

# Universidad Nacional de Río Negro

## Física III B – 2019

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



# Unidad 1: Calor

Unidad 1

El Calor

*Hace calor*





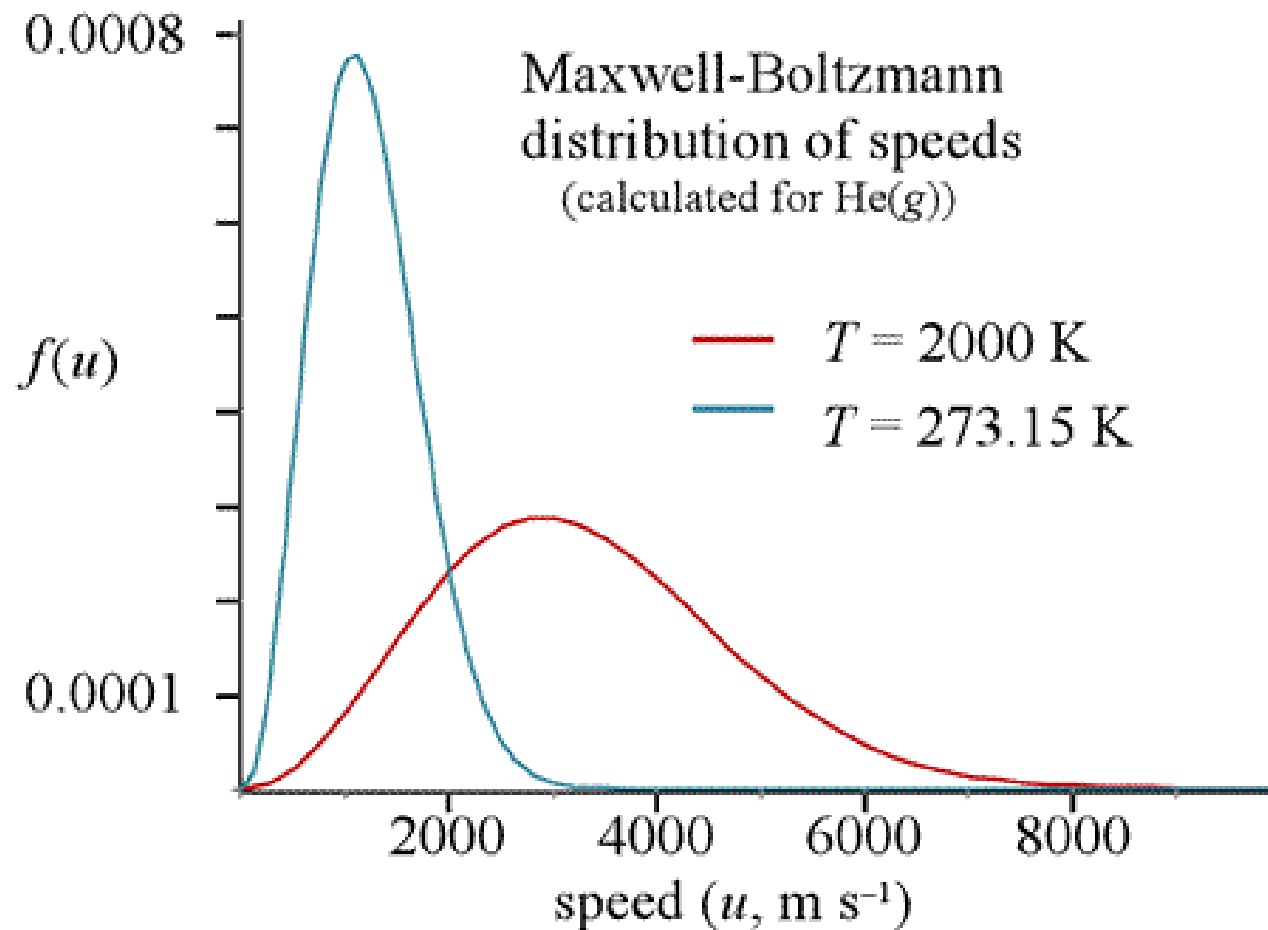
# Módulo 1 - Unidad 1: Calor

## 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

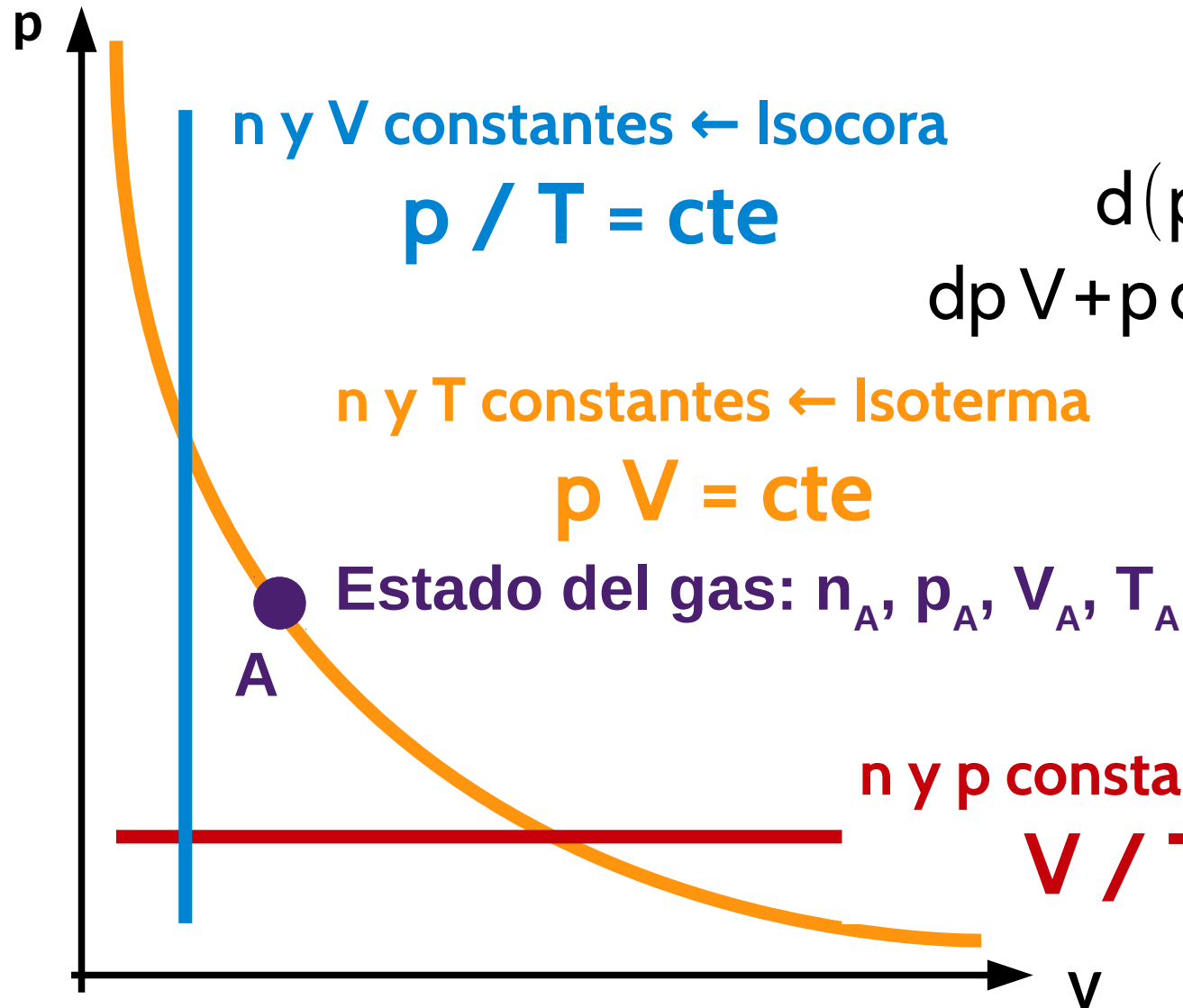


probability density function for speed

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



