

Universidad Nacional de Río Negro

Física III B - 2018

- **Unidad** 01
- **Clase** U01 C05 - 05
- **Fecha** 04 Abr 2018
- **Cont** Calor latente y cambio de estados
- **Cátedra** Asorey
- **Web** github.com/asoreyh/unrn-f3b
- **YouTube** <https://goo.gl/nNhGCZ>



Unidad 1: Calor

Unidad 1

El Calor

Hace calor



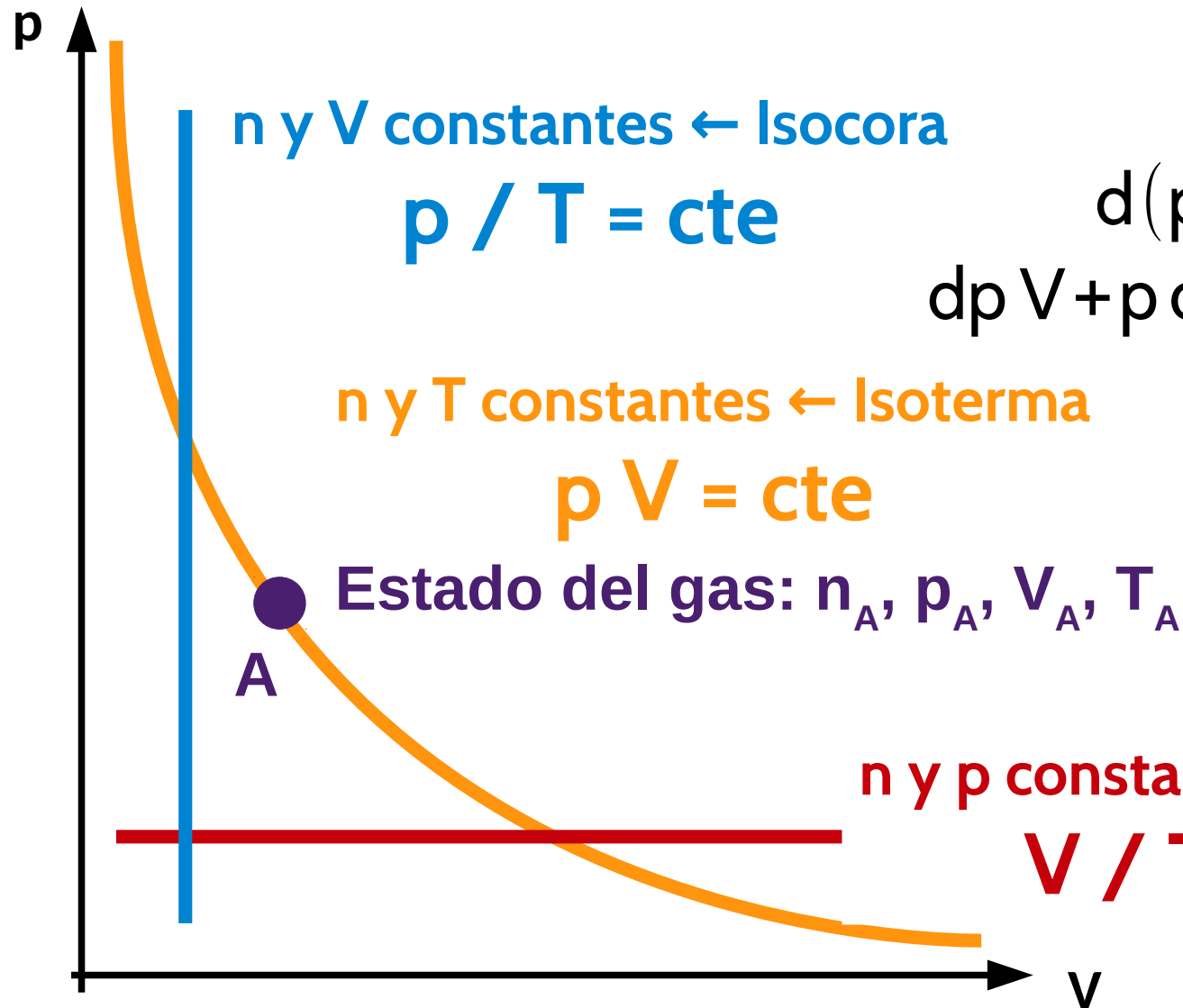
Módulo 1 - Unidad 1: Calor

Del 08/Mar al 04/Abr (7 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**



Casos particulares



$$pV = nRT$$

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

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

n y T constantes ← Isoterma

$$p V = \text{cte}$$

Estado del gas: n_A, p_A, V_A, T_A

A

n y p constantes ← Isobara

$$V / T = \text{cte}$$

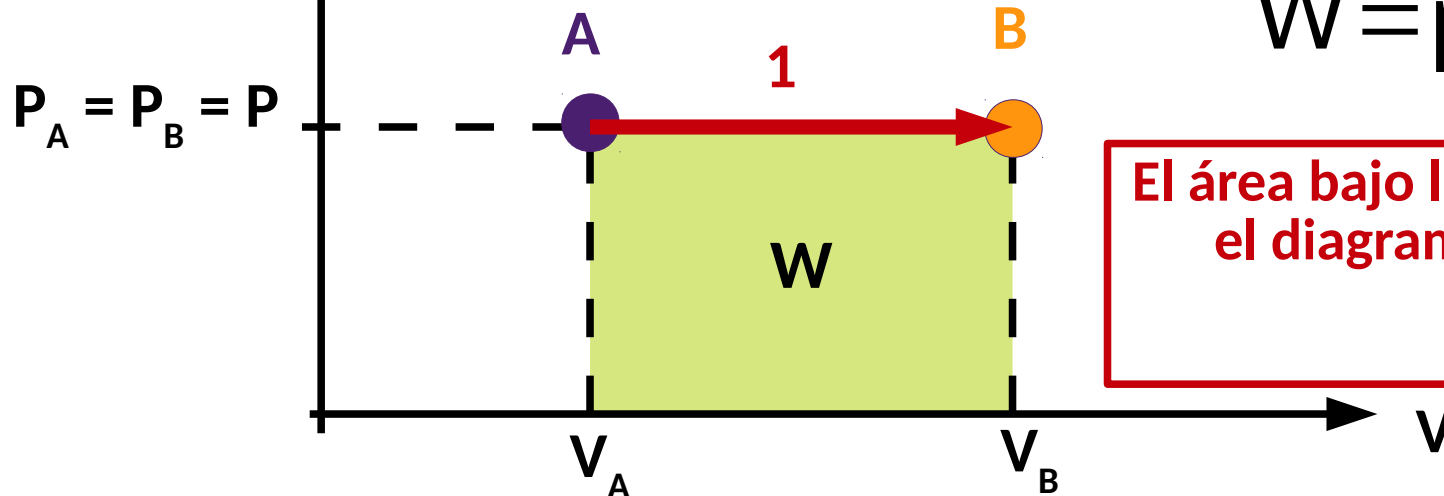
Transformaciones

