

# CONTENIDO

---

- **Calor: capacidad calorífica y calor específico**
- **Transiciones de fase: diagramas de fase**
- **Temperatura y presión de saturación**
- **Energía interna: ec. energética de estado. Energía interna de un gas ideal**
- **Experimento de Joule. Primer principio de la Termodinámica**
- **Aplicación del primer principio a gases ideales: procesos cuasiestáticos**



# BIBLIOGRAFÍA

TIPLER, PA. FÍSICA PARA LA CIENCIA Y LA TECNOLOGÍA Ed Reverté, 5ª edición  
Cap. 18

SUSAN M. LEA, J.R. BURKE. La naturaleza de las cosas  
Cap. 19.3, 19.5, 19.6, 20.2, 20.4 (Cuidado con el signo del trabajo)

SEARS, ZEMANSKY, YOUNG, FREEDMAN. FÍSICA UNIVERSITARIA Pearson-Addison Wesley, 1998  
Cap. 17 (trabajo con criterio de signo contrario)

YUNUS A. ÇENGEL, MICHAEL A. BOLES Termodinámica Mc Graw Hill 2006  
Cap. 3.1-3.5



# CALOR

En primer lugar vamos a estudiar los modos en que la energía puede transportarse entre un sistema termodinámico y su entorno. En sistemas CERRADOS, estos modos son CALOR Y TRABAJO

**CALOR:** Energía que se transfiere de un sistema a otro debido a la diferencia de temperaturas de ambos

$$\delta Q = C \Delta T = C(T_{\text{FINAL}} - T_{\text{INICIAL}}) \quad \text{donde } C = \text{Capacidad Calorífica} \quad \text{Por tanto } C = \left( \frac{\delta Q}{dT} \right)$$

[J/K]

[Q]= Julio

También se utiliza la caloría, que se define como el calor necesario para elevar la temperatura de 1g de agua 1°C  $1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$

El calor específico,  $c_e$ , es la **Capacidad calorífica por unidad de masa**, de manera que  $C = m c_e$

Si  $c_e$  depende de la temperatura

$$\delta Q = \int_{T_{\text{inicial}}}^{T_{\text{final}}} m c_e dT$$

Para un gas también lo podemos expresar como  $C = n c_m$  Donde:  $n$  = número de moles  
 $c_m$  = calor específico molar.

Si  $Q < 0$ , significa que el sistema cede calor al entorno

Si  $Q > 0$ , significa que el sistema absorbe calor del entorno

En dos sistemas en contacto térmico, el calor que cede uno, lo absorbe el otro  $\delta Q_1 + \delta Q_2 = 0$

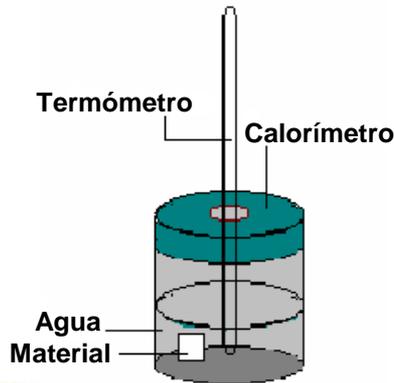


Algunos valores de calor específico

Material	$C_e$ J/(kgK)
Aluminio	900
Cobre	387
Hierro	452
Plomo	128
Agua (15°C)	4186
Hielo (-15°C)	2000

**CALORÍMETRO Y MÉTODO DE LAS MEZCLAS**

En un recipiente aislado del exterior se introducen dos materiales (uno de ellos líquido) a diferente temperatura. Cuando alcanza el equilibrio, ¿cuál es la temperatura?