# El diagrama PV



$$pV = nRT$$

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

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

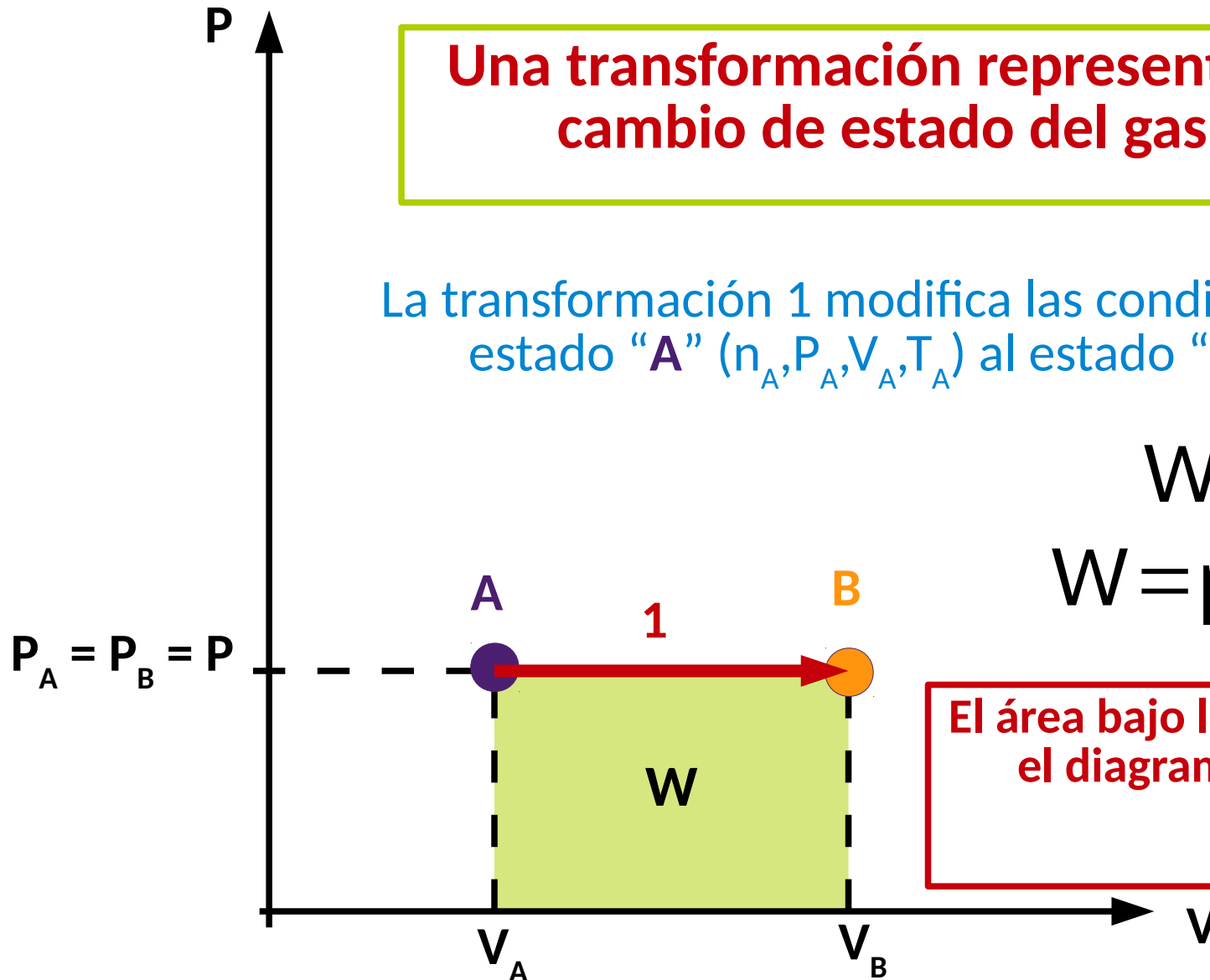
# Transformaciones

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  $\Delta T$ , entonces:

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





Entonces...  $C_p$  es...

$$Q = \Delta U + W$$

$$C_p n \Delta T = \frac{3}{2} n R \Delta T + n R \Delta T$$

$$C_p n \Delta T = \left( \frac{3}{2} R + R \right) n \Delta T$$

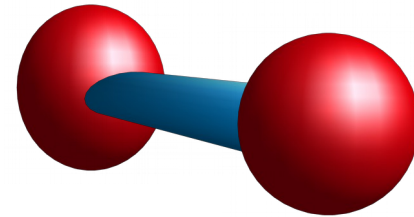
$$C_p = \frac{3}{2} R + R \rightarrow C_p = C_v + R$$

# Seguimos: ¿qué pasa si es un gas biatómico?

- **Grados de libertad** de un sistema:
  - Número de parámetros que pueden variar de manera independiente en el sistema
- Si tuviera un sistema formado por partículas:
  - Número mínimo de variables necesarias para determinar la posición de una partícula



