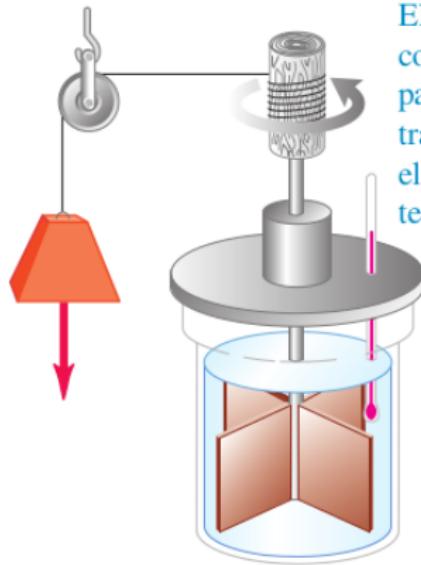
Para el clavo y la tabla: $\Delta E_{int} = W + T_{MW}$

- $W \rightarrow$ es el trabajo realizado por el martillo sobre el clavo
- $T_{MW} \rightarrow$ la energía que abandona el sistema vía ondas sonoras cuando el clavo es golpeado
- $\Delta E_{int} \rightarrow$ representa el clavo y la madera más calientes

1881 – El equivalente mecánico del calor



James Prescott Joule (1818–1889)
Físico Británico



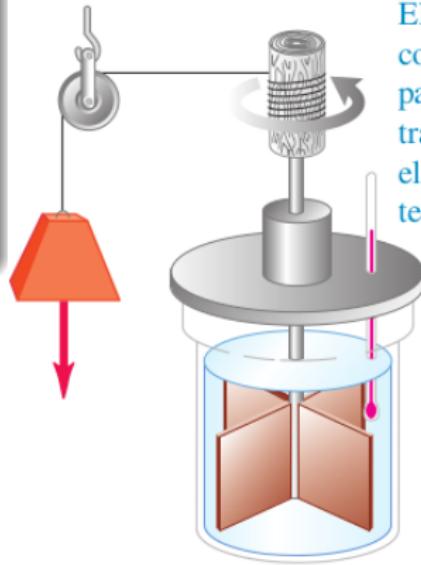
El agua se calienta conforme las paletas efectúan trabajo sobre ella; el aumento de temperatura es proporcional a la cantidad de trabajo efectuado.

El equivalente mecánico del calor

la disminución en energía potencial del sistema de bloques es igual al trabajo efectuado por la rueda de paletas sobre el H₂O y, a su vez, es igual al aumento en energía interna del agua esta energía eleva la temperatura del H₂O

Joule encontró 4.18 J de energía mecánica elevan la temperatura de 1 g de agua en 1°C, por lo tanto:

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

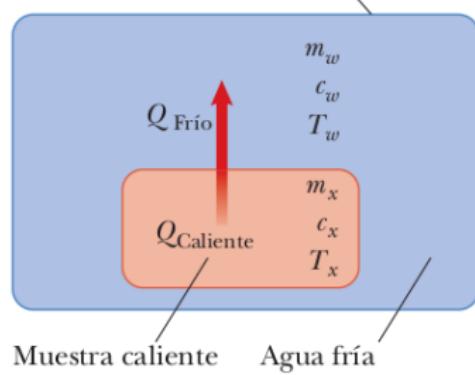


El agua se calienta conforme las paletas efectúan trabajo sobre ella; el aumento de temperatura es proporcional a la cantidad de trabajo efectuado.

Calorimetría

... una técnica para medir calor específico

Frontera del sistema aislado



por conservación de energía... $\sum Q_i = 0$

$$Q_{\text{frio}} = -Q_{\text{caliente}}$$

$$m_w c_w (T_f - T_w) = -m_x c_x (T_f - T_x)$$

⇒ ec. resuelve c_x

calorímetros

Ejemplo 1

Un lingote de 0.050 kg de metal se calienta a 200.0 °C y después se deja caer en un calorímetro que contiene 0.400 kg de agua inicialmente a 20.0 °C. La temperatura de equilibrio final del sistema mezclado es 22.4 °C. Encuentre el calor específico del metal.

