

# Universidad Nacional de Río Negro

## Física III B – 2020

- **Unidad** 02
- **Clase** U02 C01
- **Fecha** 31 Mar 2020
- **Cont** Primer Principio
- **Cátedra** Asorey
- **Web** <http://gitlab.com/asoreyh/unrn-f3b>



# Contenidos: Termodinámica, alias F3B, alias F4A

Unidad 1

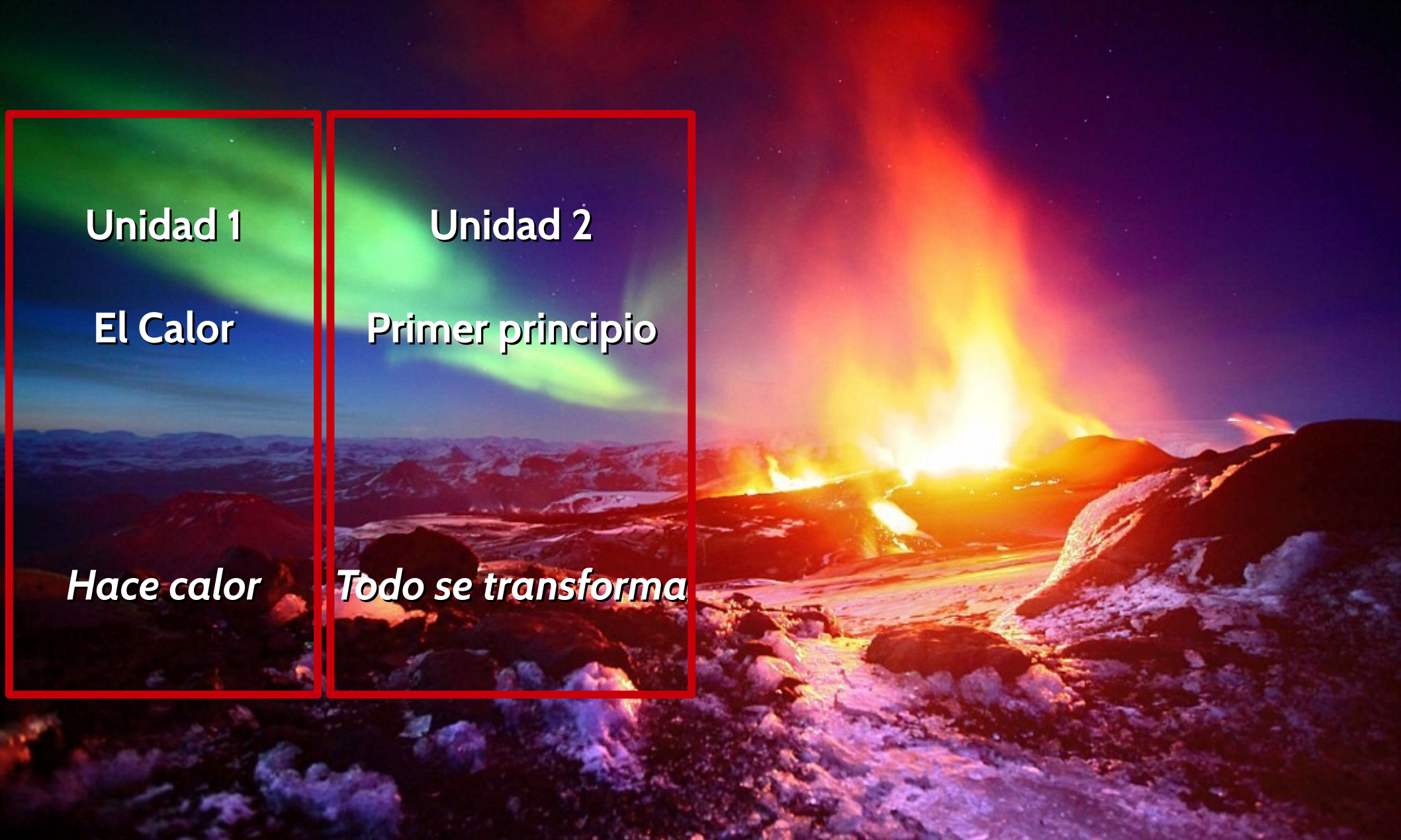
El Calor

*Hace calor*

Unidad 2

Primer principio

*Todo se transforma*





# Módulo 1 - Unidad 2: Primer Principio

## Del 31/Mar al 23/Abr (6 encuentros)

- **Calor y trabajo.** Equivalente mecánico del calor. Experimento de Joule. **Sistemas.** Fuentes de calor. Potenciales termodinámicos. **Primer principio. Flujo de calor.** Muerte térmica. Máquinas térmicas.



- Tengo  $n$  moles de un gas de una cierta atomicidad
- El gas se encuentra en un estado “A”
- ¿Cuánto calor necesito para cambiar su temp. en  $\Delta T$ ?
  - Transformación a  $V=\text{cte}$ :  $Q = C_v n \Delta T$
  - Transformación a  $P=\text{cte}$ :  $Q = C_p n \Delta T$

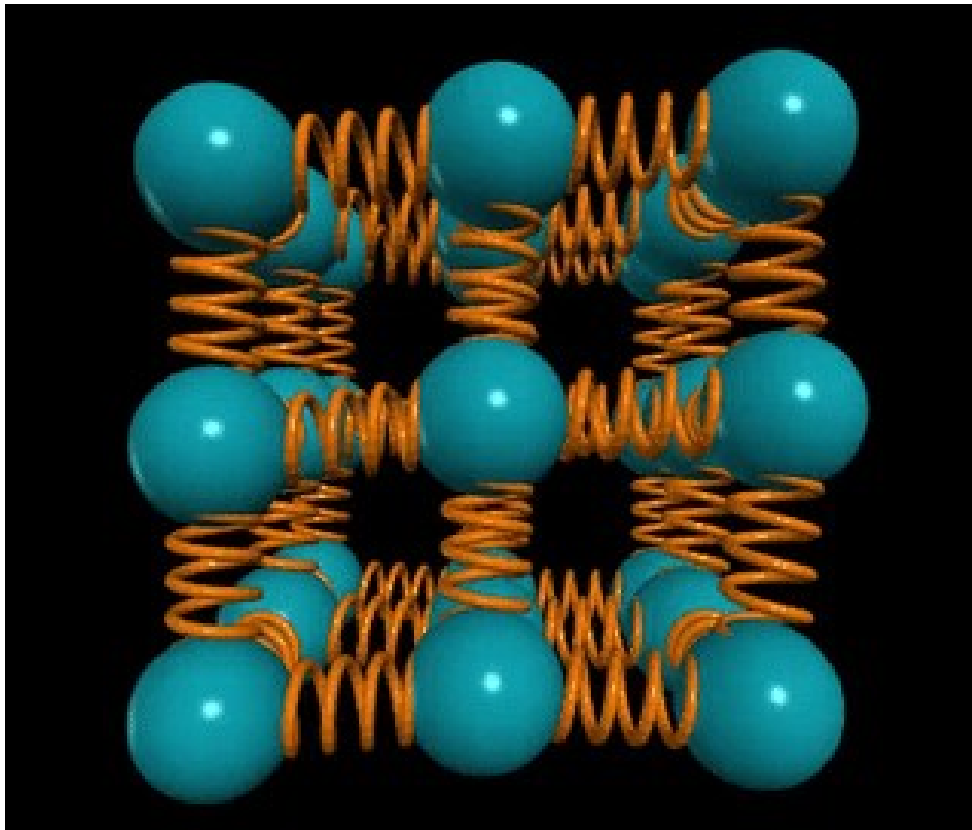
Atomicidad	$C_v$	$C_p$	$\gamma$
Monoatómico	$3/2 R$	$5/2 R$	$5/3$
Biatómico	$5/2 R$	$7/2 R$	$7/5$
Triatómico	$6/2 R$	$8/2 R$	$4/3$

**El signo de  $Q$  coincide con  $\Delta T$**   
 $Q > 0 \rightarrow$  Calor entregado por el medio al sistema  
 $Q < 0 \rightarrow$  Calor entregado por el sistema al medio



# Ley de Dulong-Petite

$$E_K = \sum_{i=1}^N \left[ \frac{1}{2} m (v_{x,i}^2 + v_{y,i}^2 + v_{z,i}^2) + \frac{1}{2} k_{ef} (x_i^2 + y_i^2 + z_i^2) \right]$$



- ¿Grados de libertad?