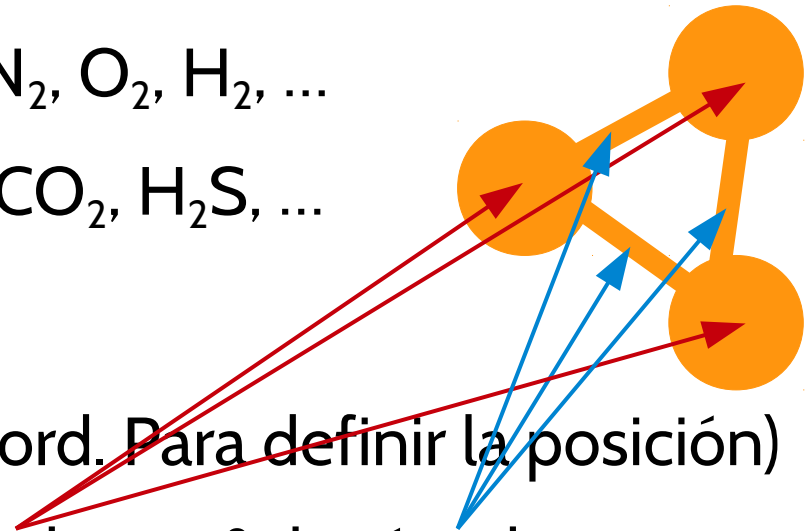
**En 3D hay 3 grados de libertad para una partícula libre**



**2 partículas por 3 grados de libertad c/u menos un vínculo: 5 grados de libertad**

# Atomicidad y grados de libertad

- Número de átomos que forman una molécula:
  - Monoatómico  $\rightarrow$  atomicidad = 1 : He, Ar, Xe, Ne, ...
  - Biatómico  $\rightarrow$  atomicidad = 2 :  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ , ...
  - Triatómico  $\rightarrow$  atomicidad = 3 :  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ , ...
- 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:  $a = 3 \times 3 - 3 = 6$