Ejemplo 1

Un lingote de 0.050 kg de metal se calienta a 200.0 °C y después se deja caer en un calorímetro que contiene 0.400 kg de agua inicialmente a 20.0 °C. La temperatura de equilibrio final del sistema mezclado es 22.4 °C. Encuentre el calor específico del metal.

$$c_x = \frac{m_w c_w (T_f - T_w)}{m_x (T_x - T_f)}$$
$$c_x = \frac{(0.400 \text{ kg})(4186 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C})(22.4 \text{ }^\circ\text{C} - 20.0 \text{ }^\circ\text{C})}{(0.050 \text{ kg})(200.0 \text{ }^\circ\text{C} - 22.4 \text{ }^\circ\text{C})}$$
$$= 453 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C}$$

Ejemplo 2

Se está diseñando un elemento de circuito electrónico elaborado con 23 mg de silicio. La corriente que pasa por él agrega energía a razón de $7.4 \text{ mW} = 7.4 \times 10^{-3} \text{ J/s}$. Si el diseño no contempla la eliminación de calor del elemento, ¿con qué rapidez aumentará su temperatura? El calor específico del silicio es de $705 \text{ J/kg} \cdot \text{K}$.

Ejemplo 2

Se está diseñando un elemento de circuito electrónico elaborado con 23 mg de silicio. La corriente que pasa por él agrega energía a razón de $7.4 \text{ mW} = 7.4 \times 10^{-3} \text{ J/s}$. Si el diseño no contempla la eliminación de calor del elemento, ¿con qué rapidez aumentará su temperatura? El calor específico del silicio es de $705 \text{ J/kg} \cdot \text{K}$.

EJECUTAR: Al dividir ambos lados de la ecuación (17.14) entre dt y reacomodando,

$$\frac{dT}{dt} = \frac{dQ/dt}{mc} = \frac{7.4 \times 10^{-3} \text{ J/s}}{(23 \times 10^{-6} \text{ kg})(705 \text{ J/kg} \cdot \text{K})} = 0.46 \text{ K/s}$$

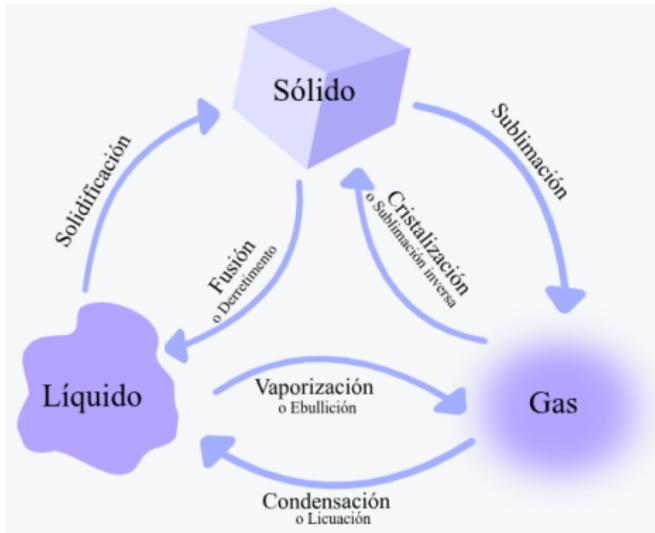
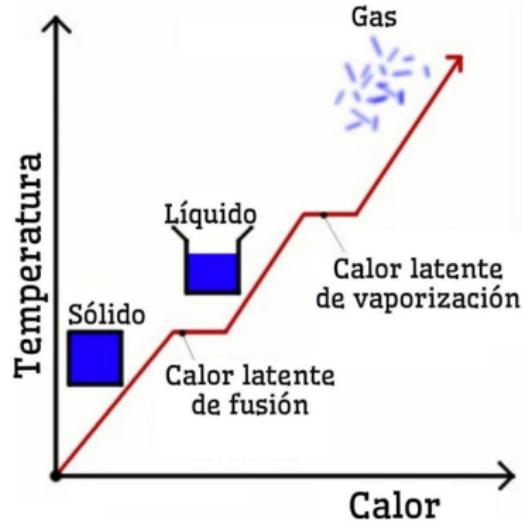
Calor Latente



¿Qué pasa cuando hervimos agua?