- $v_x, v_y, v_z, x, y, z \leftarrow 6$

- Equipartición:  $\frac{1}{2} kT$

- Energía interna:

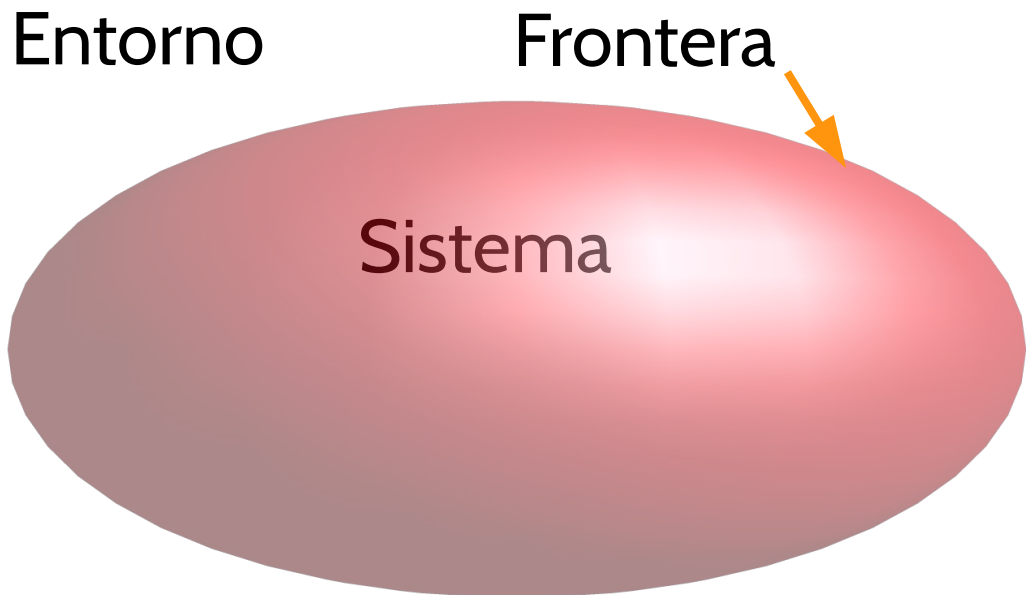
$$U = \frac{6}{2} NkT = 3nRT$$

- Calor específico:

$$Q = \Delta U = Cn\Delta T \rightarrow C = 3R$$

# Sistema termodinámico

- **Sistema termodinámico:** contenido total de energía, en cualquiera de sus formas (incluyendo la masa), **que se encuentra en una región macroscópica del espacio.**
  - Variables de **estado** termodinámicas que definen al sistema → temperatura, energía interna, presión, entropía, ...

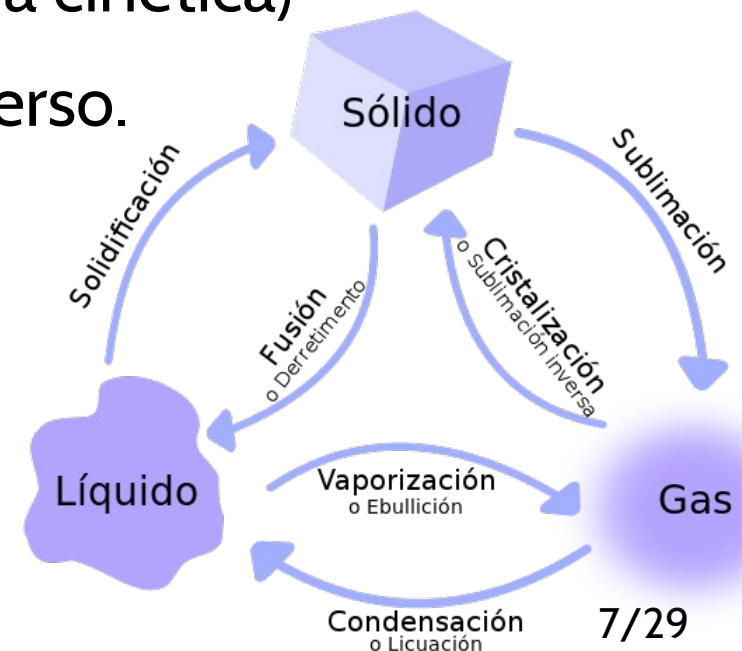


- **Sistema en equilibrio**
  - Las variables de estado no cambian con el tiempo
- **Fuera de equilibrio**
  - Transferencia “lenta” de energía

# Cambios de fase

- El **cambio de fase de un sistema termodinámico** implica que algunas de las **características de esa fase cambian**. Requiere un **intercambio de energía**

- Fusión:** sólido (baja energía cinética) a líquido (alta energía cinética)
- Solidificación:** inverso.  
¿Flujo de energía?
- ¿Sentido de ese intercambio?



- **Calor latente:** calor liberado o absorbido por un sistema termodinámico durante una transformación a **temperatura constante** (*latente* = escondido, 1762 J. Black)
  - Calor de fusión: sólido a líquido
  - Calor de vaporización: líquido a gas
- **Ehrenfest: Calor latente      transformación de fase de primer orden**
- **Cambio de fase → temperatura del sistema permanece constante**