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)**

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: $z=3$

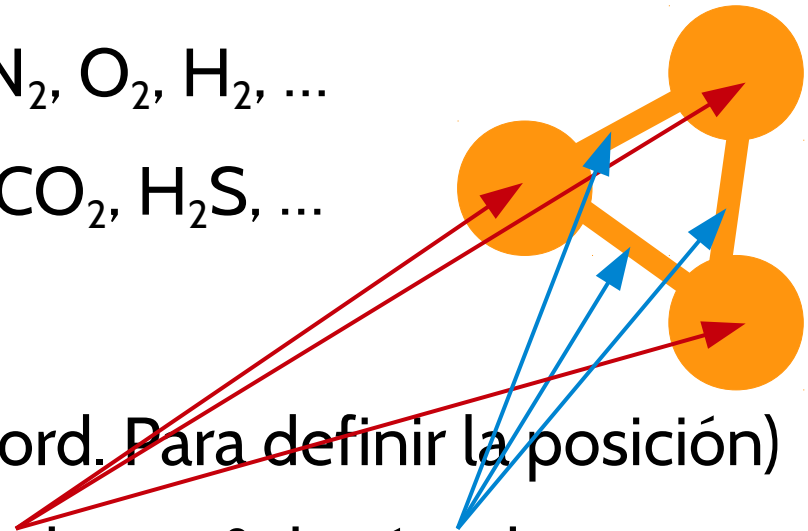
- Gas biatómico: $z=5$

- Gas Triatómico: $z=6$

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

Atomicidad y grados de libertad

- Número de átomos que forman una molécula:
 - Monoatómico \rightarrow atomicidad = 1 : He, Ar, Xe, Ne, ...
 - Biatómico \rightarrow atomicidad = 2 : N_2 , O_2 , H_2 , ...
 - Triatómico \rightarrow atomicidad = 3 : CO_2 , H_2S , ...
- Grados de libertad:
 - Partícula libre: 3 (necesito 3 coord. Para definir la posición)
 - En general: $a = 3 \times n^\circ \text{ de partículas} - n^\circ \text{ de vínculos}$
 - Monoatómico: $a = 3$
 - Biatómico: $a = 3 \times 2 - 1 = 5$
 - Triatómico: $a = 3 \times 3 - 3 = 6$