Calor latente

se produce un **cambio de fase**...



cambios de fase incluyen un *cambio en la energía interna* del sistema, pero
NO un cambio en su temperatura

Calor latente

Calor latente

es la energía que una sustancia libera o absorbe para cambiar de fase

... calor “oculto”

$$L \equiv \frac{Q}{m}$$

Podemos calcular el calor Q (energía transferida) para el cambio de fase de masa m como:

$$Q = \pm m L$$

- $L \rightarrow$ calor latente
- el cambio de fase depende de la cantidad de masa m
- $Q \rightarrow$ energía requerida o entregada

L depende del proceso:

- $L_f \rightarrow$ calor latente de fusión
- $L_v \rightarrow$ calor latente de vaporización

Calor latente

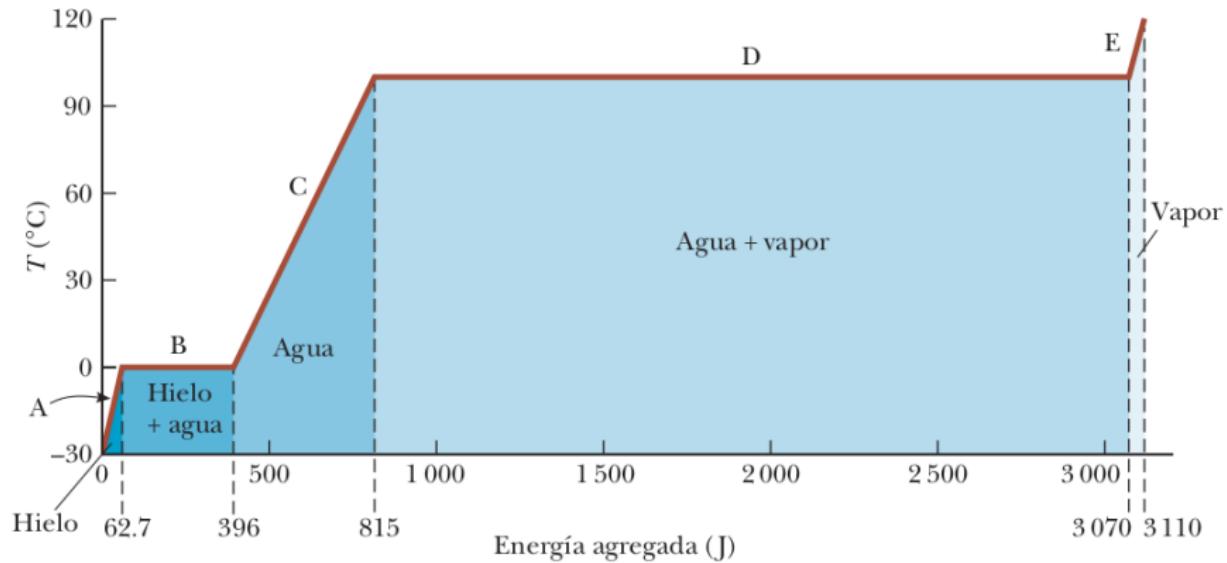
Calores latentes de fusión y vaporización

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Calor latente de fusión (J/kg)	Punto de ebullición (°C)	Calor latente vaporización (J/kg)
Helio ^a	-272.2	5.23×10^3	-268.93	2.09×10^4
Oxígeno	-218.79	1.38×10^4	-182.97	2.13×10^5
Nitrógeno	-209.97	2.55×10^4	-195.81	2.01×10^5
Alcohol etílico	-114	1.04×10^5	78	8.54×10^5
Agua	0.00	3.33×10^5	100.00	2.26×10^6
Azufre	119	3.81×10^4	444.60	3.26×10^5
Plomo	327.3	2.45×10^4	1 750	8.70×10^5
Aluminio	660	3.97×10^5	2 450	1.14×10^7
Plata	960.80	8.82×10^4	2 193	2.33×10^6
Oro	1 063.00	6.44×10^4	2 660	1.58×10^6
Cobre	1 083	1.34×10^5	1 187	5.06×10^6

^aEl helio no se solidifica a presión atmosférica. El punto de fusión dado aquí corresponde a una presión de 2.5 MPa.