Líquido:  $m_L, c_e(L)$  a  $T_{INI} = T_1$   
 Material:  $M, c_e(M)$  a  $T_{INI} = T_2$  siendo  $T_2 > T_1$   
 Temperatura final del líquido y del material  $T_3$

¿Cómo es  $T_3$  en relación con  $T_1$  y  $T_2$ ?

$$T_1 < T_3 < T_2$$

$$\delta Q_L + \delta Q_M = 0 \quad \delta Q_L = m_L \cdot c_e(L) \cdot (T_3 - T_1) > 0$$

$$\delta Q_M = M \cdot c_e(M) \cdot (T_3 - T_2) < 0$$

$$m_L \cdot c_e(L) \cdot (T_3 - T_1) + M \cdot c_e(M) \cdot (T_3 - T_2) = 0$$

$$T_3 = \frac{m_L \cdot c_e(L) \cdot T_1 + M \cdot c_e(M) \cdot T_2}{m_L \cdot c_e(L) + M \cdot c_e(M)}$$



# CAPACIDAD CALORÍFICA

Los procesos para suministrar calor pueden ser a presión constante, a volumen constante o variando ambos. Hablamos de  $C_p$  (proceso a presión constante) y de  $C_v$  (proceso a volumen constante), siendo  $C_p > C_v$ .

En un gas hay mucha diferencia entre  $C_p$  y  $C_v$

## CAPACIDAD CALORIFICA DE UN GAS IDEAL

Capacidad calorífica cuando el proceso se produce a volumen constante  $C_v = \left( \frac{\delta Q}{dT} \right)_v$

Capacidad calorífica cuando el proceso se produce a presión constante  $C_p = \left( \frac{\delta Q}{dT} \right)_p$

$$C_v = n \frac{R}{2} \times n^{\circ} \text{ grados de libertad}$$

$$C_p = C_v + nR$$

Gases monoatómicos:  
(3 grados de libertad)

$$C_v = \frac{3}{2} nR \quad C_p = \frac{5}{2} nR$$

Gases diatómicos:  
(5 grados de libertad)

$$C_v = \frac{5}{2} nR \quad C_p = \frac{7}{2} nR$$

Se llama Coeficiente  
adiabático  $\gamma$ :