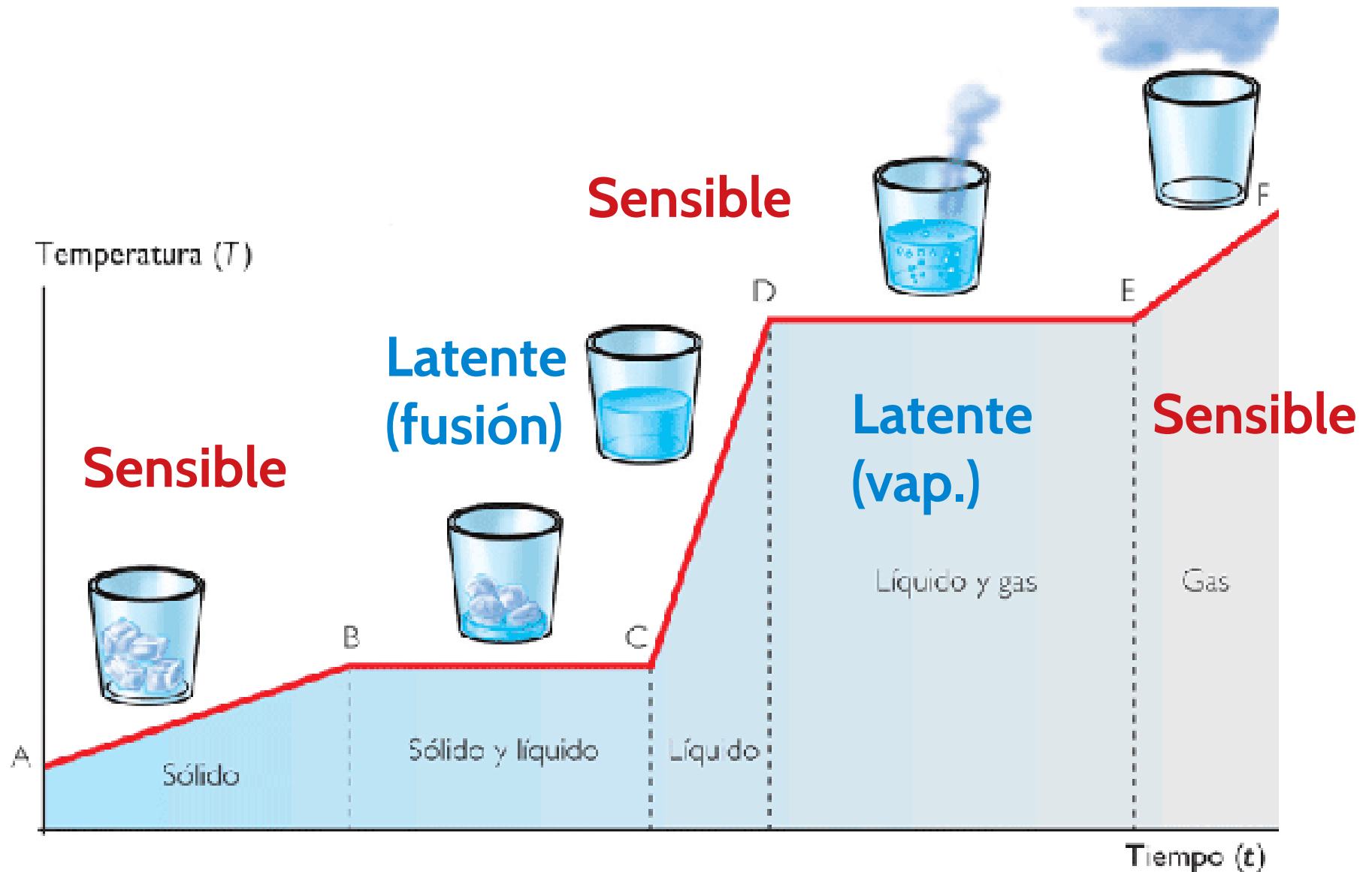
# Calor latente específico

- Propiedad intensiva **L**: **calor requerido para cambiar completamente de fase a una determinada cantidad de sustancia (usualmente en masa)**
- Calor requerido para cambiar de fase una masa  $m$ :

$$L \stackrel{\text{def}}{=} \frac{Q}{m} \rightarrow Q = mL$$

- Agua: valores anormalmente altos (¡puentes H!). ¡Usos!
  - Fusión (a 273K): 334 kJ/kg, vaporización (a 373K): 2257 kJ/kg
  - Transpiración, Refrigeración, ¿rocío?...

# Calor latente versus calor sensible



# Paréntesis acuoso

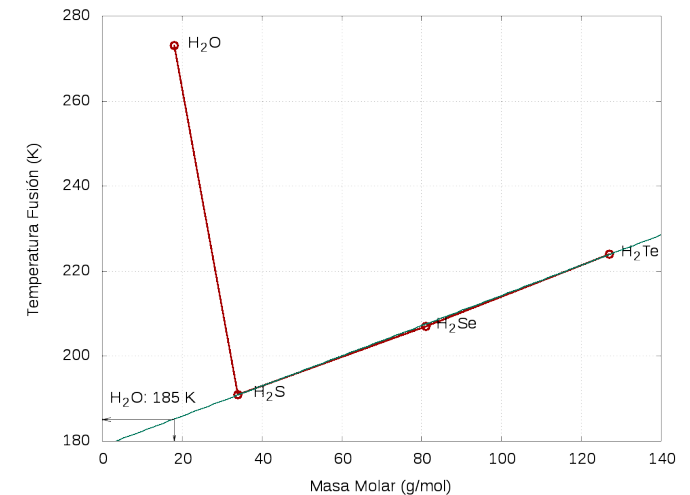
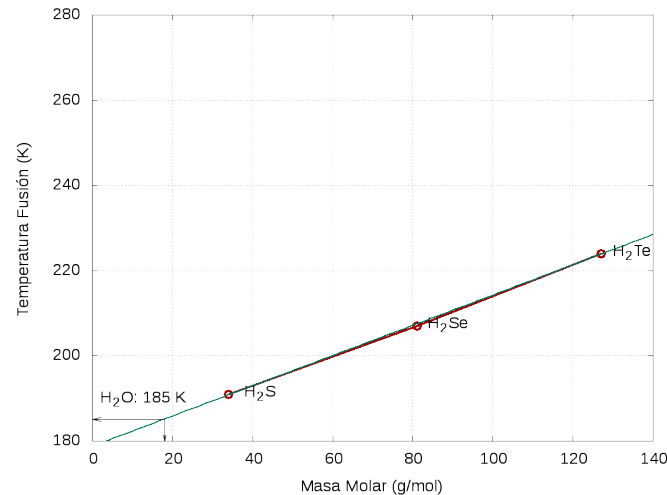
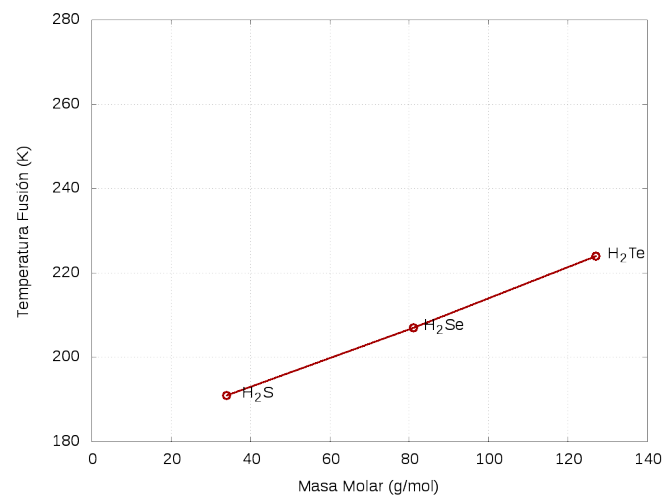
$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \theta = 104,45^\circ \rightarrow M=18 \text{ g/mol} \rightarrow T_f=273 \text{ K}$

$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \theta = 92,1^\circ \rightarrow M=34 \text{ g/mol} \rightarrow T_f=191 \text{ K}$

$\text{H}_2\text{Se} \rightarrow \theta = 91^\circ \rightarrow M=81 \text{ g/mol} \rightarrow T_f=207 \text{ K}$

