

Universidad Nacional de Río Negro

Física III B – 2018

- **Unidad** 01 –
- **Clase** U01 C04 – 04
- **Fecha** 21 Mar 2019
- **Cont** Calor latente y cambios de fase
- **Cátedra** Asorey
- **Web** github.com/asoreyh/unrn-f3b
- **YouTube** <https://goo.gl/nNhGCZ>



Unidad 1: Calor

Unidad 1

El Calor

Hace calor



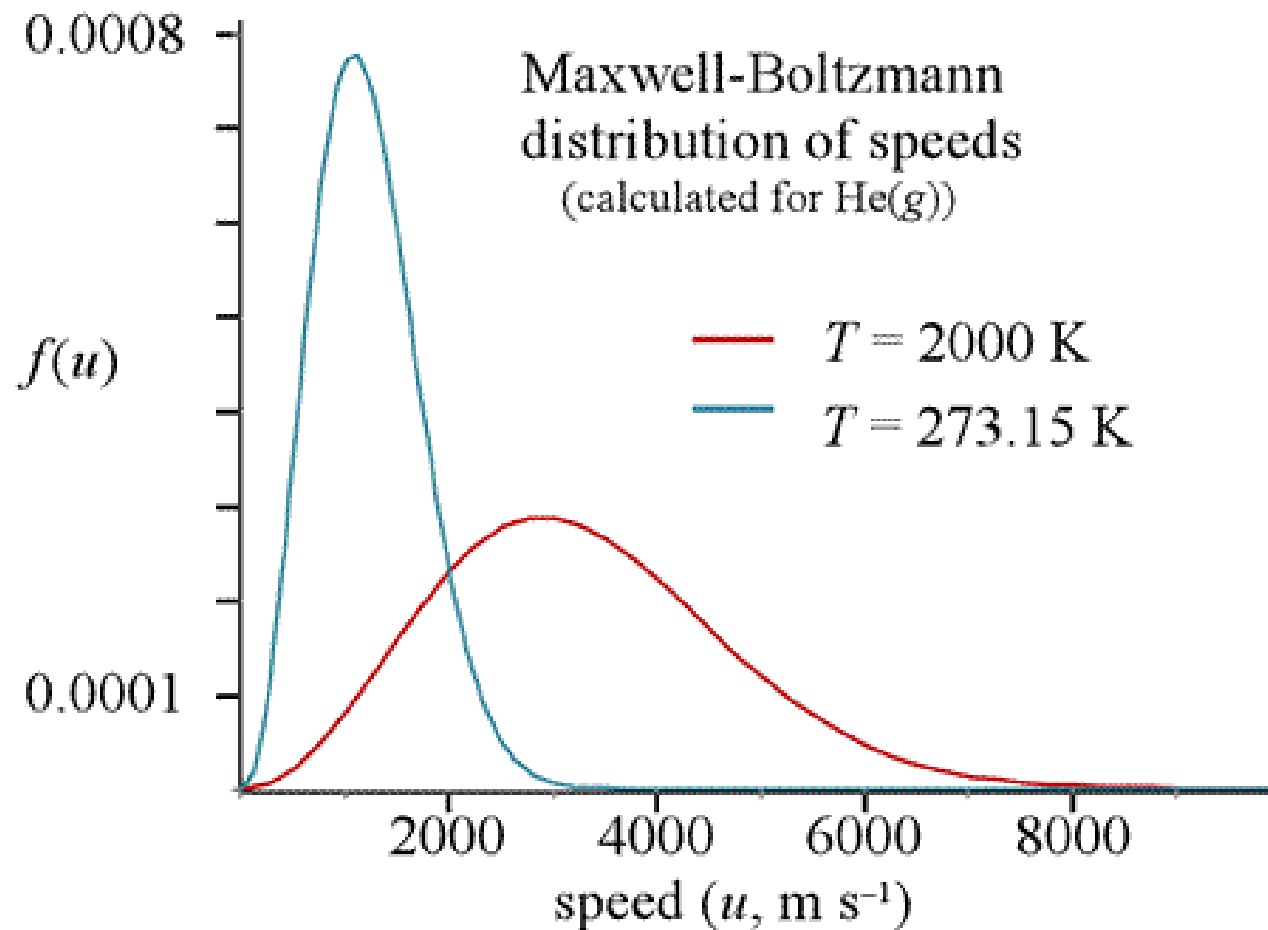
Módulo 1 - Unidad 1: Calor

Del 06/Mar al 22/Mar (5 encuentros)

- **El calor. Gases ideales y reales. Energía interna. Calorimetría. Calor específico. Teoría cinética de los gases. Temperatura: concepto macroscópico y microscópico. Cambios de fase y calor latente**