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

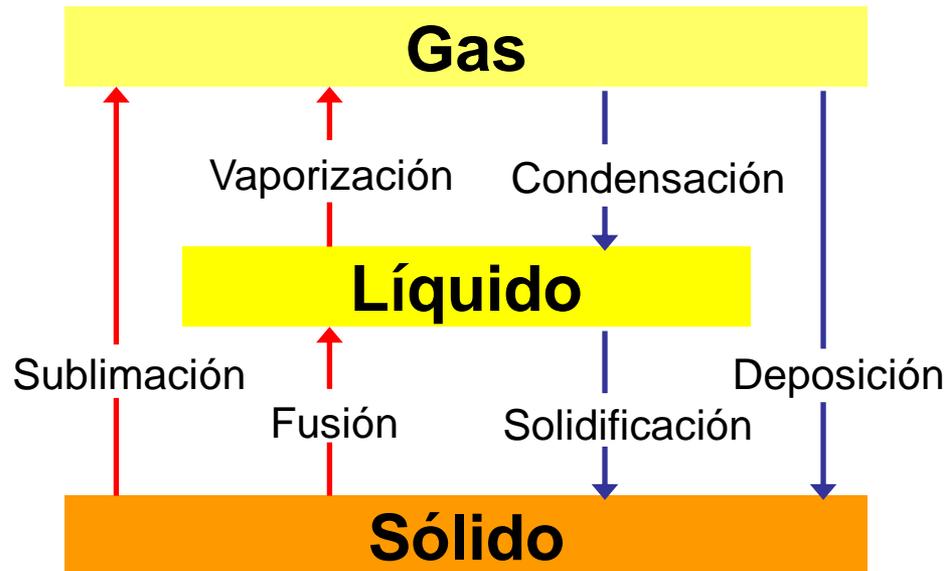


# FASES Y TRANSICIONES DE FASE

## FASES DE UNA SUSTANCIA PURA

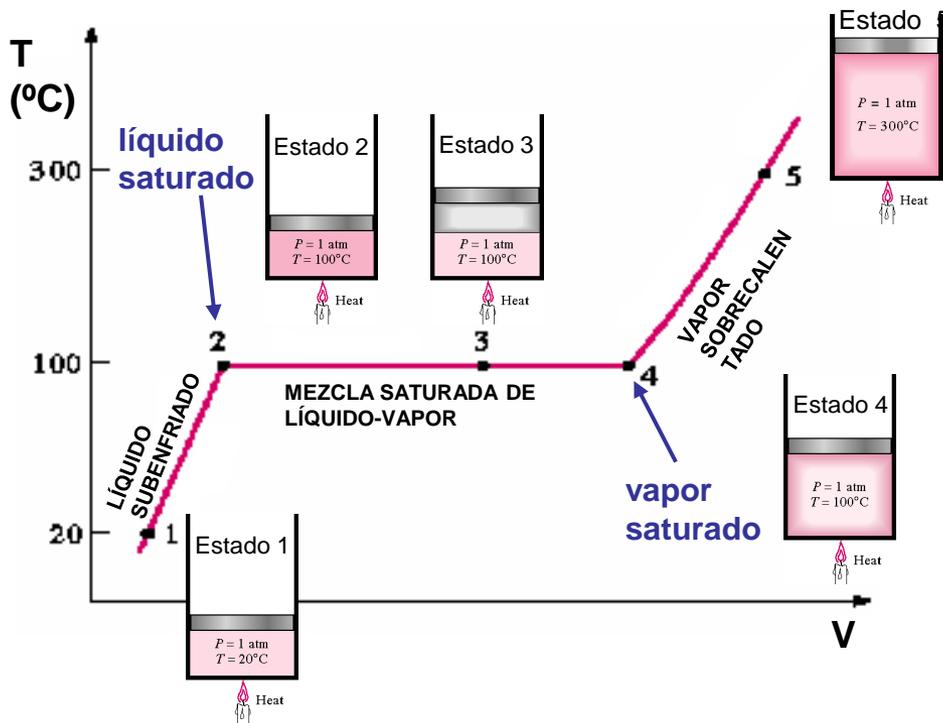
Las principales fases de una sustancia pura son: sólida, líquida y gaseosa.

- **Fase Sólida:** los átomos están colocados en posiciones fijas según un patrón tridimensional que se repite por todo el sólido.
- **Fase Líquida:** El espaciamiento entre átomos es ligeramente superior al que tienen en fase sólida, pero las moléculas pueden girar entre sí.
- **Fase Gaseosa:** Las moléculas están más alejadas entre sí. Se mueven al azar, colisionando entre ellas y con las paredes del recipiente que las contiene.

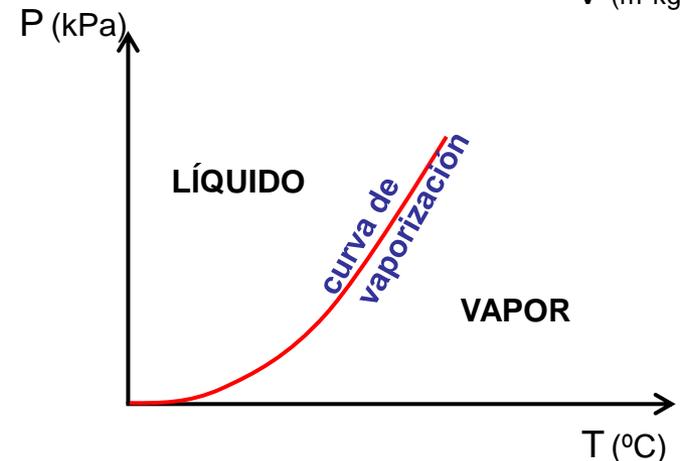
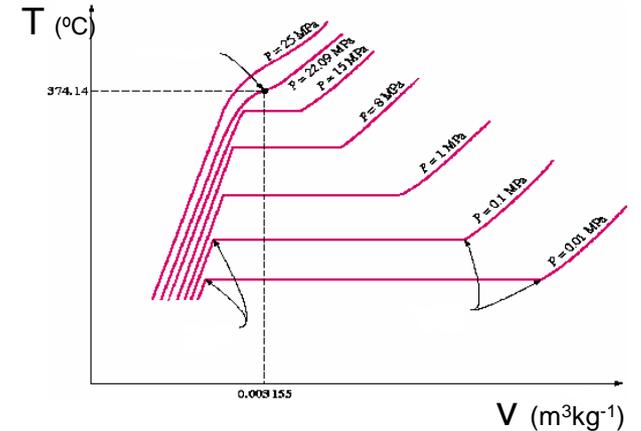