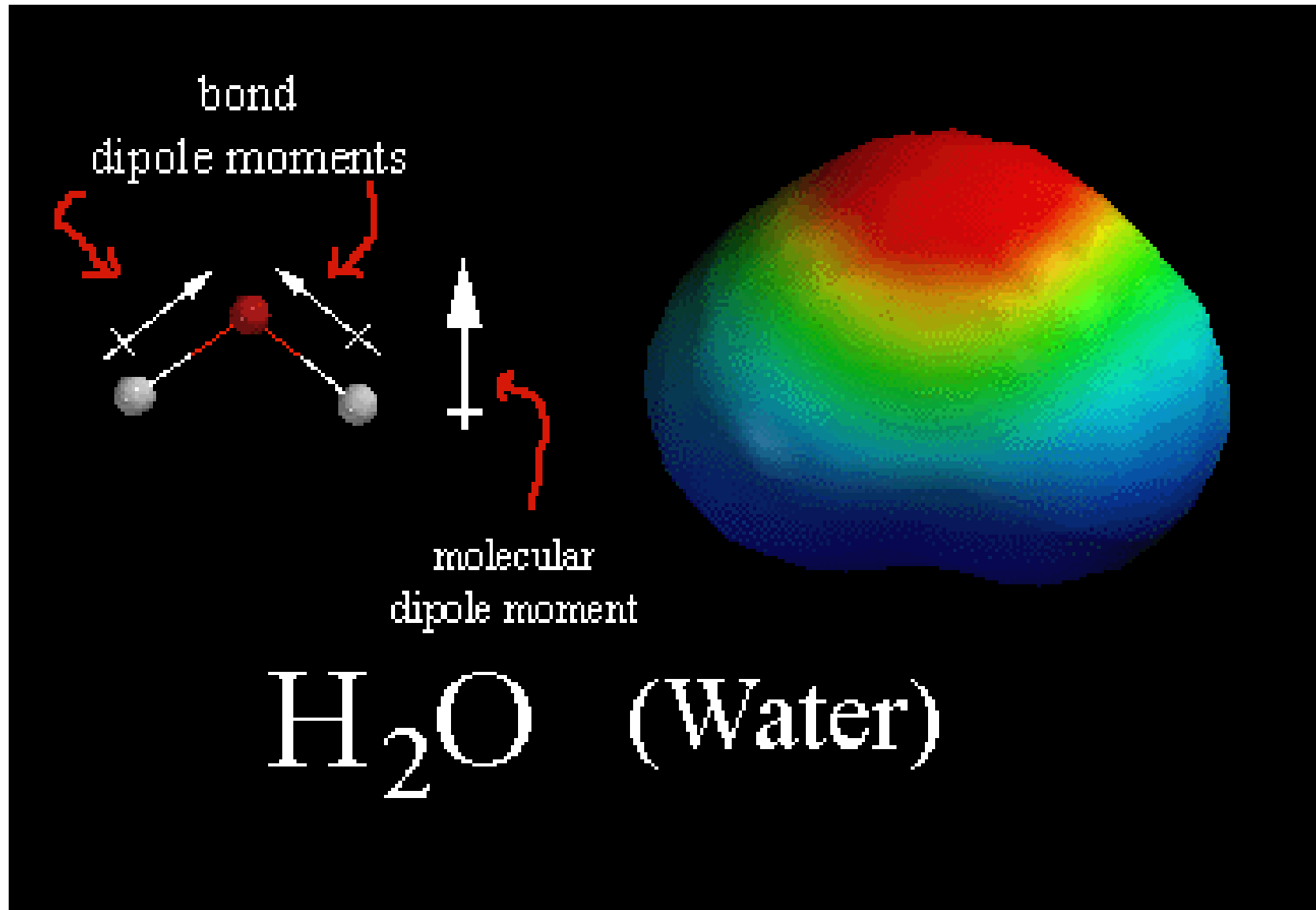
$\text{H}_2\text{Te} \rightarrow \theta = 90^\circ \rightarrow M=127 \text{ g/mol} \rightarrow T_f=224 \text{ K}$

$$T \sim E_k \sim mv^2$$



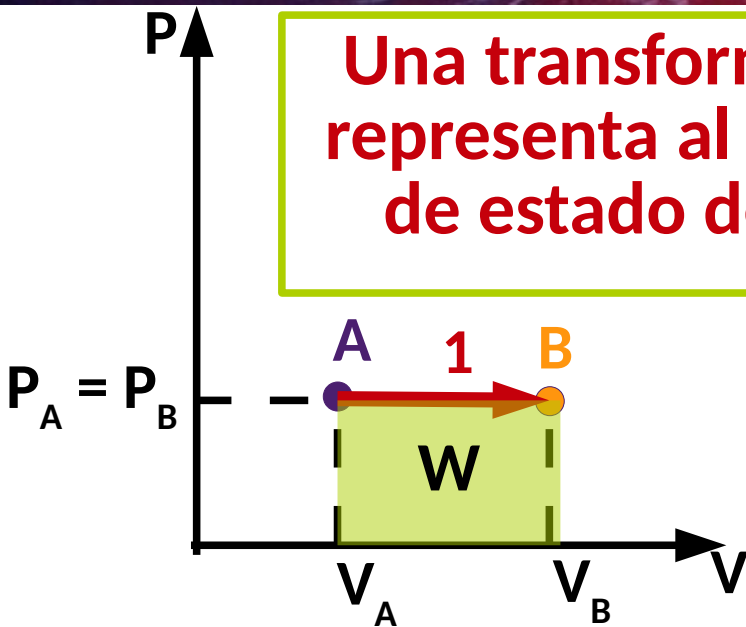


# Momento dipolar de la molécula de agua



# En el episodio anterior...

**Una transformación  
representa al cambio  
de estado del gas**



Calor específico  
cantidad de calor para que un mol de sust.  
cambie su temperatura en 1 K

$$C = \frac{Q}{n \Delta T}$$

$$U = C_V R n T$$

**Energía interna**  
Si T cambia, habrá un cambio  
en la energía interna del gas

$$\Delta U = C_V R n \Delta T$$

Mar 31, 2020

$$C_p = C_V + R$$

**La conservación de la energía  
en un gas ideal, implicó  
considerar que**

$$Q = \Delta U + W$$

# Nada se gana, nada se pierde, todo se transforma

- La **conservación de la energía** para un **sistema termodinámico** se expresa de la siguiente forma

$$Q = \Delta U + W$$

**Primer principio  
de la termodinámica**

$Q$  = Calor cedido al sistema (signo de  $\Delta T$ )

$\Delta U$  = Cambio de la energía interna del sistema (signo de  $\Delta T$ )

$W$  = Trabajo realizado por el sistema (signo de  $\Delta V$ )