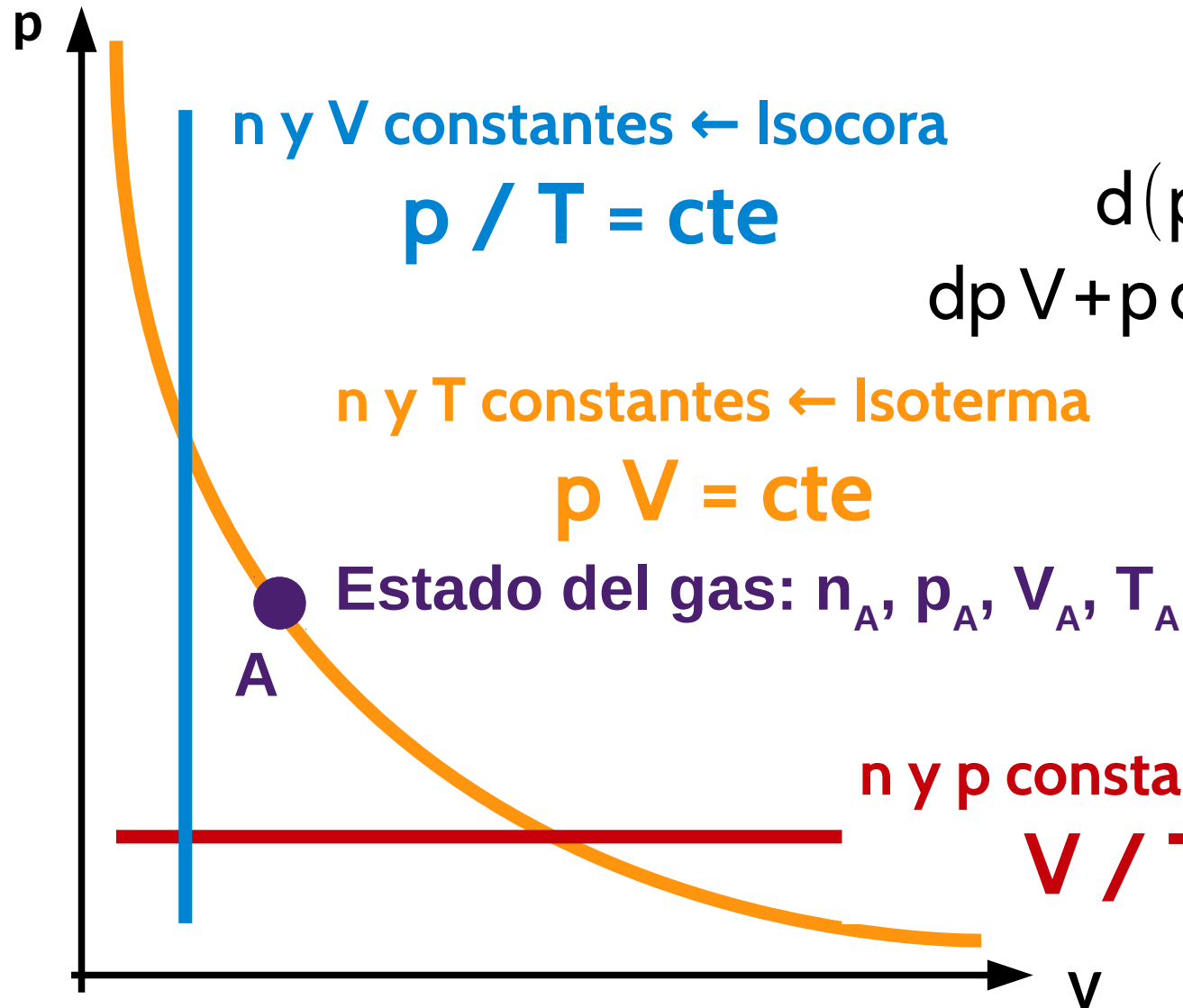
Funciones de distribución



probability density function for speed

$$f(u) = \left[\frac{M}{2\pi RT} \right]^{3/2} \cdot 4\pi u^2 \cdot e^{-Mu^2/2RT}$$