# TRANSICIÓN LÍQUIDO-VAPOR

Sistema cilindro-émbolo. Inicialmente contiene agua a  $20^{\circ}\text{C}$  y  $P = 1 \text{ atm}$ . Le **suministramos calor** y analizamos los estados por los que va pasando.



La Temperatura de saturación ( $T_{\text{sat}}$ ) y la Presión de saturación ( $P_{\text{sat}}$ ) dependen entre sí



# CAMBIOS DE FASE

**CALOR LATENTE DE FUSIÓN ( $L_f$ ):** Calor necesario para fundir (pasar de sólido a líquido) una sustancia.

$$Q_f = m L_f \quad [L_f] = \text{J/Kg}$$

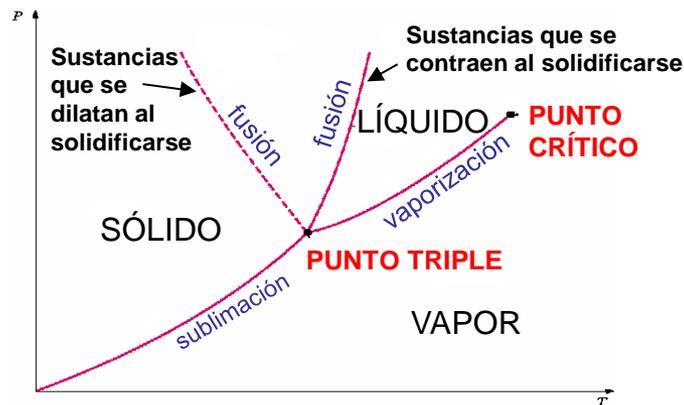
Para pasar de líquido a sólido es necesario “retirarle” esta misma cantidad de calor

**CALOR LATENTE DE EVAPORACIÓN ( $L_v$ ):** Calor necesario para evaporar una sustancia.

$$Q_v = m L_v \quad [L_v] = \text{J/Kg}$$

Para pasar de gas a líquido es necesario “retirarle” esta misma cantidad de calor