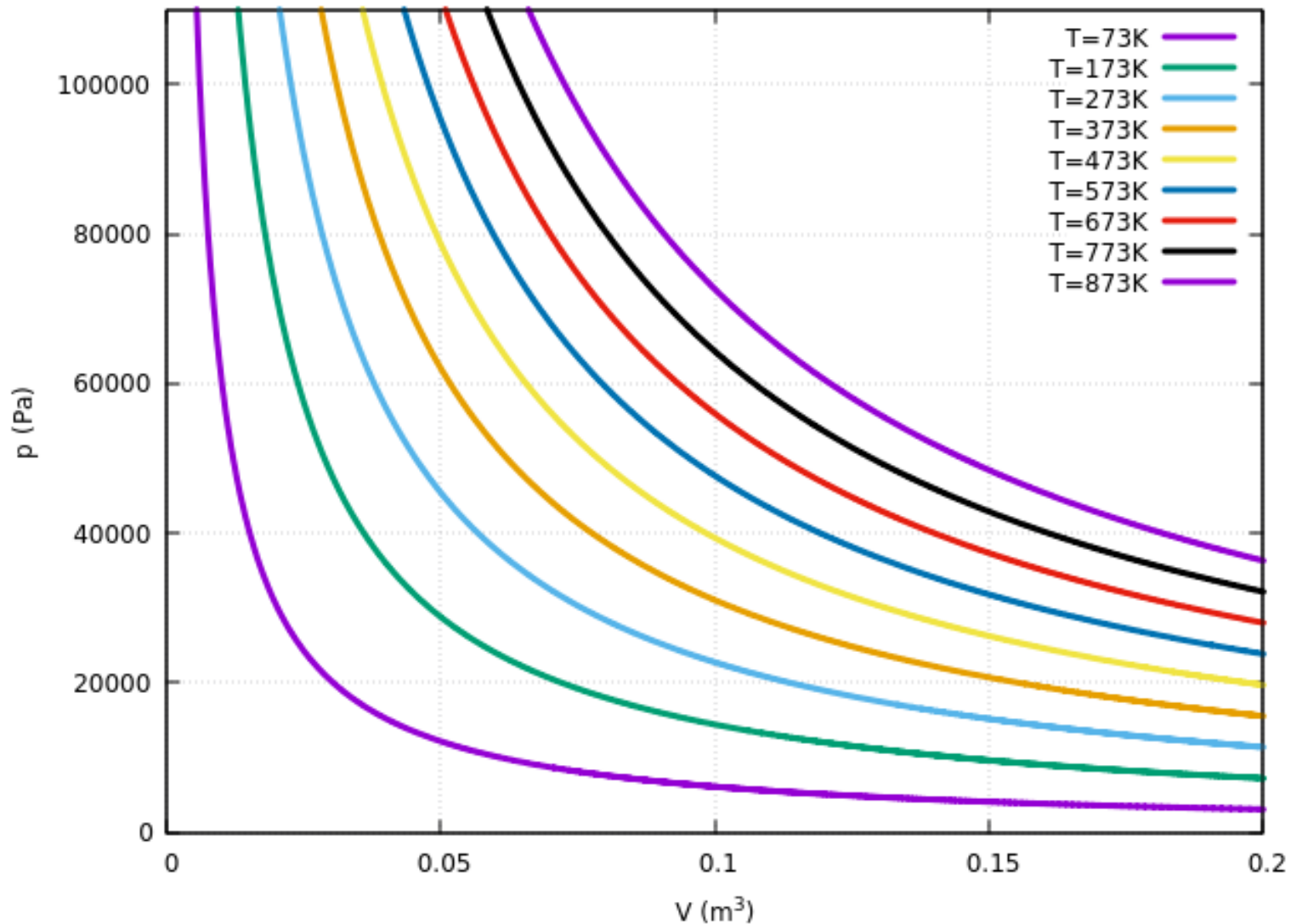


# Nueva transformación

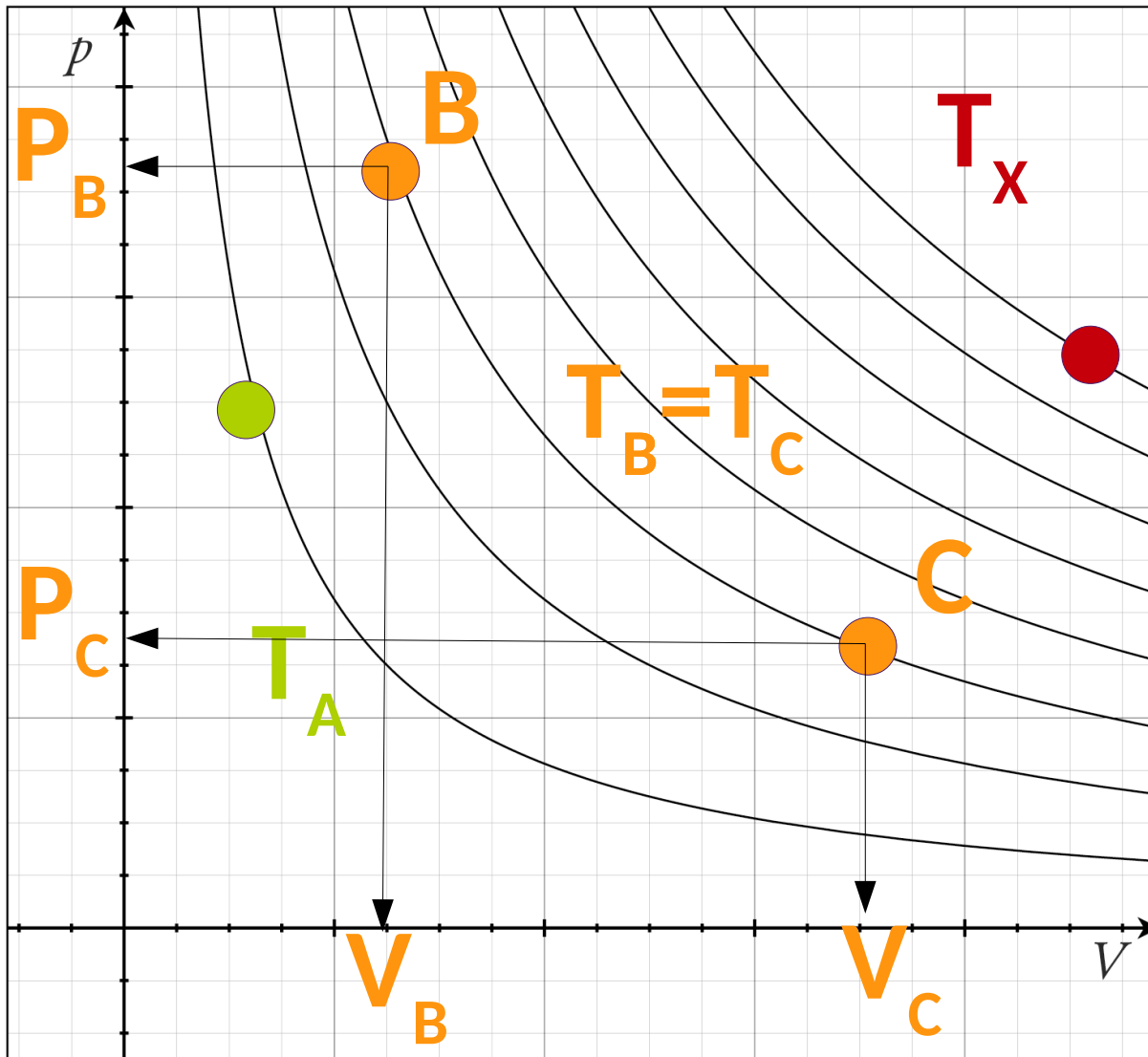
- Vimos transformaciones a  $P=\text{cte}$  (isobara) y  $V=\text{cte}$  (isocora)
  - **Isobara:**
    - $W = P \Delta V$
    - $\Delta U = \frac{z}{2} n R \Delta T$
    - $Q = \Delta U + W$
  - **Isocora:**
    - $W = 0$
    - $Q = C_V n \Delta T$
    - $Q = \Delta U$
- ¿Cómo será una expansión isotérmica?
  - **Baño térmico (p. ej.: Atmósfera, Océano, ...)**
    - Reservorio de calor a una temperatura  $T$  dada
    - Puede ceder o absorber calor sin que  $T$  se vea afectada
    - Un sistema en contacto con un baño  $\rightarrow$  evolución isotérmica