El diagrama PV



$$pV = nRT$$

$$d(pV) = R d(nT)$$

$$dp V + p dV = R (dn T + n dT)$$

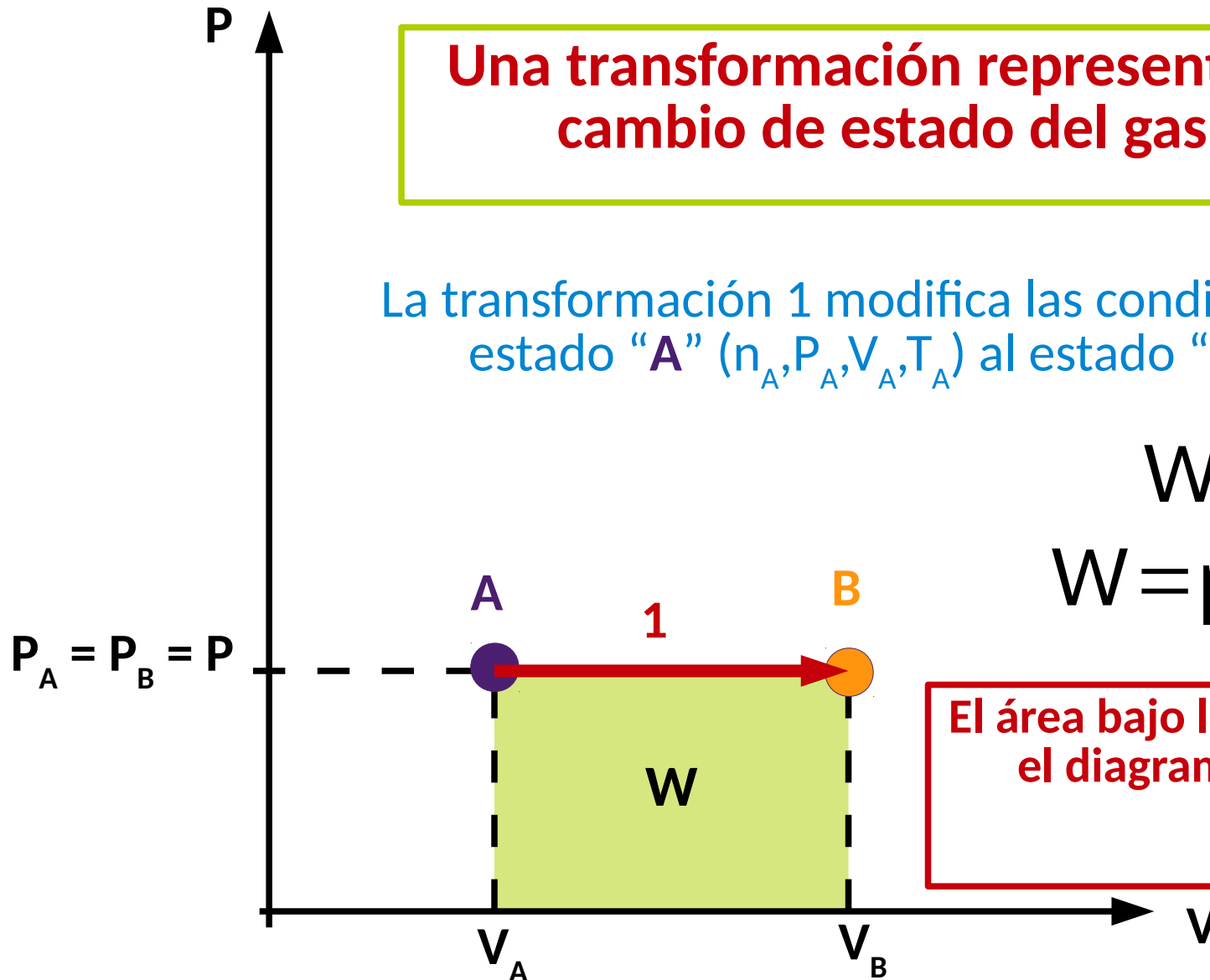
Transformaciones

Una transformación representa al cambio de estado del gas

La transformación 1 modifica las condiciones del gas del estado "A" (n_A, P_A, V_A, T_A) al estado "B" (n_B, P_B, V_B, T_B)

$$W = p \Delta V$$

$$W = p(V_B - V_A)$$



El área bajo las transformaciones en el diagrama P-V representa al trabajo

Energía interna

- Energía media de las N partículas de un gas a temp. T :

$$U \stackrel{\text{def}}{=} N \langle E_K \rangle = N \frac{1}{N} \sum_{i_1}^N E_{i,k} = \sum_{i_1}^N E_{i,k}$$

$$U = N \left(\frac{3}{2} k T \right) = \frac{3}{2} \frac{N}{N_A} N_A k T \rightarrow U = \frac{3}{2} n R T$$

- Variaciones a $n = \text{cte}$,

$$dU = \frac{3}{2} R d(nT) = \frac{3}{2} R (dn T + n dT)$$

$$dU = \frac{3}{2} n R dT \rightarrow \Delta U = \frac{3}{2} n R \Delta T$$

**Si T cambia,
necesariamente
habrá un cambio en
la energía interna del
gas (y viceversa)**

- ¿Qué es el calor específico?

Calor específico: cantidad de calor necesaria para que un mol de una sustancia cambie su temperatura en 1 K

- Le entrego calor a n moles de una sustancia y su temperatura aumenta ΔT , entonces:

$$C \stackrel{\text{def}}{=} \frac{Q}{n \Delta T} \rightarrow Q = C n \Delta T$$

Teorema de equipartición

- Para cada grado de libertad, hay un término aditivo en la expresión de la energía cinética:

Teorema de Equipartición de la Energía

En un sistema en equilibrio, la energía cinética promedio por molécula es igual a $\frac{1}{2} kT$ (ó $\frac{1}{2} RT$ por mol) por cada grado de libertad del sistema

- Grados de libertad en un gas ideal:

- Gas monoatómico: $z=3$

- Gas biatómico: $z=5$

- Gas Triatómico: $z=6$

En general: $C_v = \frac{z}{2}$ y $C_p = C_v + R$

Calor específico de un gas ideal

- En una transformación a volumen constante:

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

- Para calentar n moles de un gas ideal a $V=\text{cte}$,

$$Q = C_v n \Delta T$$

- En una transformación a presión constante:

$$C_p = C_v + R$$

- Calentar n moles a $P=\text{cte}$:

$$Q = C_p n \Delta T$$

Siempre $C_p > C_v$:

A $V=\text{cte} \rightarrow W=0 \rightarrow$ Todo el calor Q se usa para calentar al gas

A $P=\text{cte} \rightarrow W \neq 0 \rightarrow$ Parte del calor Q se transforma en trabajo de expansión del gas \rightarrow Se necesita más calor para lograr el mismo ΔT respecto al caso $V=\text{cte}$

- Calor específico:

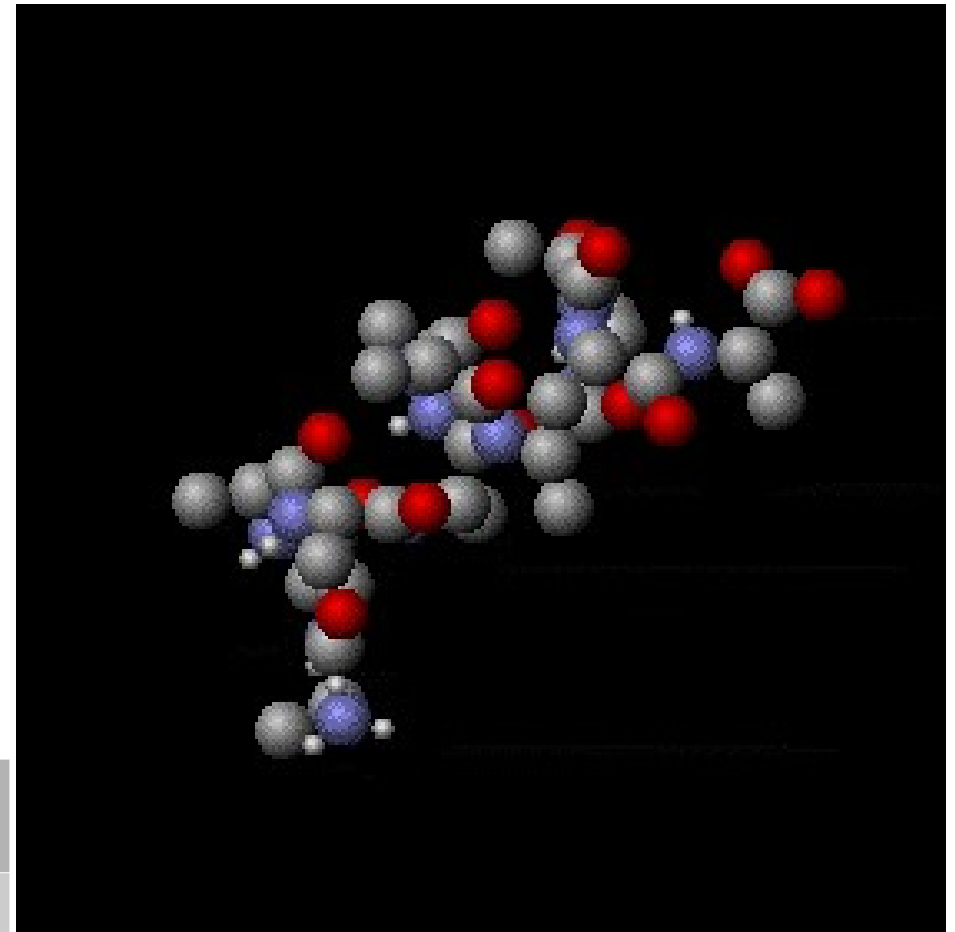
$$C_V = \frac{Z}{2} R$$

$$C_P = C_V + R$$

- Índice adiabático:

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

| Atomicidad | C_V | C_P | γ |
|-------------|---------|---------|----------|
| Monoatómico | $3/2 R$ | $5/2 R$ | $5/3$ |
| Biatómico | $5/2 R$ | $7/2 R$ | $7/5$ |
| Triatómico | $6/2 R$ | $8/2 R$ | $4/3$ |



Energía → Cinética + Vibracional

- 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 ΔT ?
 - Transformación a $V=\text{cte}$: $Q = C_v n \Delta T$
 - Transformación a $P=\text{cte}$: $Q = C_p n \Delta T$

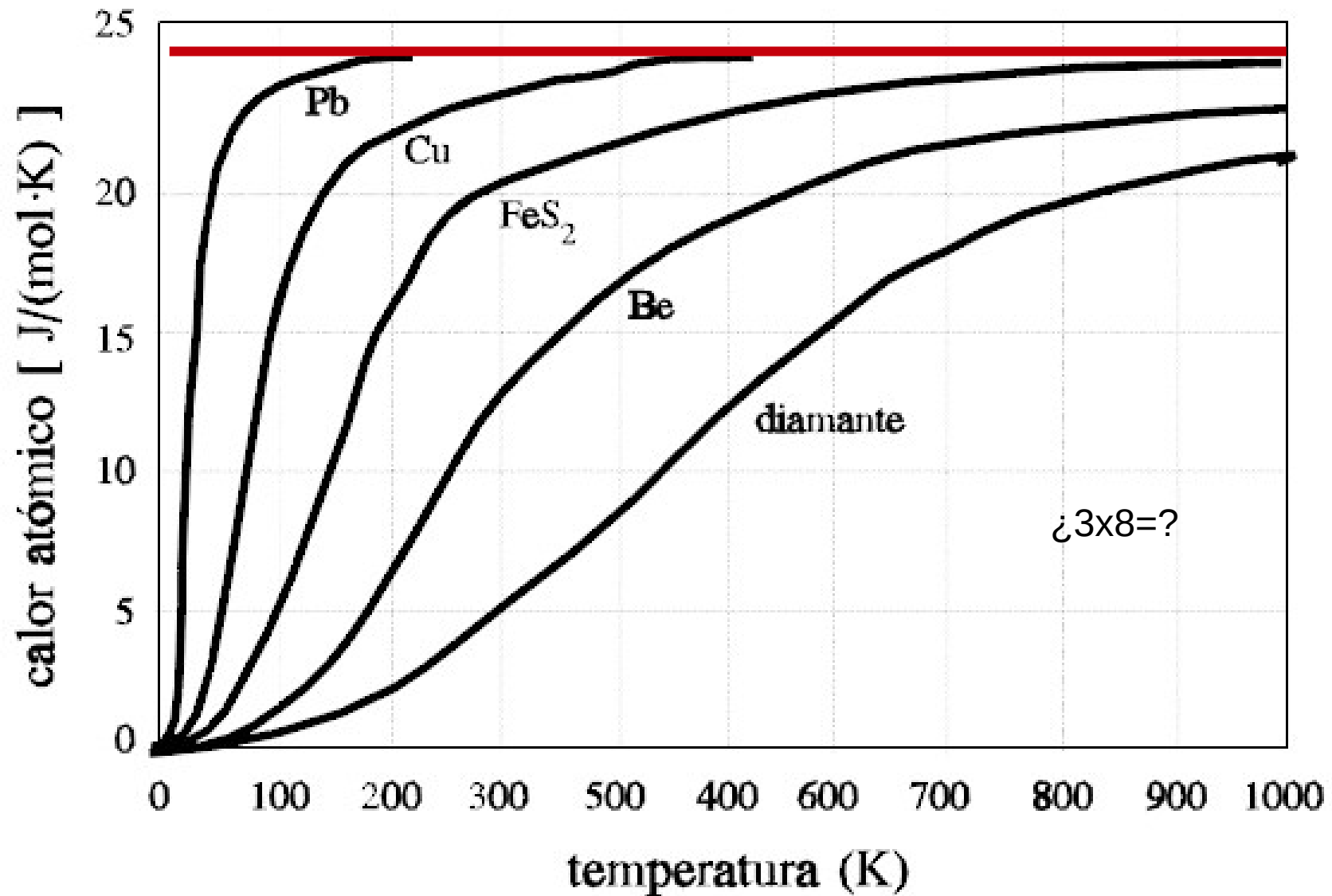
| Atomicidad | C_v | C_p | γ |
|-------------|---------|---------|----------|
| Monoatómico | $3/2 R$ | $5/2 R$ | $5/3$ |
| Biatómico | $5/2 R$ | $7/2 R$ | $7/5$ |
| Triatómico | $6/2 R$ | $8/2 R$ | $4/3$ |