**Durante un cambio de fase la sustancia absorbe calor sin que ninguna de las fases eleve su temperatura**

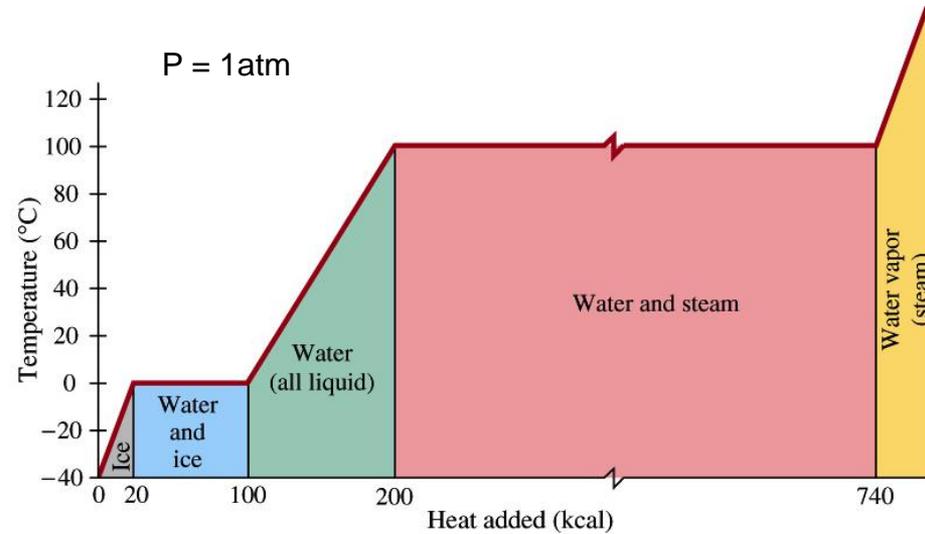
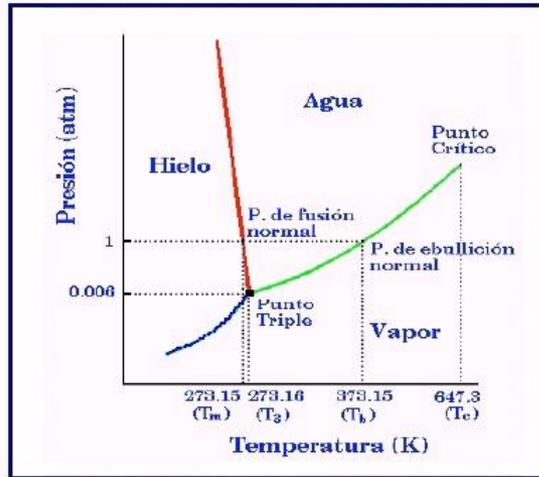


A los diagramas P-T se les llama diagrama de fases



# CAMBIOS DE FASE: EL AGUA

DIAGRAMA DE FASES DEL AGUA



$P = 1\text{atm}$        $L_F(\text{hielo}) = 333.5 \text{ KJ/Kg}$

$L_V(\text{agua}) = 2257 \text{ KJ/Kg}$



# ENERGÍA INTERNA

El primer principio de la termodinámica es una expresión de la conservación de la energía.

La energía total de un sistema es la suma de “energías Macroscópicas” y “energías microscópicas”.

- macroscópicas: Cinética y potencial
- microscópicas: energía interna  $U$ . Está relacionada con la estructura molecular y el movimiento de las moléculas

## Energía interna: $U$

Es una función de estado: de modo general su valor en cada momento sólo depende de los valores de  $P$ ,  $V$  y  $T$  en dicho momento

Si la expresamos en función de  $V$  y  $T \Rightarrow U(V,T)$  y 
$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV$$

Si la expresamos en función de  $V$  y  $P \Rightarrow U(V,P)$  y 
$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial P}\right)_V dP + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV$$

Si la expresamos en función de  $P$  y  $T \Rightarrow U(P,T)$  y 
$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P dT + \left(\frac{\partial U}{\partial P}\right)_T dP$$



# ENERGÍA INTERNA DE UN GAS IDEAL

En un gas ideal la energía interna  $U$  sólo depende de la temperatura.

$$U = U(T)$$

Si consideramos la energía interna de un gas como la correspondiente a los movimientos moleculares, el estudio de la teoría cinética nos lleva al resultado de que la temperatura absoluta  $T$  (K) es una medida de la energía molecular media.

$$U = n^{\circ} \text{grados de libertad} \times N \times \frac{1}{2} kT \quad U = n^{\circ} \text{grados de libertad} \times n \times \frac{1}{2} RT$$

$U$  de un gas ideal permanece constante si no cambia la temperatura, aunque se realicen en él cambios de volumen o de presión