# Transformación Isotérmica, $T = \text{cte}$

Si  $T = \text{cte}$   $pV = nRT \rightarrow pV = \text{cte}$  (a  $n$   $\text{cte}$ )



# Transformación isotérmica

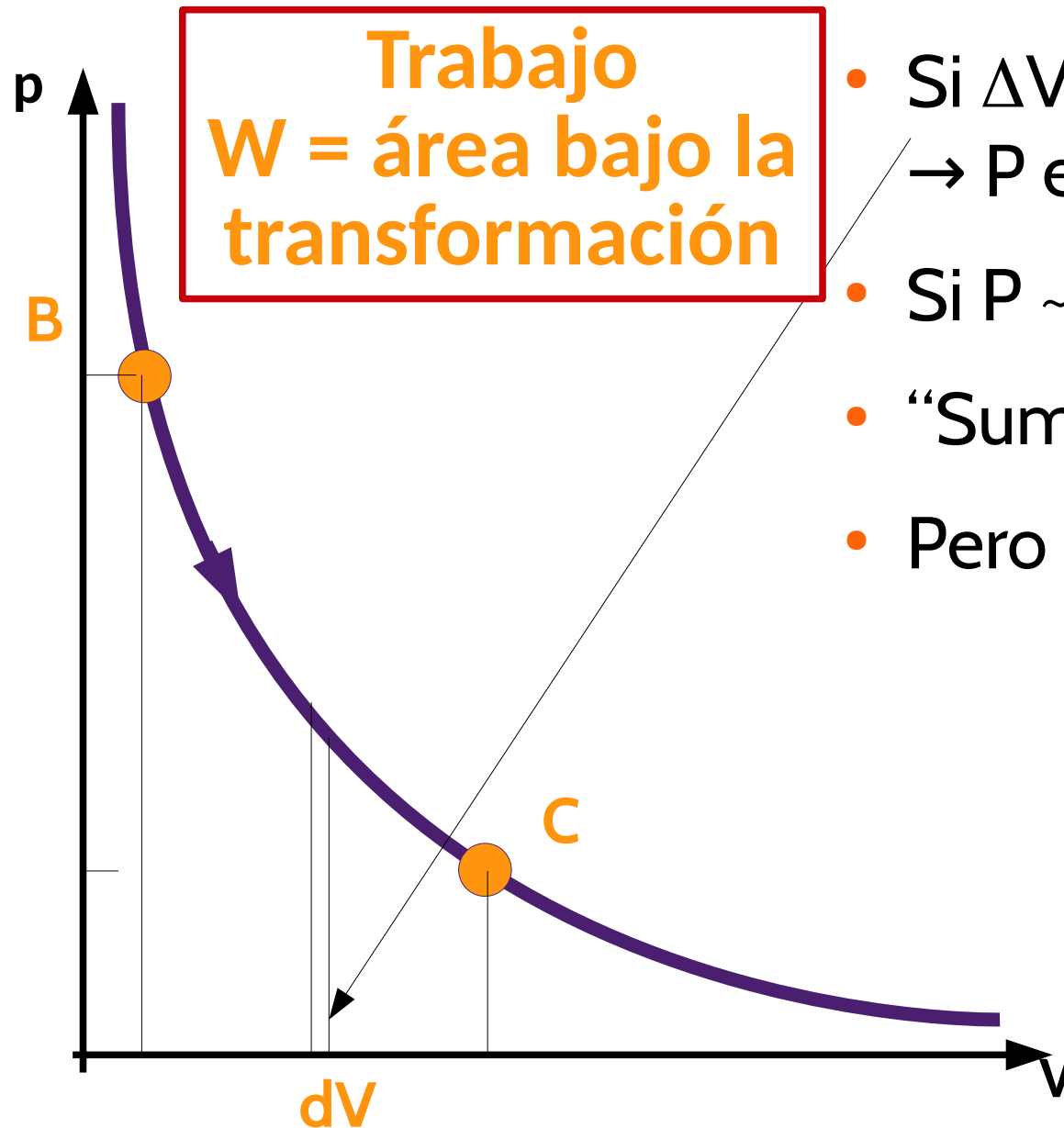


$$T_A < T_B < T_X$$

- 1) El gas se encuentra en el estado "B"
- 2) Evolucionar en forma isotérmica (baño térmico a  $T_B = T_C$ )
- 3) El gas finaliza en el estado "C"



# Transformación isotérmica



- Si  $\Delta V$  pequeño,  $\Delta V \rightarrow dV$   
 $\rightarrow P$  es aprox. constante
- Si  $P \sim \text{cte} \rightarrow dW = p dV$
- “Sumando”:  $W = \int_{V_B}^{V_C} p dV$
- Pero  $P = n R T / V$ :

$$W = \int_{V_B}^{V_C} n R T \frac{dV}{V}$$

$$W = n R T \int_{V_B}^{V_C} \frac{dV}{V}$$

$$W = n R T \ln \left( \frac{V_C}{V_B} \right)$$

- **Isobara:**

- $W = p \Delta V$
- $\Delta U = (z/2) n R \Delta T$
- $Q = \Delta U + W$

- **Isoterma:**

- $W = n R T \ln (V_f / V_i)$
- $\Delta U = 0$
- $Q = \Delta U + W \rightarrow Q = W$

- **Isocora:**

- $W = 0$
- $Q = C_v n \Delta T$
- $Q = \Delta U$

- **Adiabática**

- Próximamente en los mejores cines de su barrio

- Índice adiabático:

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

- $z$  es la atomicidad del gas:  $z=3,5,6$  para un gas mono, bi y triatómico respectivamente)
- Luego  $\rightarrow$

$$\gamma = \frac{C_p + R}{C_v} \rightarrow \gamma = 1 + \frac{R}{C_v}$$

$$\gamma = 1 + \frac{R}{\frac{z}{2}R} \rightarrow \gamma = 1 + \frac{2}{z}$$

Otra forma de escribir  $\gamma$ :