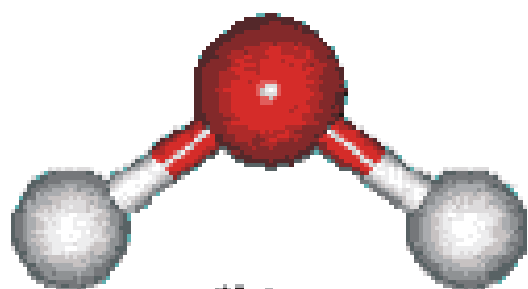




# Molécula biatómica en un caso más realista (puede cambiar la distancia)

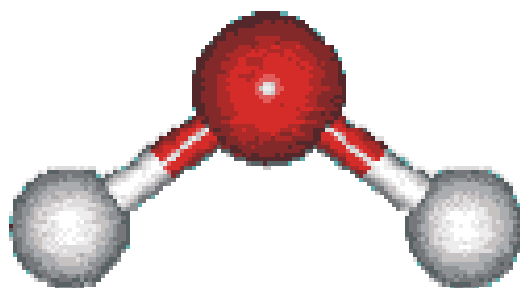


# En un gas triatómico realista....



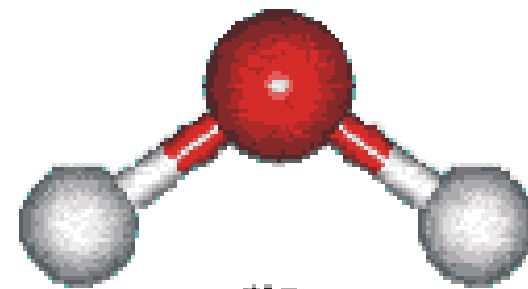
$\nu_1$

symmetric stretch



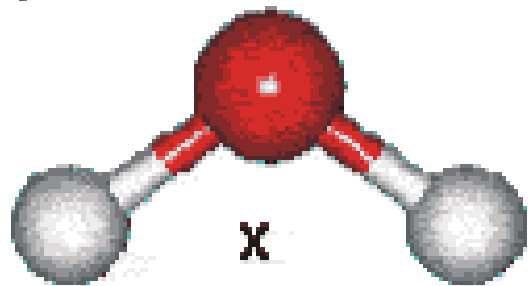
$\nu_3$

asymmetric stretch

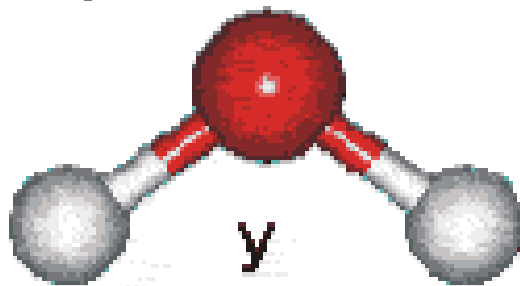


$\nu_2$

bend

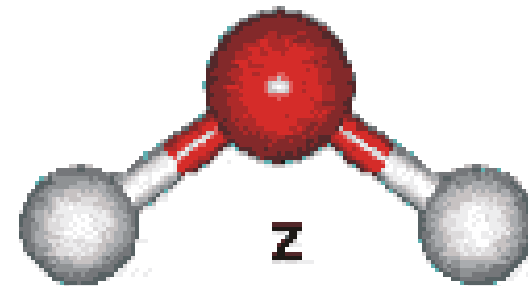


$x$



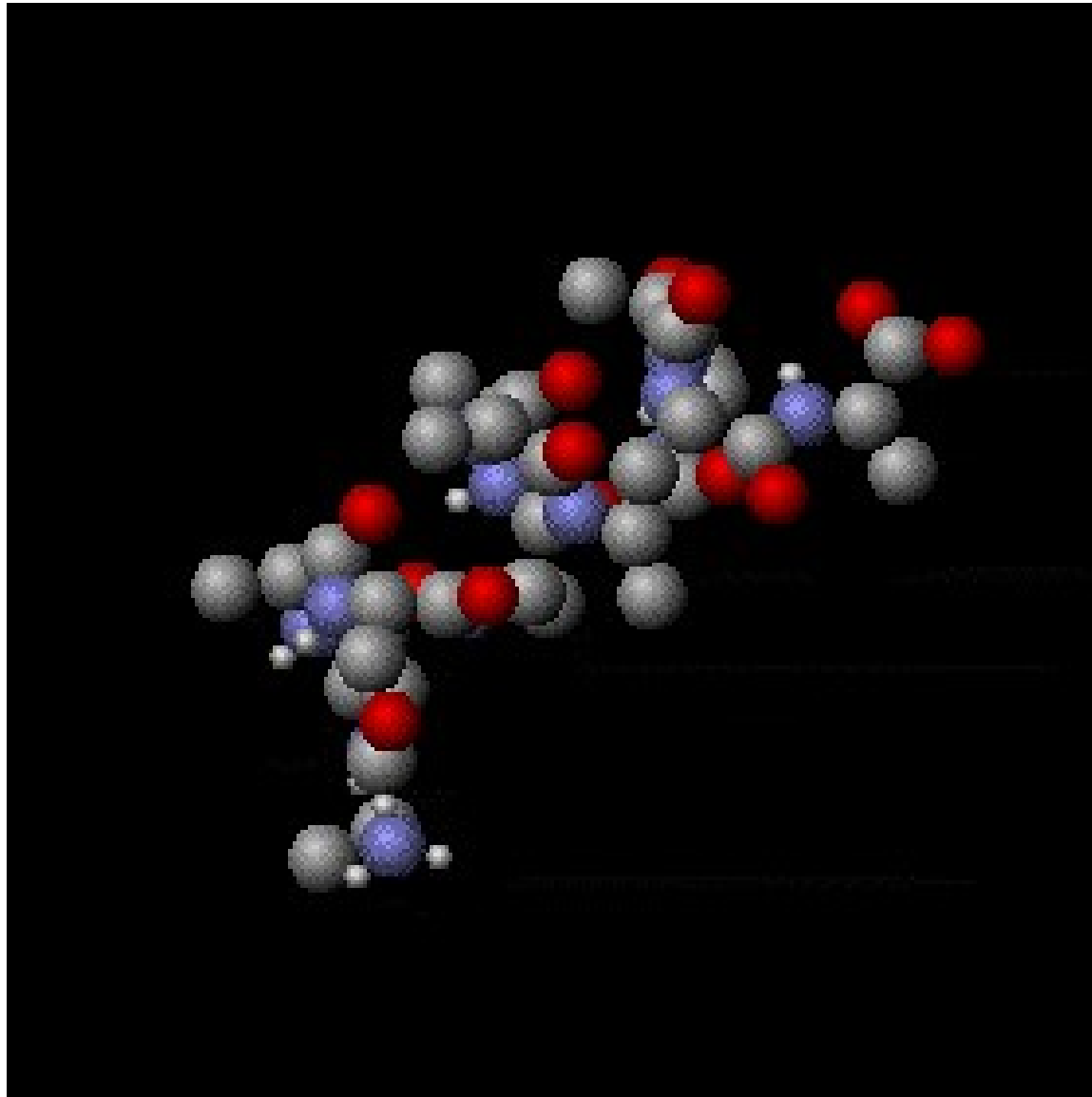
$y$

librations



$z$

# Y una molécula compleja





# 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  $C_P = C_V + R$

# En un gas ideal con $z$ grados de libertad....

- Calor específico a Volumen constante:

$$C_V = \frac{z}{2} R \quad C_{V,\text{mono}} = \frac{3}{2} R \quad C_{V,\text{bi}} = \frac{5}{2} R \quad C_{V,\text{tri}} = \frac{6}{2} R$$