Si recordamos cuanto valía la capacidad calorífica  $C_v$  de un gas ideal,  $\Delta U$  se puede calcular como:

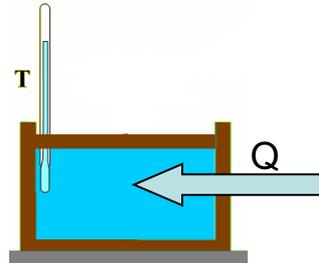
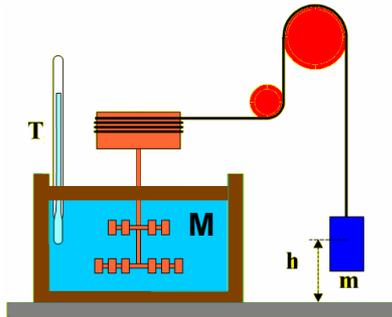
$$C_v = n \frac{R}{2} \times n^{\circ} \text{grados de libertad} \quad \Delta U_{\text{inicial}}^{\text{final}} = C_v (T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}})$$

**Importante:** Hay que utilizar esta expresión aunque el proceso a que esté sometido el gas ideal NO sea a volumen constante



# EXPERIMENTO DE JOULE

El experimento más famoso consistió en agitar agua a una temperatura  $T_1$  en un calorímetro con unas paletas que se movían por dejar caer un objeto de masa  $m$  desde diferentes alturas (ver figura). Después de que el sistema alcanzará el equilibrio, observó que la temperatura del agua aumentaba a  $T_2$ , y que el aumento de temperatura era proporcional a la altura desde la que se dejaba caer el peso. Por otro lado se podía conseguir la misma temperatura  $T_2$  suministrando una cantidad de calor  $Q_{12}$ , tal que:



$$\delta Q_{12} = C_{\text{agua}} \cdot (T_2 - T_1) \quad W = mgh$$

$$\delta Q_{12} = W$$

$$(T_2 - T_1) = \frac{mgh}{C_{\text{agua}}}$$

4.184 J de energía mecánica es equivalente a 1 cal de energía térmica → **EQUIVALENTE MECÁNICO DEL CALOR**

El trabajo  $W$  y el calor  $Q$  son dos formas de transferir energía. Por tanto la energía de un sistema cerrado se determina como:

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

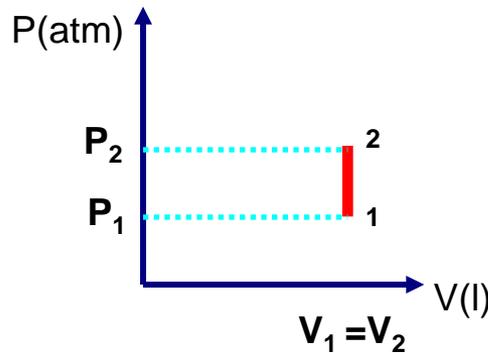
que constituye el **PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA**

Para variaciones infinitesimales  $dU = \delta Q + dW$

# PRIMER PRINCIPIO. Aplicación a un gas ideal

Vamos a evaluar el primer principio en diferentes procesos reversibles y cuasiestáticos.

## PROCESO ISOCORO, $V = \text{constante}$



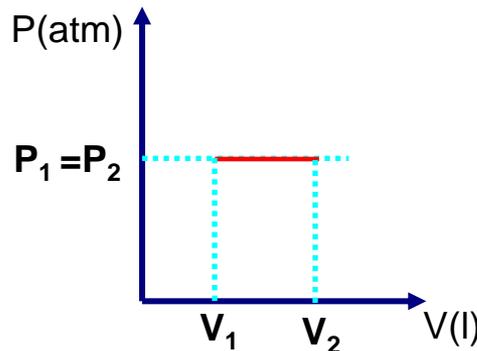
$$\Delta U = \Delta Q + W$$

$$W = - \int_{V_1}^{V_2} P dV = 0 \quad \Delta Q_V = C_V (T_2 - T_1)$$

$$\Delta U = C_V (T_2 - T_1)$$

Ejercicio: Haz números. Considera que  $n = 3$ ,  $V_1 = 2 \text{ l}$ ,  $P_1 = 0.5 \text{ atm}$  y  $P_2 = 1.5 \text{ atm}$