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

Calores específicos de algunos gases

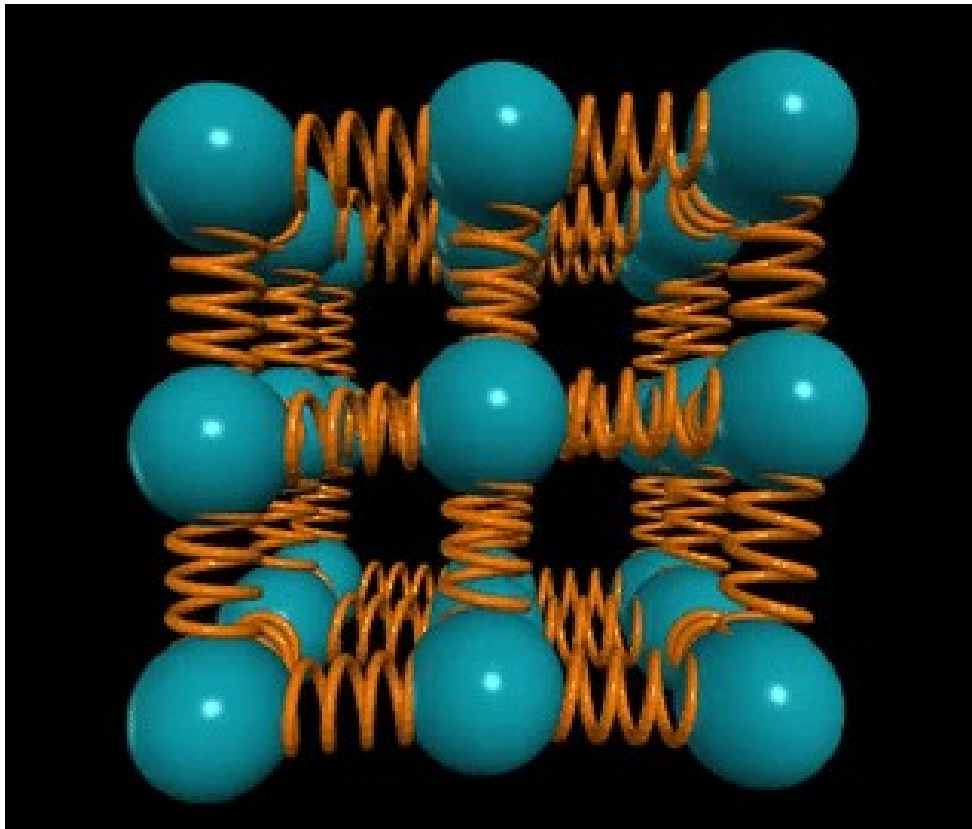
| Sustancia | Fase | C_p | C_v |
|--------------------------------|-------------|-----------------------------------|-----------------------------------|
| Gas monoatómico (Ideal) | gas | $(5/2)R = 20.8$ | $(3/2)R = 12.5$ |
| Helio | gas | 20,8 | 12,5 |
| Argón | gas | 20,8 | 12,5 |
| Neón | gas | 20,7862 | 12,47 |
| Gas diatómico (Ideal) | gas | $(7/2)R = 29.1$ | $(5/2)R = 20.8$ |
| Hidrógeno | gas | 28,82 | 20.4 |
| Nitrógeno | gas | 29,12 | 20,8 |
| Oxígeno | gas | 29,4 | 21.1 |
| Aire (condiciones ambiente) | gas | 29,19 | 20.9 |
| Gas triatómico (ideal) | gas | $8/2R = 33.33$ | $(6/2)R = 25$ |
| Agua | gas | 37,47 | 28,03 |
| Agua | líq (25 °C) | 75,33 | 74,53 |
| Agua | sól (0 °C) | 38,09 | |

¿Y el calor específico en los sólidos?



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:

$$Q = \Delta U = Cn\Delta T$$



Notar que es calor específico y es por “mol”

- La **capacidad calorífica específica** es el calor específico pero expresado por unidad de masa (kg) en lugar de por unidad de cantidad de sustancia (mol)
- Propongan una expresión para pasar de uno a otro....
- ¿Es lo mismo para Cu que para Pb?
 - En moles, ¡SI!
 - en masa, ¡No!
- Ej: cantidad de calor calentar 100K a 3 mol de Cu o Pb

$$C = 3R \rightarrow Q = nC\Delta T$$

$$Q = 3\text{ mol} (3 \times 8,314 \text{ J}/(\text{mol K})) 100 \text{ K} \rightarrow Q = 7482,6 \text{ J}$$

Notar que es calor específico y es por “mol”

- Ej: cantidad de calor para calentar 1kg de Cobre en 100K

$$C = 3R \rightarrow Q = n C \Delta T \rightarrow Q = \frac{m}{M} (3R) \Delta T$$

$$Q = \frac{1000 \text{ g}}{63,546 \text{ g/mol}} (3 \times 8,314 \text{ J/(mol K)}) 100 \text{ K}$$

$$Q = 39250,3 \text{ J}$$

- Ej: cantidad de calor para calentar 1kg de Plomo en 100K

$$C = 3R \rightarrow Q = n C \Delta T \rightarrow Q = \frac{m}{M} (3R) \Delta T$$

$$Q = \frac{1000 \text{ g}}{207,2 \text{ g/mol}} (3 \times 8,314 \text{ J/(mol K)}) 100 \text{ K}$$