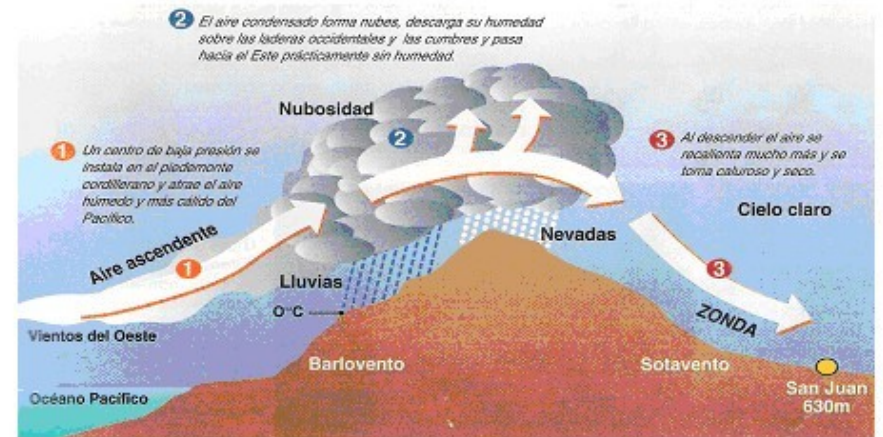
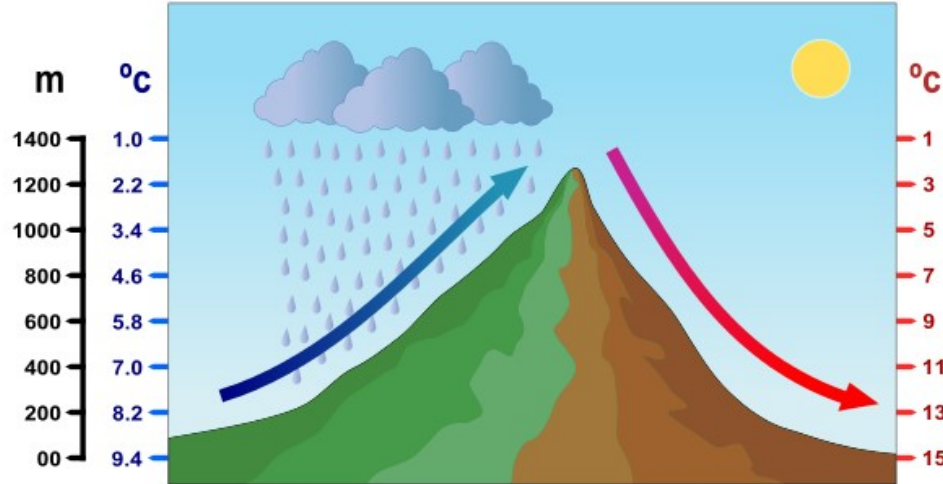
$$\gamma = \frac{z+2}{z}$$



# Último caso: No hay intercambio de calor

- No hay intercambio de calor con el medio
  - Recipiente muy aislado (calorímetro); ó
  - Transformación muy rápida (abriendo una Coca Cola)
- En este caso:  **$Q = 0$  ← Transformación Adiabática**
- $Q = \Delta U + W \rightarrow 0 = \Delta U + W \rightarrow \mathbf{W = - \Delta U}$
- **En una expansión adiabática, el trabajo se realiza a costa de la energía interna del gas**
- Expansión adiabática → Brusco descenso de T  
**Y viceversa: en una compresión adiabática, todo el trabajo se convierte en energía interna (Zonda)**

# El zonda: efecto Föhn



## El primer principio dice:

- $Q=0 \rightarrow W = - \Delta U \rightarrow \text{límite: } dW = -dU \rightarrow p dV = -dU$
- Pero  $dU = (z/2) d(n R T)$  y por la ec. Estado,  $nRT=pV$ :

$$dU = \left(\frac{z}{2}\right) d(p V) \rightarrow dU = \left(\frac{z}{2}\right) (dp V + p dV)$$

$$\rightarrow p dV = -\frac{z}{2} V dp - \frac{z}{2} p dV$$

$$p dV + \left(\frac{z}{2}\right) p dV = -\left(\frac{z}{2}\right) V dp \rightarrow \left(\frac{z+2}{2}\right) p dV = -\left(\frac{z}{2}\right) V dp$$

$$\left(\frac{z+2}{z}\right) p dV = -V dp \rightarrow \gamma p dV = -V dp \rightarrow -\gamma \left(\frac{dV}{V}\right) = \frac{dp}{p}$$





¡Ánimo!

- Integrando ambos lados:

$$-\gamma \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = \int_{p_i}^{p_f} \frac{dp}{p}$$

$$-\gamma \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = \ln\left(\frac{p_f}{p_i}\right)$$

$$\ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)^\gamma = \ln\left(\frac{p_f}{p_i}\right)$$

$$\left(\frac{V_i}{V_f}\right)^\gamma = \left(\frac{p_f}{p_i}\right)$$

Transformación Adiabática

$$p_i V_i^\gamma = p_f V_f^\gamma \rightarrow p V^\gamma = \text{cte} \rightarrow T V^{\gamma-1} = \text{cte}$$



# La cuenta "a mano"



Por el primer principio  $Q = W + \Delta U$  y como  $Q = 0 \Rightarrow W = -\Delta U$

luego  $dW = -dU \Rightarrow$  y como  $dU = \left(\frac{\gamma}{\gamma-1}\right) nRdT = \left(\frac{\gamma}{\gamma-1}\right) d(nRT) = \left(\frac{\gamma}{\gamma-1}\right) d(pV)$  Use Ec. Estado

$\Rightarrow dW = -dU \rightarrow p dV = -\left(\frac{\gamma}{\gamma-1}\right) (V dp + p dV)$  . Agregando

$$p dV + \left(\frac{\gamma}{\gamma-1}\right) p dV = -\frac{\gamma}{\gamma-1} V dp \rightarrow \left(1 + \frac{\gamma}{\gamma-1}\right) p dV = -\frac{\gamma}{\gamma-1} V dp$$

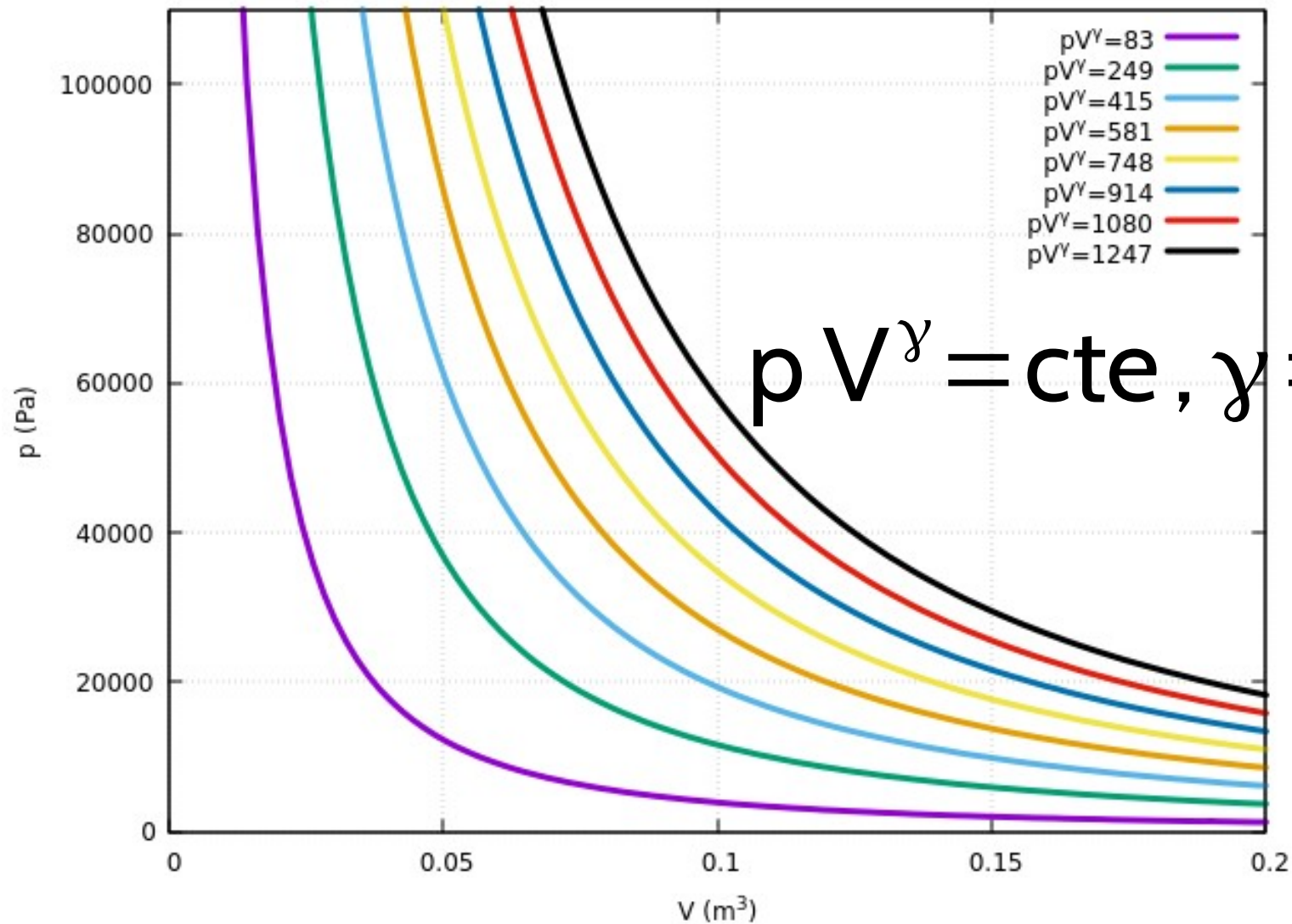
$$\Rightarrow \left(\frac{\gamma+1}{\gamma-1}\right) \left(\frac{\gamma-1}{\gamma}\right) p dV = -V dp \rightarrow \left(\frac{\gamma+1}{\gamma}\right) p dV = -V dp \Rightarrow \gamma p dV = -V dp$$