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:

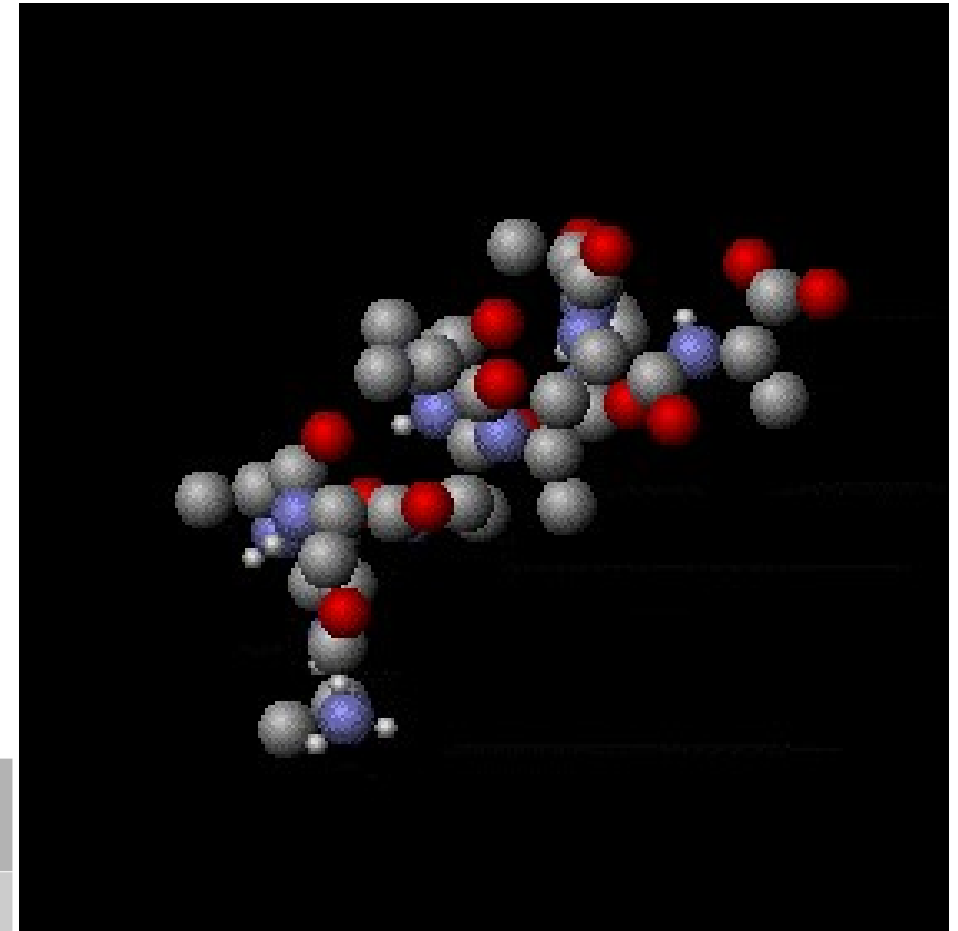
$$C_V = \frac{Z}{2} R$$

$$C_P = C_V + R$$

- 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

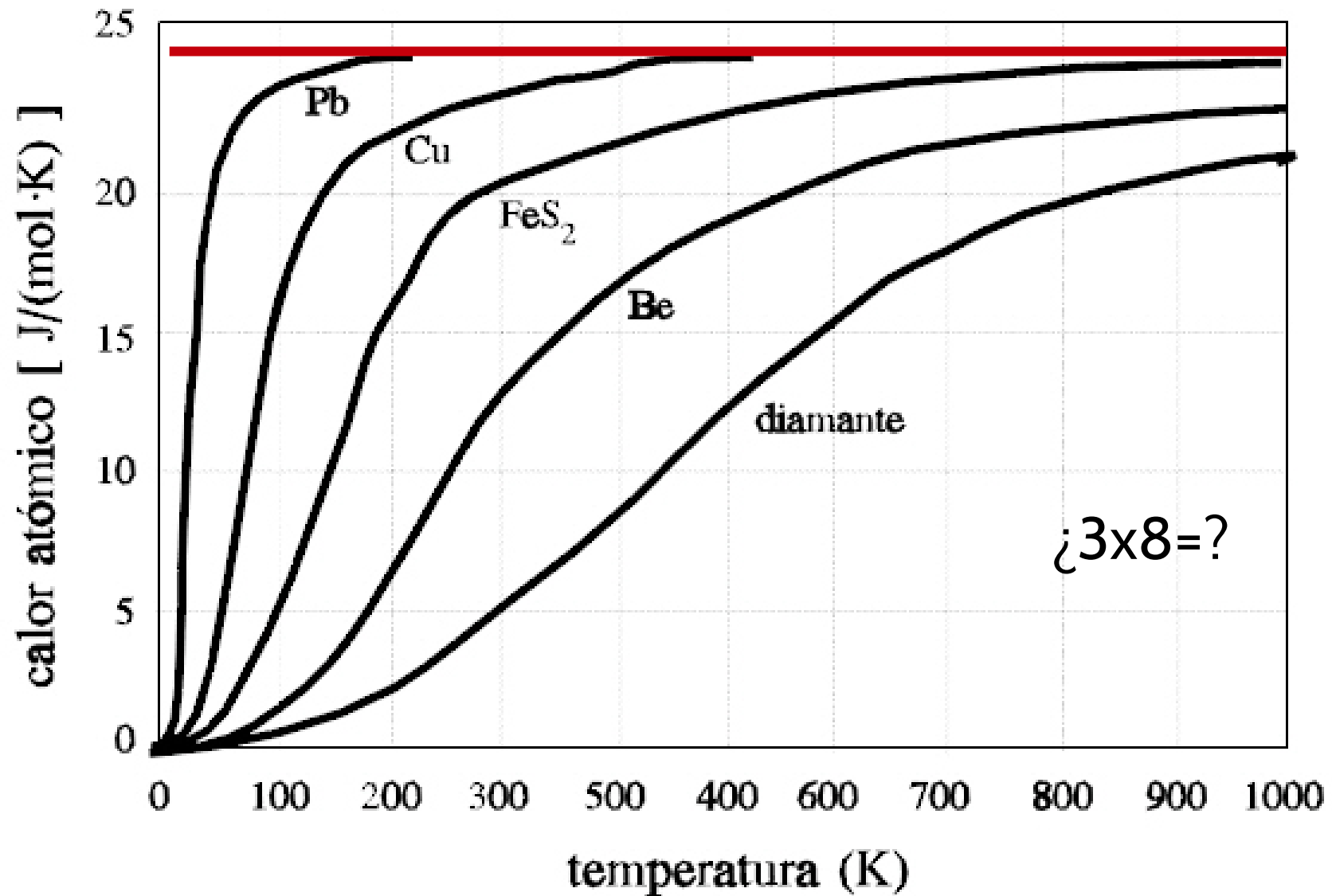
$Q > 0 \rightarrow$ Calor entregado por el medio al sistema