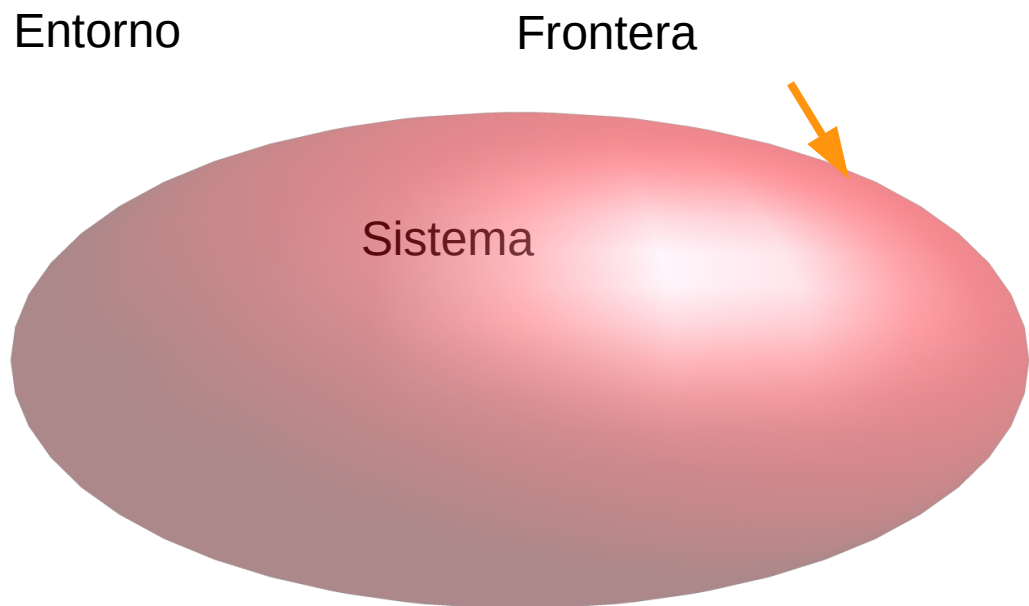
$$Q = 12037,65 \text{ J}$$

¿Cómo se explica ese resultado?



















- Entonces, para calentar 100K a 1 kg de metal:
 - Cobre: 39250.3 J
 - Plomo: 12037,6 J
- ¿Por qué es menor para el plomo respecto al cobre?

Ayuda: pensar en la teoría cinética y la equipartición de la energía. ¿Cómo es la masa de los respectivos átomos?

- **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

| Tipo de pared | Materia | Trabajo | Energía | Sistema |
|----------------------|---|---|---|---------|
| Permeable y flexible |  |  |  | Abierto |
| Permeable a materia |  |  |  | |
| Permeable a energía |  |  |  | Cerrado |
| Adiabática |  |  |  | |
| Rígida |  |  |  | |
| Aislante |  |  |  | Aislado |

Mencionen ejemplos de cada tipo de sistema

¿Tipos de sistema y equilibrio termodinámico?

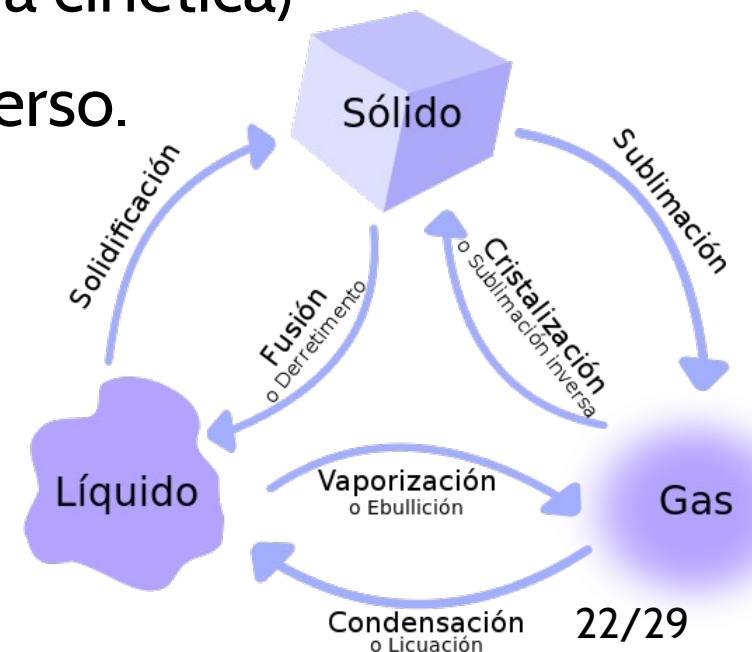
Fases de un sistema termodinámico

- **Fases** (¡no confundir con estado de agregación!)
zonas macroscópicas de un sistema con propiedades físicas y químicas homogéneas
 - Sistema monofásico (una fase) → sistema homogéneo
 - Sistema de varias fases → sistema heterogéneo o mezcla