T vs. Q

1 g de Hielo (-30°C) \rightarrow Vapor (120°C)



Descripción macroscópica de un gas ideal

En los gases... *el volumen depende del tamaño del recipiente*



Gas Ideal → baja densidad

$$n = \frac{m}{M}$$

- n es el número de moles
- m la masa
- M masa molar del gas [g/mol]^a

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23} \rightarrow n^{\circ} \text{ de Avogadro}$$

el volumen V , la presión P y la temperatura T son cantidades relacionadas

^aLa masa molar de cada elemento es la masa atómica ($M_{He} = 4 \text{ u} \implies M_{He} = 4,00 \text{ g/mol}$)

Descripción macroscópica de un gas ideal

Ec. de estado de un gas Ideal

$$P V = n R T$$

$R = 8,314 \text{ [J/mol} \cdot \text{K]}$ cte. universal de los gases

[P] es el Pascal, Pa

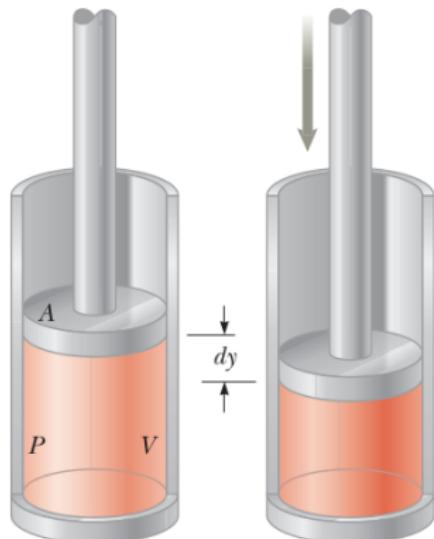
1 Pa = 1 N/m²

Ley experimental:

- ley de Boyle: $T = \text{cte.} \implies P \sim \frac{1}{V}$
- ley de Charles: $P = \text{cte.} \implies V \sim T$
- ley de Gay – Lussac: $V = \text{cte.} \implies P \sim T$



Trabajo y calor en procesos termodinámicos



W sobre un gas...

$$dW = \vec{F} \cdot d\vec{r}$$

$$dW = -F \hat{\mathbf{j}} \cdot dy \hat{\mathbf{j}}$$

$$dW = -P A dy$$

$$dW = -P dV$$

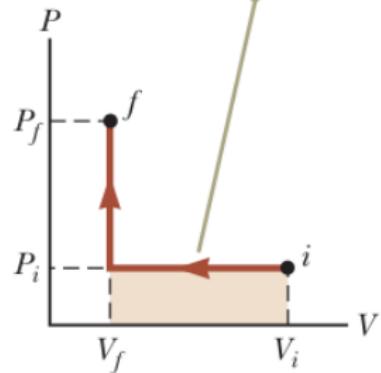
$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV$$

- $W < 0$ compresión: se realiza W sobre el gas
- $W > 0$ expansión: el gas realiza W

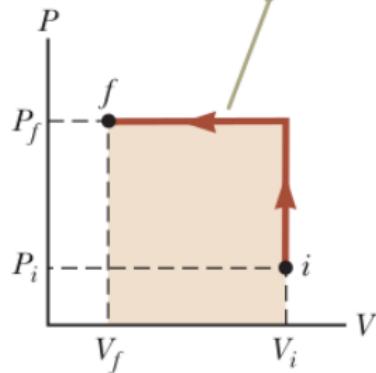
Note que $P V$ tiene unidades de energía $[N \cdot m] = [J]$

Trabajo y calor en procesos termodinámicos

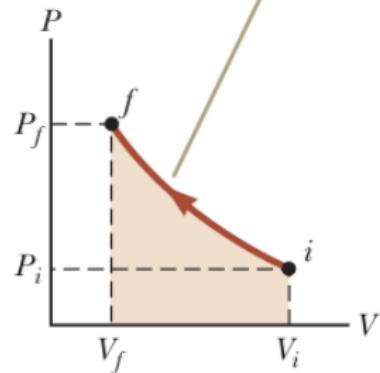
Una compresión a presión constante seguida por un proceso a volumen constante



Un proceso a volumen constante seguido por una compresión a presión constante



Una compresión arbitraria



$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV$$

1º Ley de la Termodinámica

1º Ley de la Termodinámica

caso particular de la **ley de conservación de energía** que describe procesos que cambian la energía interna **solo** mediante transferencia de calor y trabajo

$$\Delta E_{int} = Q + W$$



Variables “función” de estado

En **termodinámica** el **estado** de un sistema se describe con variables como P , V , T y E_{int}

Variables de transferencia

El trabajo W y calor Q

1º Ley de la Termodinámica

Sistema Aislado \implies *no interactúa con sus alrededores*

$$Q = W = 0$$

$$\Delta E_{int} = 0$$

Proceso Cíclico \implies *un proceso que inicia y finaliza en el mismo estado*

$$\Delta E_{int} = 0$$

$$Q = -W$$

1º Ley de la Termodinámica

Proceso Isotérmico \implies proceso que ocurre a temperatura constante $T_f = T_i$
Consideremos un gas Ideal...