$Q < 0 \rightarrow$ Calor entregado por el sistema al medio

Calores específicos de algunos gases

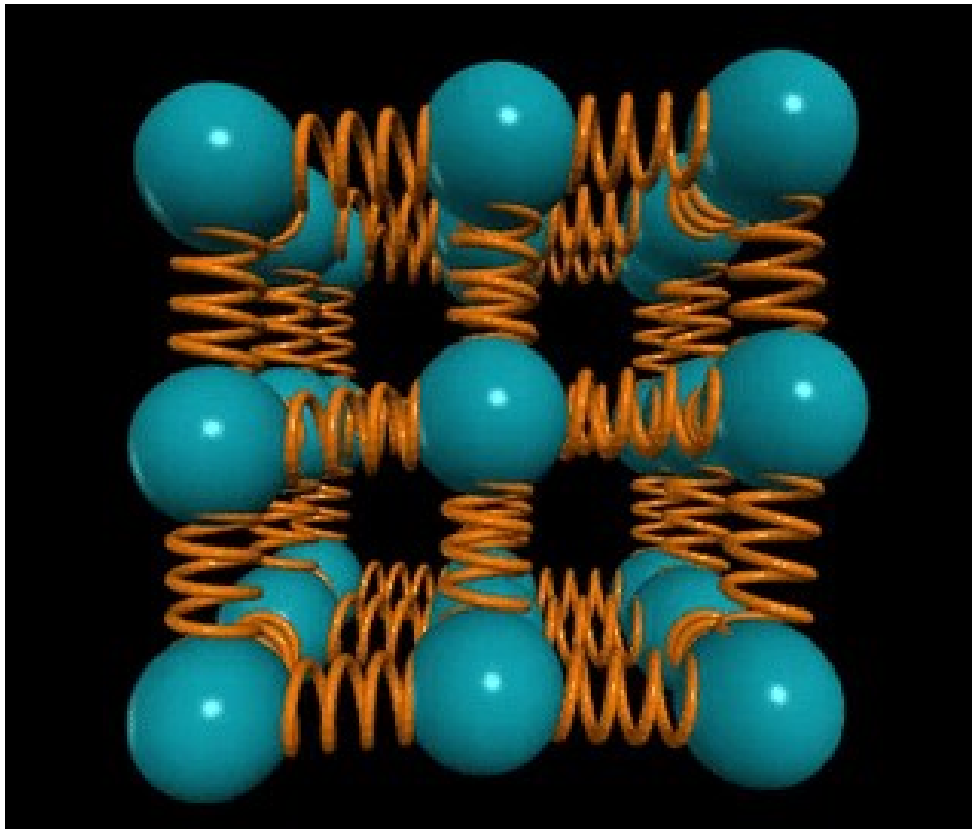
Sustancia	Fase	C_p	C_v
Gas monoatómico (Ideal)	gas	$(5/2)R = 20.8$	$(3/2)R = 12.5$
Helio	gas	20,8	12,5
Argón	gas	20,8	12,5
Neón	gas	20,7862	12,47
Gas diatómico (Ideal)	gas	$(7/2)R = 29.1$	$(5/2)R = 20.8$
Hidrógeno	gas	28,82	20.4
Nitrógeno	gas	29,12	20,8
Oxígeno	gas	29,4	21.1
Aire (condiciones ambiente)	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

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



- ¿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:

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

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

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

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

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

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

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

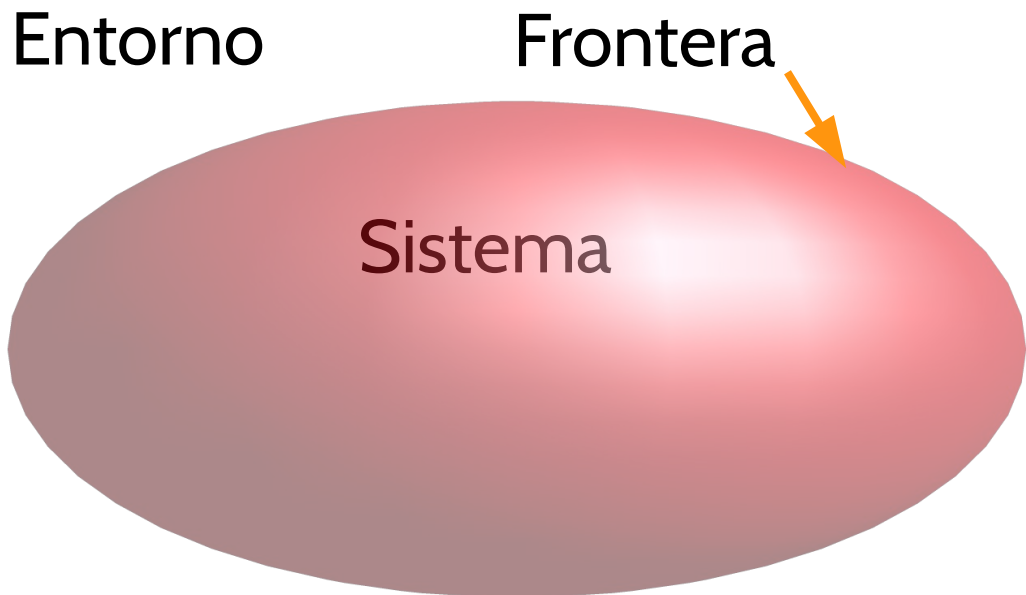
$$Q = 12037,65 \text{ J}$$

¿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

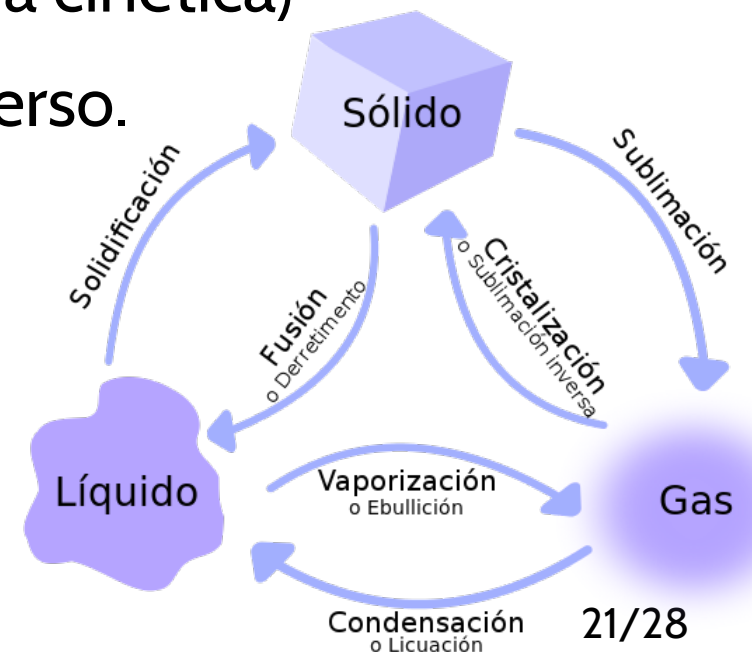
- **Fases (¡no confundir con estado de agregación!)**
zonas macroscópicas de un sistema con propiedades físicas y químicas homogéneas
 - Sistema monofásico (una fase) → sistema homogéneo
 - Sistema de varias fases → sistema heterogéneo o mezcla