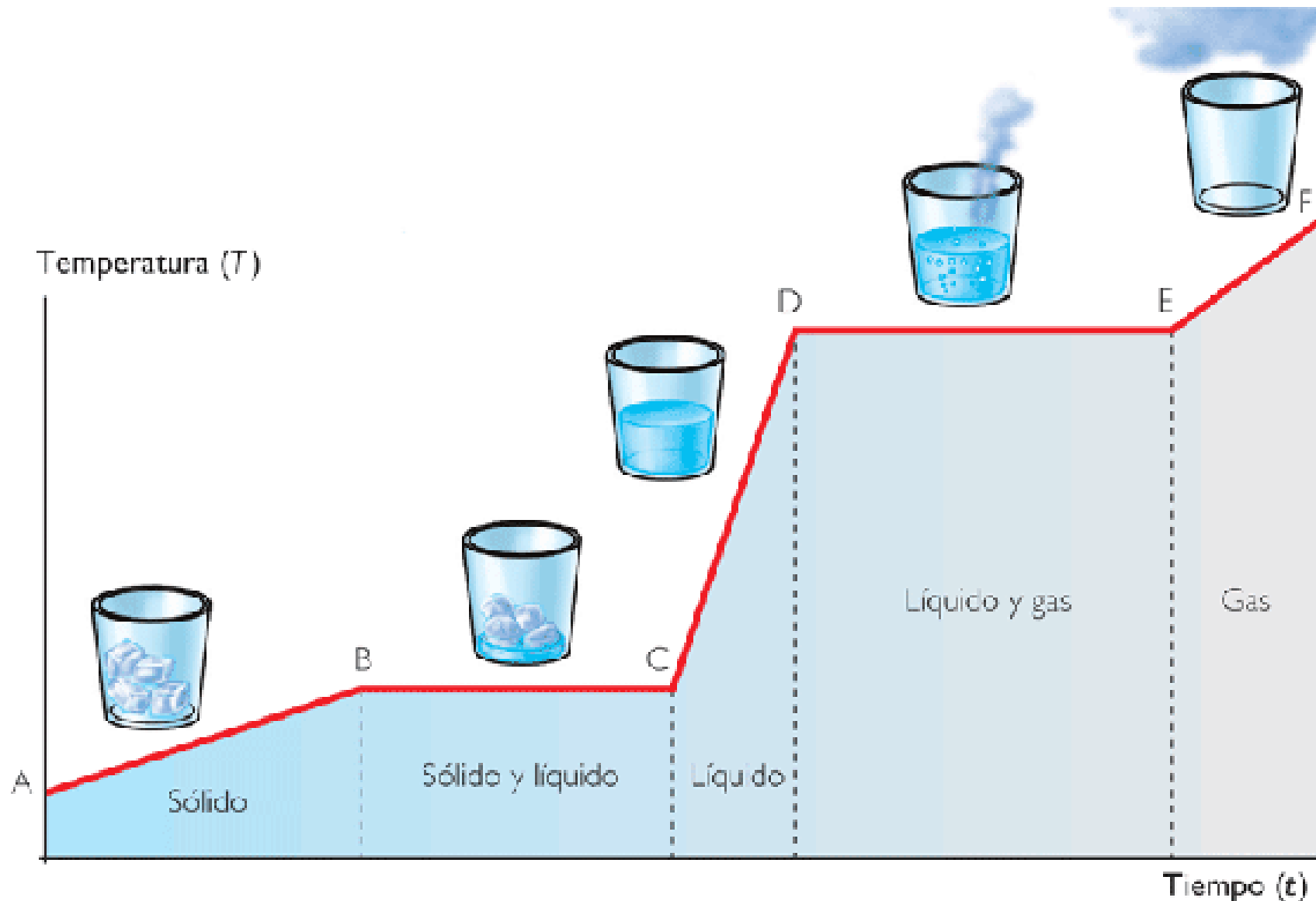


Cambios de fase

- 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?