## PROCESO ISOBARO, $P = \text{constante}$



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

$$W = - \int_{V_1}^{V_2} P dV = -p(V_2 - V_1)$$

$$\Delta Q_P = C_p (T_2 - T_1)$$

$$\Delta U = C_p (T_2 - T_1) - p(V_2 - V_1)$$

Aunque siempre se puede calcular como:

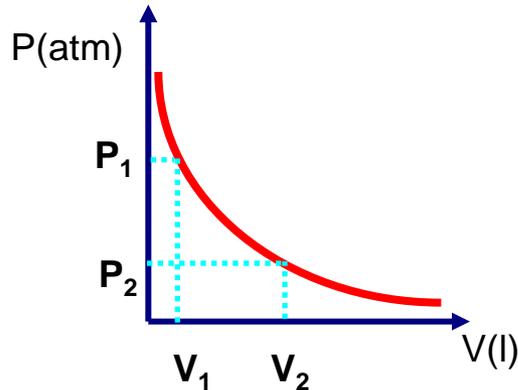
$$\Delta U = C_V (T_2 - T_1)$$

Ejercicio: Haz números. Considera que  $n=3$ ,  $V_1 = 2 \text{ l}$ ,  $V_2 = 3 \text{ l}$  y  $P=1.5 \text{ atm}$



# PRIMER PRINCIPIO. Aplicación a un gas ideal

PROCESO ISOTERMO,  $T = \text{constante}$



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

No se puede calcular  $\Delta Q$  a partir de  $C_V$  ni  $C_P$  porque no se mantienen constantes ni la presión ni el volumen

$$\Delta U = 0 \quad \text{porque la temperatura no cambia}$$

$$\Delta Q = -W$$

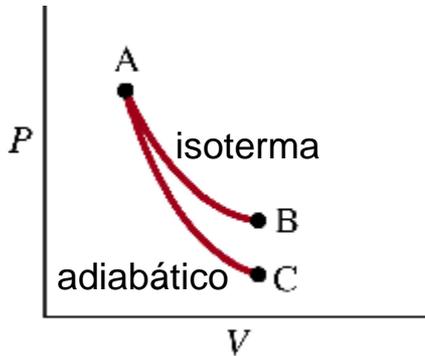
$$W = -\int_{V_1}^{V_2} P dV = -\int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = -nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$\Delta Q = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$



# PRIMER PRINCIPIO. Aplicación a un gas ideal

## PROCESO ADIABATICO



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

$$\Delta Q = 0$$

$$\Delta U = C_v (T_2 - T_1) = W$$

Si lo calculamos en pasos diferenciales

$$dU = \delta Q + dW \Rightarrow C_v dT = -PdV$$

$$C_v dT = -\frac{nRT}{V} dV \quad \text{reordenando} \quad \frac{dT}{T} + \frac{nR}{C_v} \frac{dV}{V} = 0$$

integrando da

$$T \cdot V^{\gamma-1} = \text{cte}$$

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

o escrito en función de P y V

$$P \cdot V^\gamma = \text{cte}$$

$$W_{\text{ADIAB}} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1}$$

**En una compresión adiabática cuasiestática se realiza trabajo sobre el gas y la temperatura aumenta.  
En una expansión adiabática cuasiestática el trabajo lo realiza el gas y la temperatura disminuye**

$$T_A \cdot V_A^{\gamma-1} = T_C \cdot V_C^{\gamma-1} \quad \text{Como } V_C > V_A \text{ la temperatura en C es menor que en A}$$