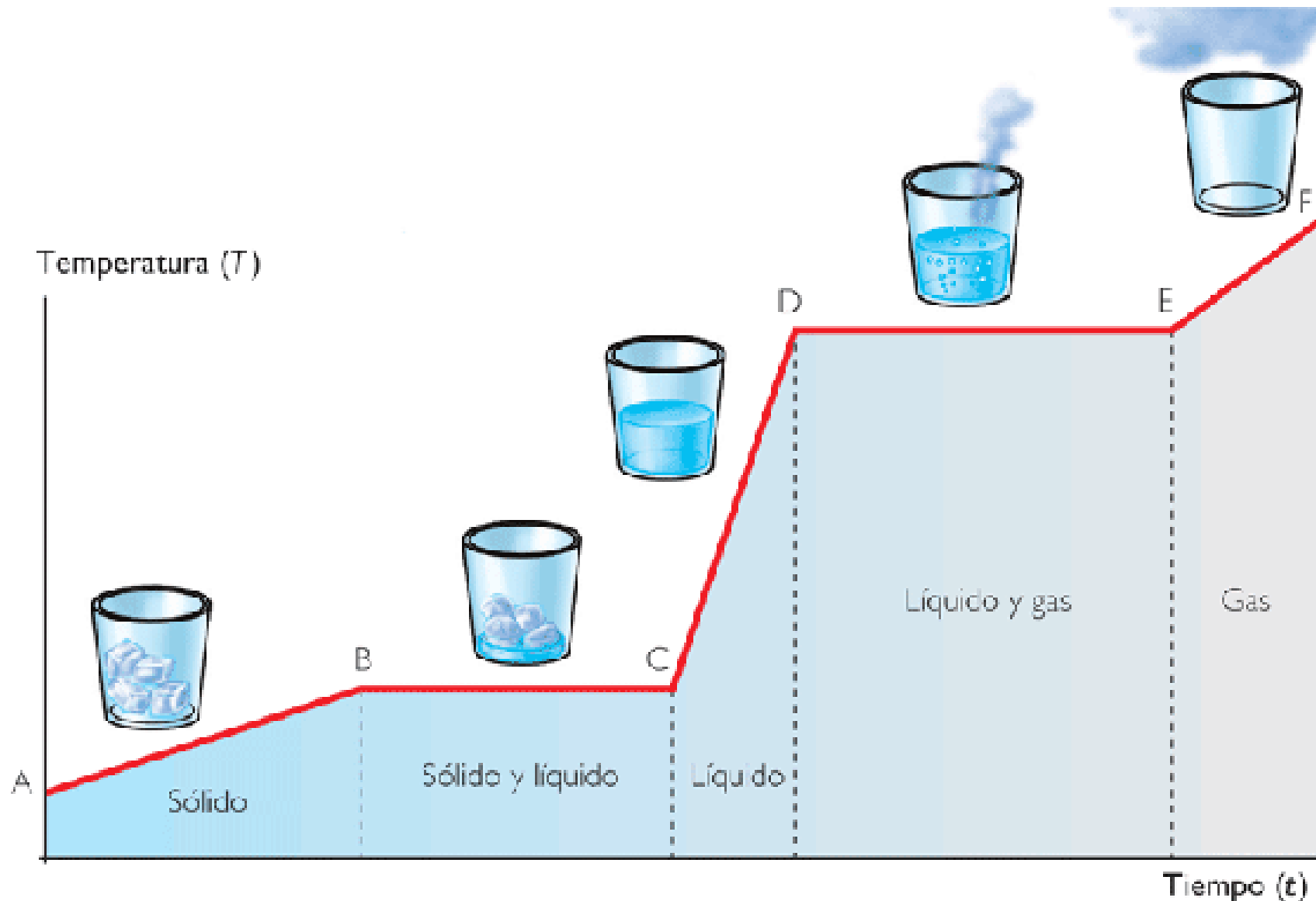
Cambios de fase

- 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?