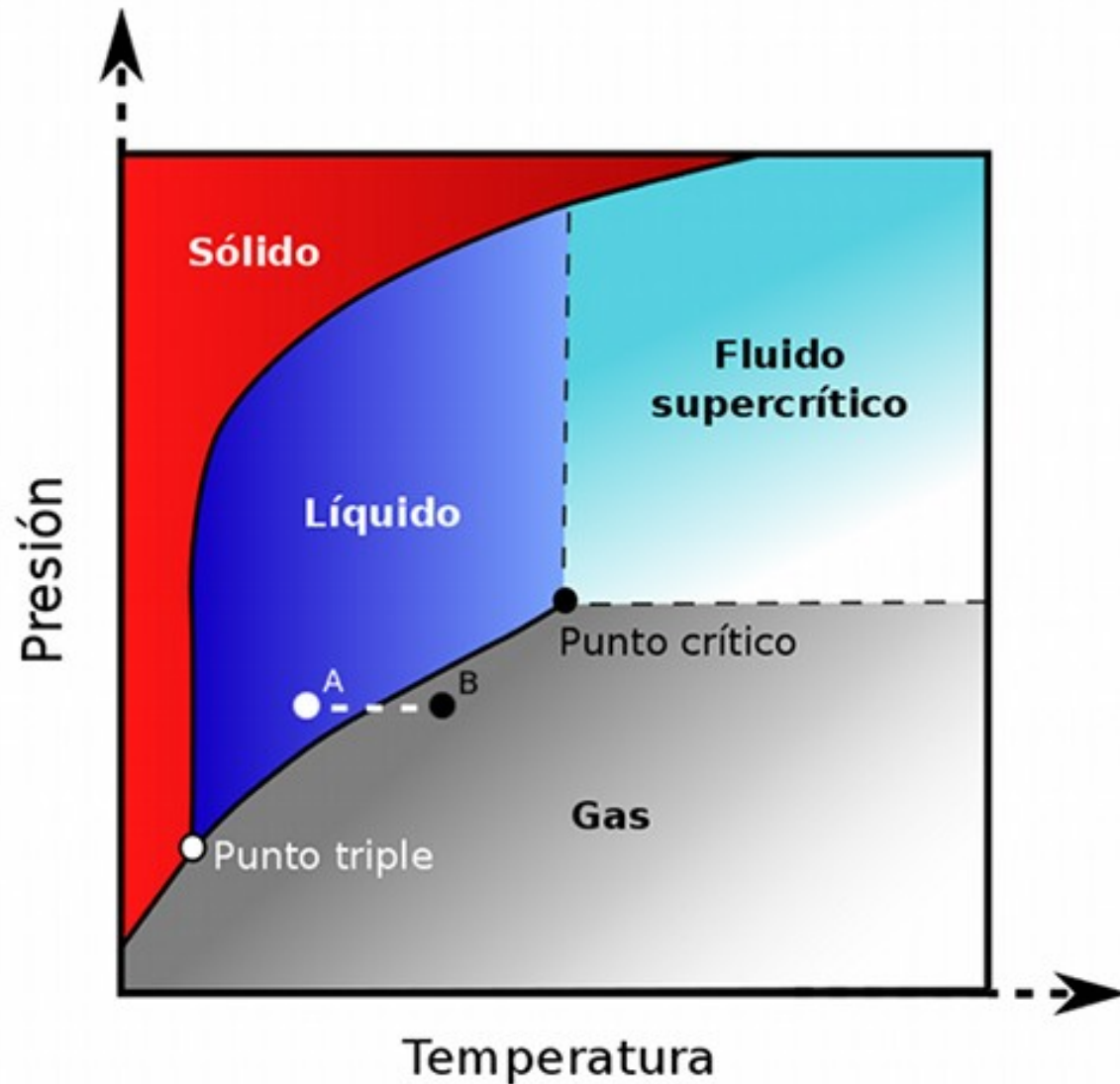


Ingreso energía (calor) a tasa constante (sistema inicial: vaso con hielo)

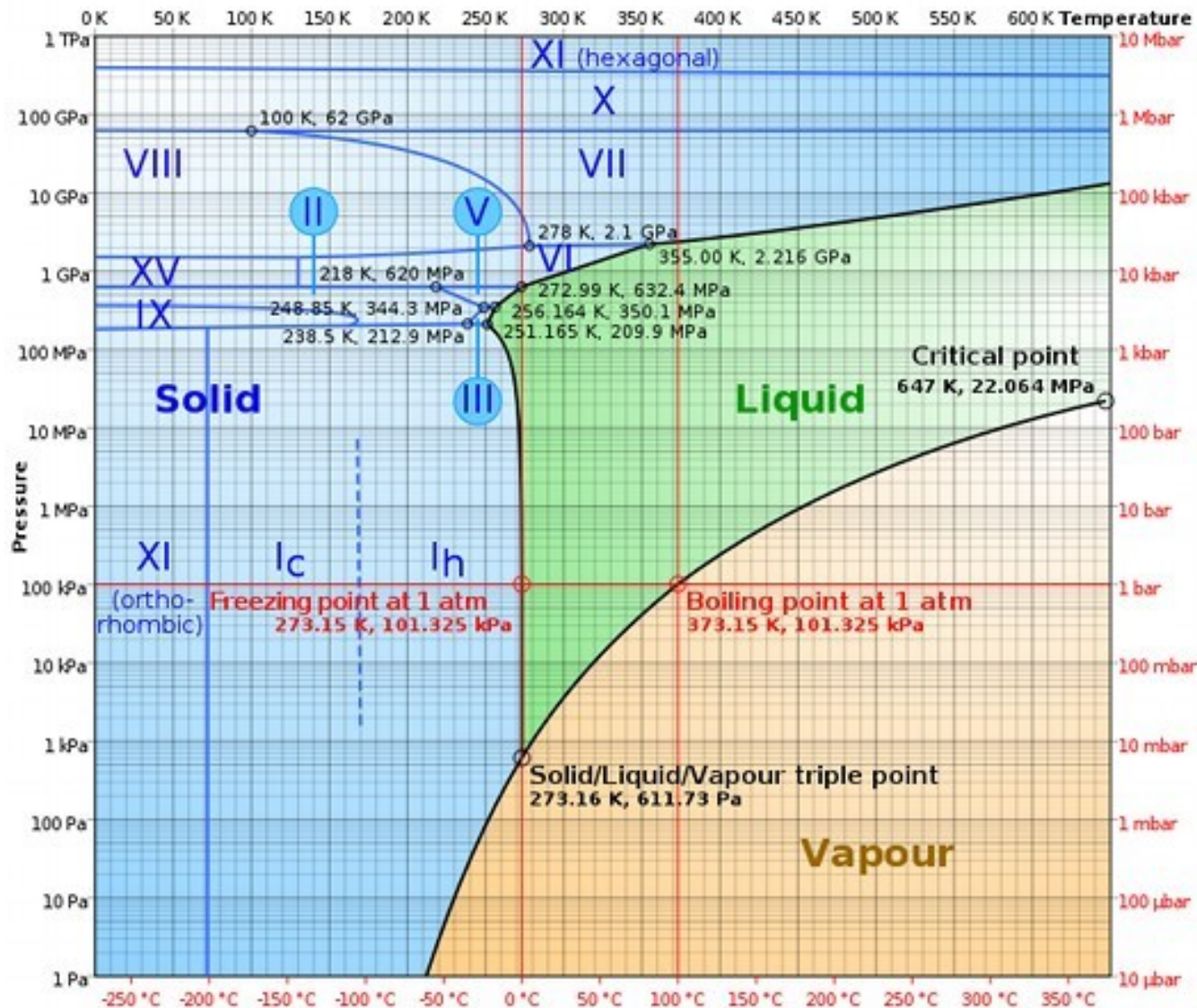


- **Calor latente:** calor liberado o absorbido por un sistema termodinámico durante una transformación a **temperatura constante** (*latente* = escondido, 1762 J. Black)
 - Calor de fusión: sólido a líquido
 - Calor de vaporización: líquido a gas
- **Ehrenfest:** Calor latente \leftrightarrow transformación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

Diagramas de fase, modelo



Diagramas de fase, agua



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?...

Tabla de calores latentes específicos

Calores latentes de fusión y vaporización

| Sustancia | Punto de fusión (°C) | Calor latente de fusión (J/kg) | Punto de ebullición (°C) | Calor latente de vaporización (J/kg) |
|-----------------|----------------------|--------------------------------|--------------------------|--------------------------------------|
| Helio | -269.65 | 5.23×10^3 | -268.93 | 2.09×10^4 |
| Nitrógeno | -209.97 | 2.55×10^4 | -195.81 | 2.01×10^5 |
| Oxígeno | -218.79 | 1.38×10^4 | -182.97 | 2.13×10^5 |
| 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 |

Calor latente versus calor sensible