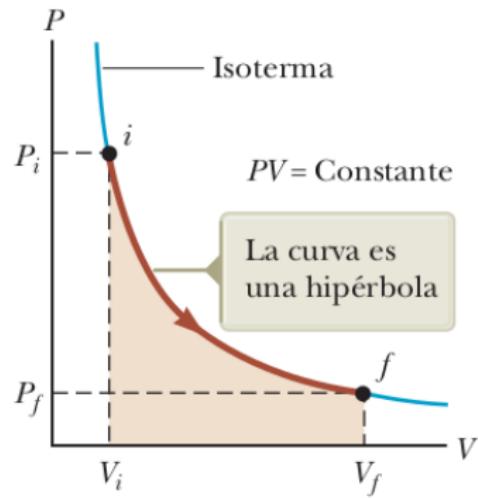
$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P \, dV$$

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} \frac{n R T}{V} \, dV$$

$$W = -n R T \int_{V_i}^{V_f} \frac{1}{V} \, dV$$

$$W = -n R T [\ln(V_f) - \ln(V_i)]$$

$$W = n R T \ln \left(\frac{V_i}{V_f} \right)$$



$$Q = -W$$

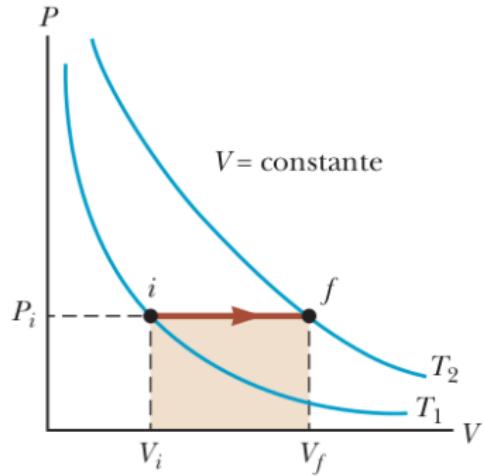
$$\Delta E_{int} = 0$$

1° Ley de la Termodinámica

Proceso Isobárico \implies proceso que ocurre a presión constante $P_f = P_i$
Consideremos un gas Ideal...

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P \, dV$$

$$W = -P(V_f - V_i)$$



$$Q \neq 0$$

$$\Delta E_{int} \neq 0$$

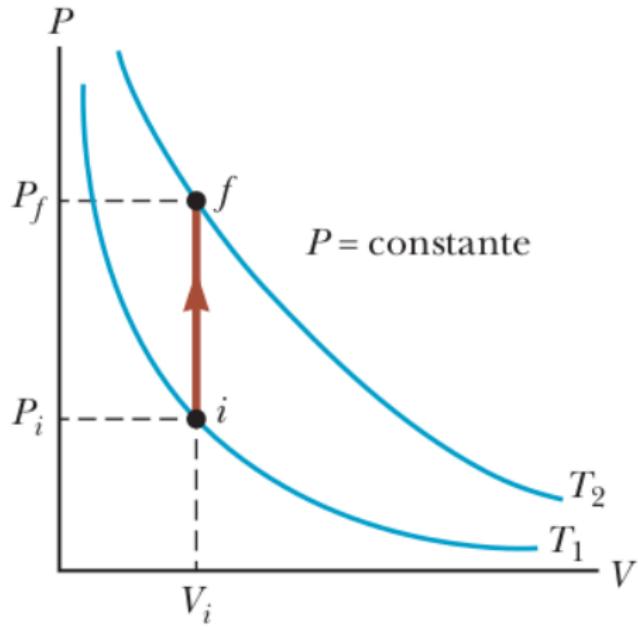
1º Ley de la Termodinámica

Proceso Isocórico \Rightarrow proceso que ocurre a volumen constante $V_f = V_i$
Consideremos un gas Ideal...