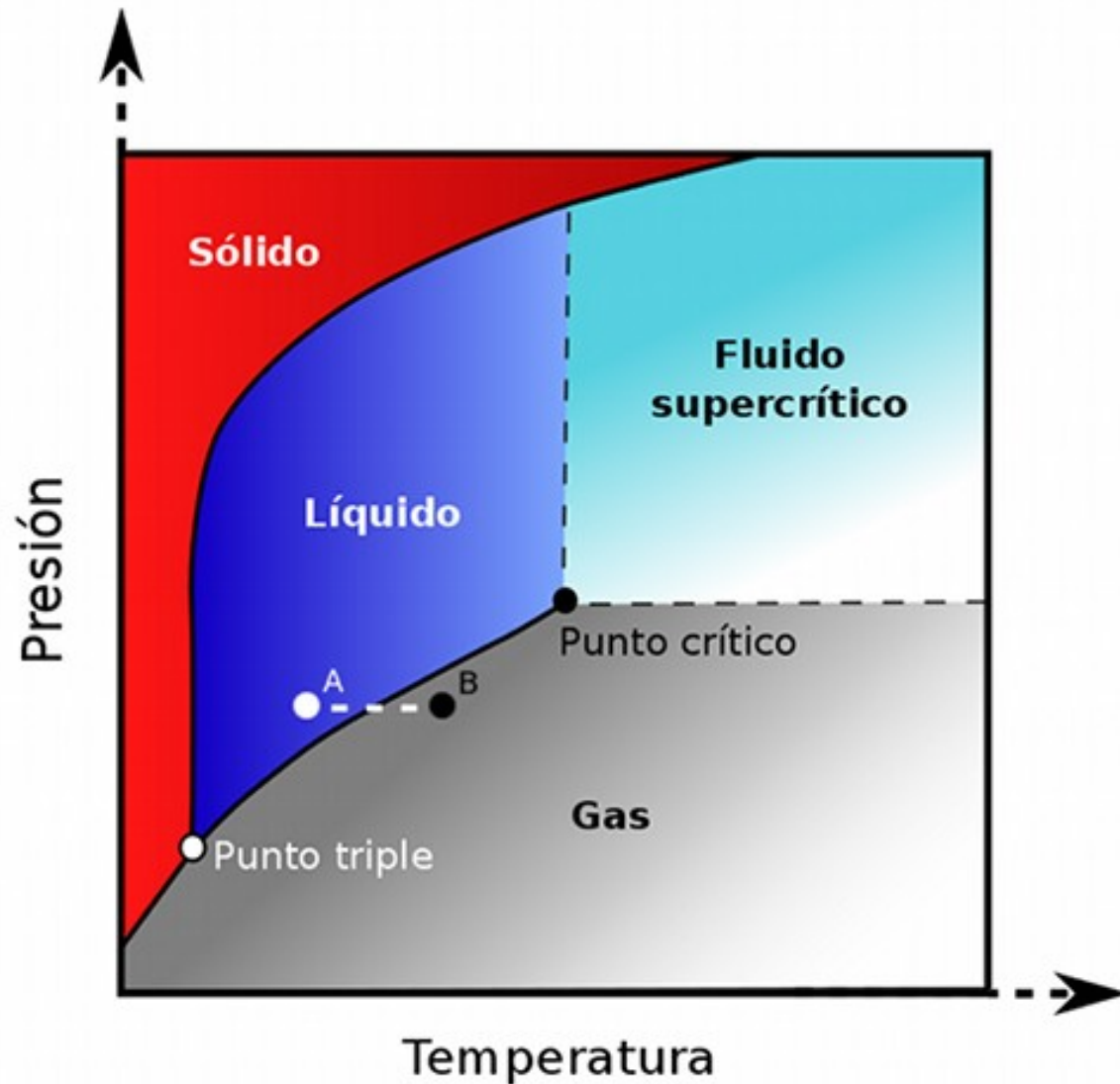


Ingreso energía (calor) a tasa constante (sistema inicial: vaso con hielo)