$$\Rightarrow -\gamma \frac{p dV}{V} = \frac{dp}{p} \quad \text{Integrando: } -\gamma \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = \int_{p_i}^{p_f} \frac{dp}{p}$$

$$\rightarrow -\gamma \ln \left( \frac{V_f}{V_i} \right) = \ln \left( \frac{p_f}{p_i} \right) \rightarrow \ln \left( \frac{V_i}{V_f} \right)^\gamma = \ln \left( \frac{p_f}{p_i} \right) \rightarrow \frac{V_i^\gamma}{V_f^\gamma} = \frac{p_f}{p_i}$$

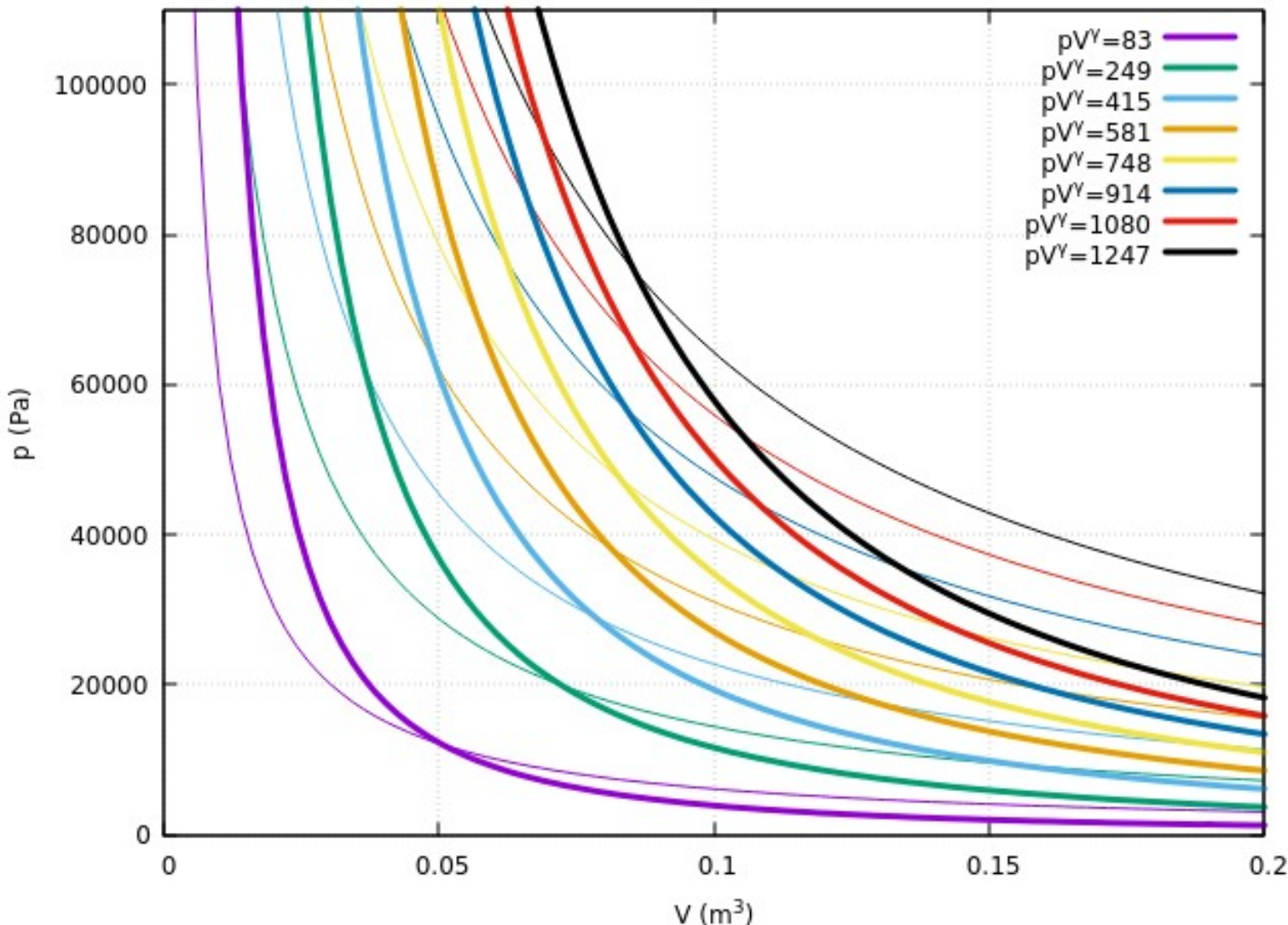
$$\Rightarrow p_i V_i^\gamma = p_f V_f^\gamma \rightarrow \boxed{pV^\gamma = \text{cte}}$$

# Curvas adiabáticas





# Adiabáticas vs isotermas



- Se aproximan asintóticamente a los ejes
- Cada adiabática intersecta a una isoterma en un único punto (volveremos...)
- Las adiabáticas son isentrópicas (volveremos...)

- Según el primer principio y teniendo en cuenta  $Q=0$ :

$$W = -\Delta U \rightarrow W = -\frac{Z}{2} n R \Delta T \rightarrow W = -\frac{Z}{2} n R (T_f - T_i)$$

$$W = -\frac{Z}{2} (P_f V_f - P_i V_i)$$

$$W = -\left( \frac{P_f V_f - P_i V_i}{\gamma - 1} \right)$$



- **Isobara:**

- $W = p \Delta V$
- $\Delta U = (z/2) n R \Delta T$
- $Q = \Delta U + W$

- **Isoterma:**

- $W = n R T \ln (V_f / V_i)$
- $\Delta U = 0$
- $Q = \Delta U + W \rightarrow Q = W$

$$Q = \Delta U + W$$

- **Isocora:**

- $W = 0$
- $Q = C_v n \Delta T$
- $Q = \Delta U$

- **Adiabática**

- $W = -\Delta U$
- $\Delta U = (z/2) n R \Delta T$
- $Q = 0 \rightarrow W = -\Delta U$

$$PV = n R T$$