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P \, dV$$

W = 0

$\Delta E_{int} = Q$



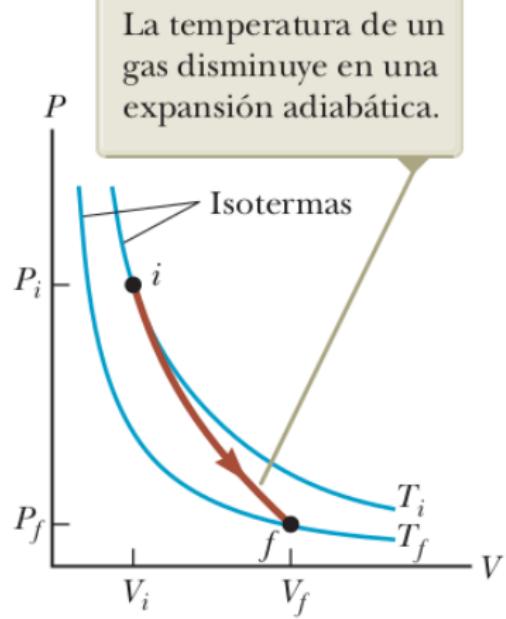
1º Ley de la Termodinámica

Proceso Adiabático \implies no se transfiere energía por calor entre un sistema y sus alrededores

Consideremos un gas Ideal...

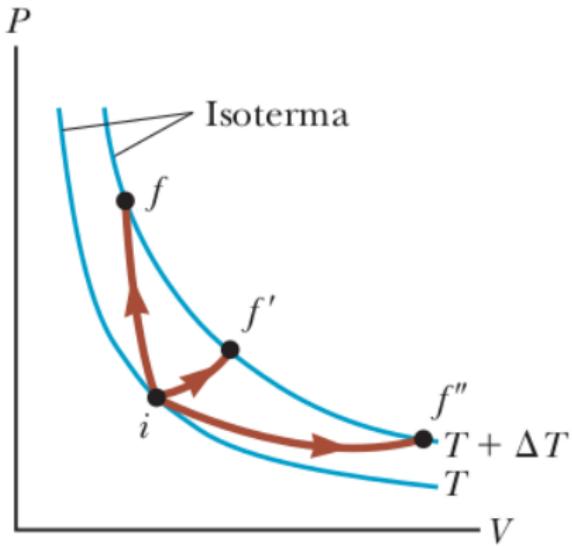
$$Q = 0$$

$$\Delta E_{int} = W$$



Calor específico molar de un gas ideal

Consideremos \Rightarrow *Gas Ideal que experimenta* $\Delta T = T_f - T_i$



$$Q = \Delta E_{int} - W \quad \text{“NO es único”}$$

a partir de...

$$Q = m c \Delta T$$

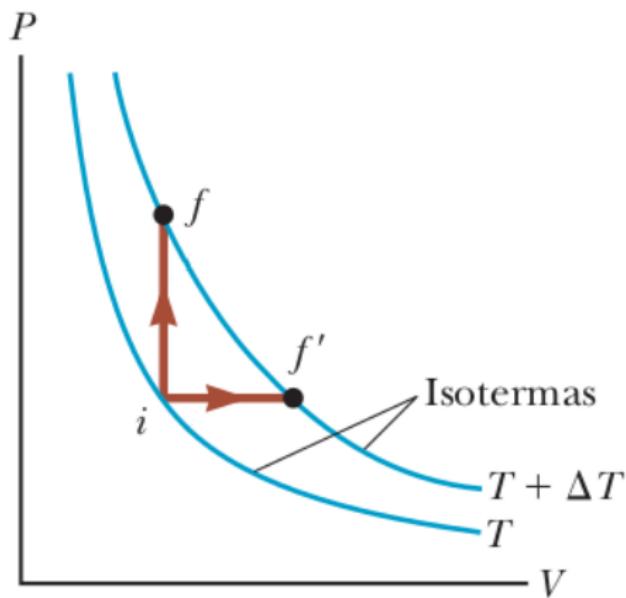
se definen calores específicos molares

$$\Delta T_f = \Delta T_{f'} = \Delta T_{f''} \Rightarrow \Delta E_{int} \text{ iguales}$$

$$W_f \neq W_{f'} \neq W_{f''}$$

Calor específico molar de un gas ideal

Proceso a **VOLUMEN** Constante:



$$Q = n C_V \Delta T$$

C_V : calor específico molar a volumen constante

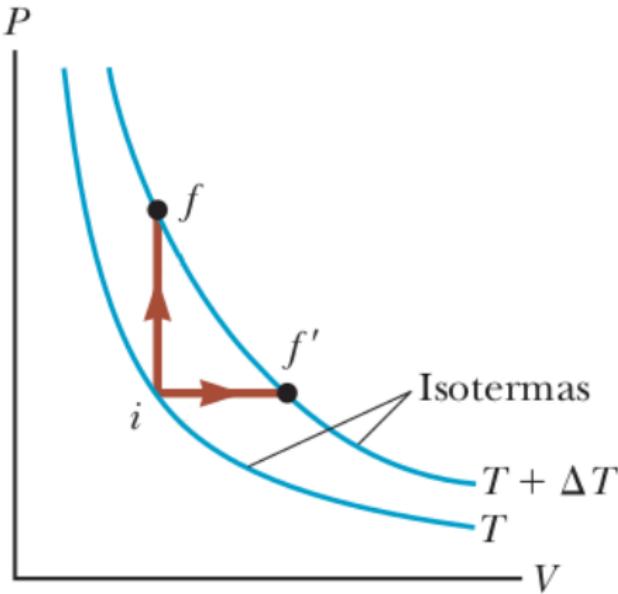
$$\Delta E_{int} = Q + W$$

$$\Delta E_{int} = n C_V \Delta T + W$$

Para los **gases ideales monoatómicos** (se puede demostrar):

$$C_V = \frac{3}{2}R \sim 12,5 \quad [J/mol \cdot K]$$

Calor específico molar de un gas ideal



$$Q = n C_P \Delta T$$

Proceso a **PRESIÓN** Constante:

C_P : calor específico molar a presión constante

$$\Delta E_{int} = Q + W$$

$$\Delta E_{int} = n C_P \Delta T + (-P \Delta V)$$

$$n C_V \Delta T = n C_P \Delta T + (-P \Delta V)$$

$$n C_V \Delta T = n C_P \Delta T - n R \Delta T$$

Para los **gases ideales monoatómicos** (se puede demostrar):

$$C_P - C_V = R$$

$$C_P = \frac{5}{2}R \sim 20,8 \quad [J/mol \cdot K]$$

Calor específico molar de un gas ideal

Calores específicos molares de varios gases

Gas	Calor específico molar (J/mol · K) ^a			
	C_P	C_V	$C_P - C_V$	$\gamma = C_P/C_V$
<i>Gases monoatómicos</i>				
He	20.8	12.5	8.33	1.67
Ar	20.8	12.5	8.33	1.67
Ne	20.8	12.7	8.12	1.64
Kr	20.8	12.3	8.49	1.69
<i>Gases diatómicos</i>				
H ₂	28.8	20.4	8.33	1.41
N ₂	29.1	20.8	8.33	1.40
O ₂	29.4	21.1	8.33	1.40
CO	29.3	21.0	8.33	1.40
Cl ₂	34.7	25.7	8.96	1.35
<i>Gases poliatómicos</i>				
CO ₂	37.0	28.5	8.50	1.30
SO ₂	40.4	31.4	9.00	1.29
H ₂ O	35.4	27.0	8.37	1.30
CH ₄	35.5	27.1	8.41	1.31

^a Todos los valores, excepto el del agua, se obtuvieron a 300 K.

Proceso Adiabático

$Q = 0 \implies$ no se transfiere energía por calor entre un sistema y sus alrededores

Para un gas ideal:

$P V = n R T$ diferenciando...

$$P dV + V dP = n R dT$$

$$P dV + V dP = n R \left(-\frac{P}{n C_V} dV \right)$$

$$\frac{dV}{V} + \frac{dP}{P} = -\left(\frac{C_P - C_V}{C_V}\right) \frac{dV}{V} = (1 - \gamma) \frac{dV}{V}$$

$$\frac{dP}{P} + \gamma \frac{dV}{V} = 0 \quad \text{con} \quad \gamma = \frac{C_P}{C_V} = 1,40$$

$$PV^\gamma = cte$$

$$\Delta E_{int} = W$$

$$dE_{int} = n C_V dT = -P dV$$