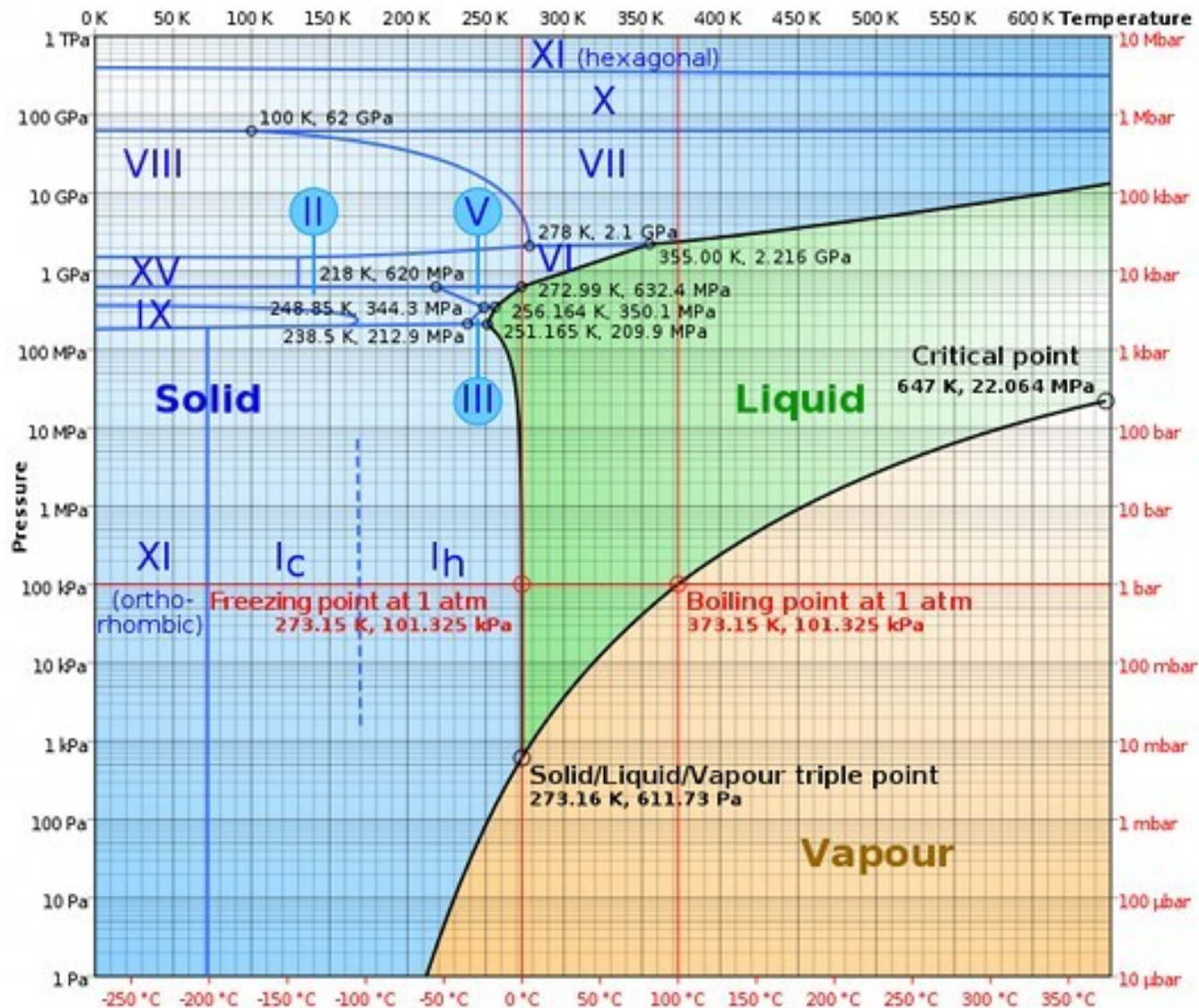


- **Calor latente:** calor liberado o absorbido por un sistema termodinámico durante una transformación a **temperatura constante** (*latente* = escondido, 1762 J. Black)
 - Calor de fusión: sólido a líquido
 - Calor de vaporización: líquido a gas
- **Ehrenfest:** Calor latente \leftrightarrow transformación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