- Calor específico a Presión constante:

$$C_P = \left( \frac{z}{2} + 1 \right) R \quad C_{P,\text{mono}} = \frac{5}{2} R \quad C_{P,\text{bi}} = \frac{7}{2} R \quad C_{P,\text{tri}} = \frac{8}{2} R$$

- Razón de calor específico

$$\gamma \stackrel{\text{def}}{=} \frac{C_P}{C_V} = \frac{z+2}{z} \quad \gamma_{\text{mono}} = \frac{5}{3} \quad \gamma_{\text{bi}} = \frac{7}{5} \quad \gamma_{\text{tri}} = \frac{4}{3}$$

# 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  $\Delta T$  respecto al caso  $V=\text{cte}$

- Calor específico:

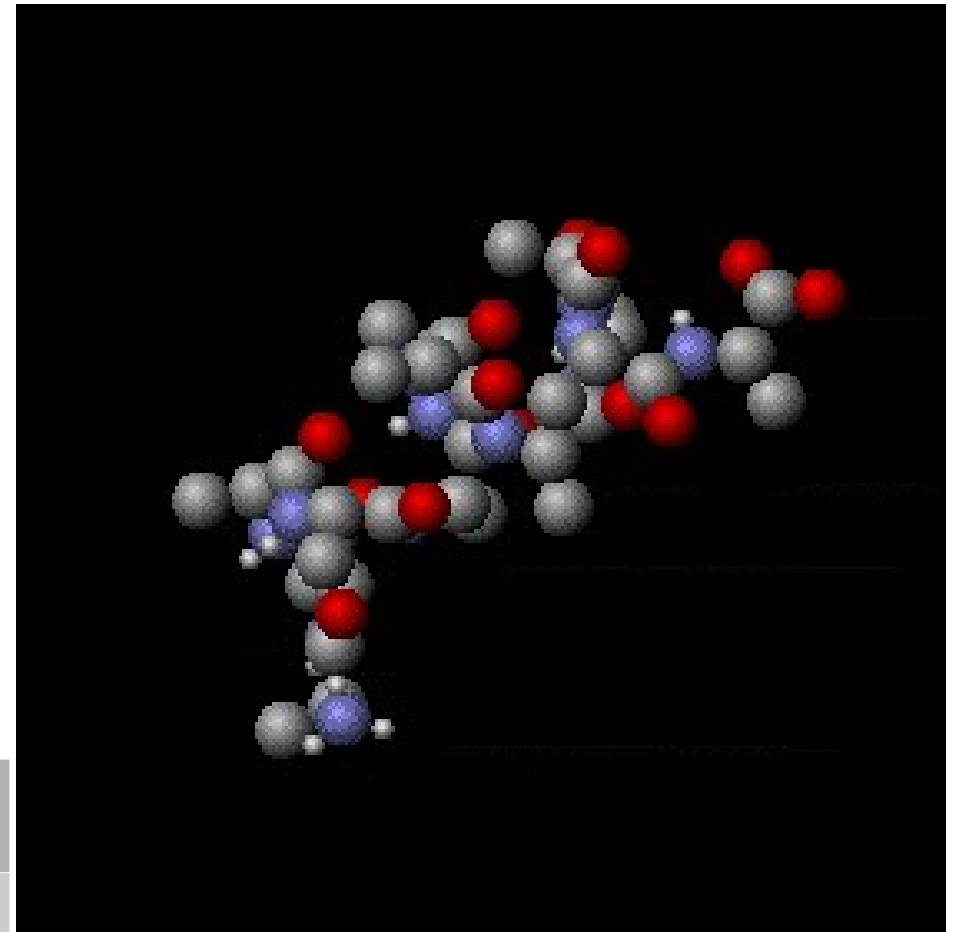
$$C_V = \frac{Z}{2} R$$

$$C_P = C_V + R$$

- Índice adiabático:

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

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



**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  $\Delta T$ ?
  - 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

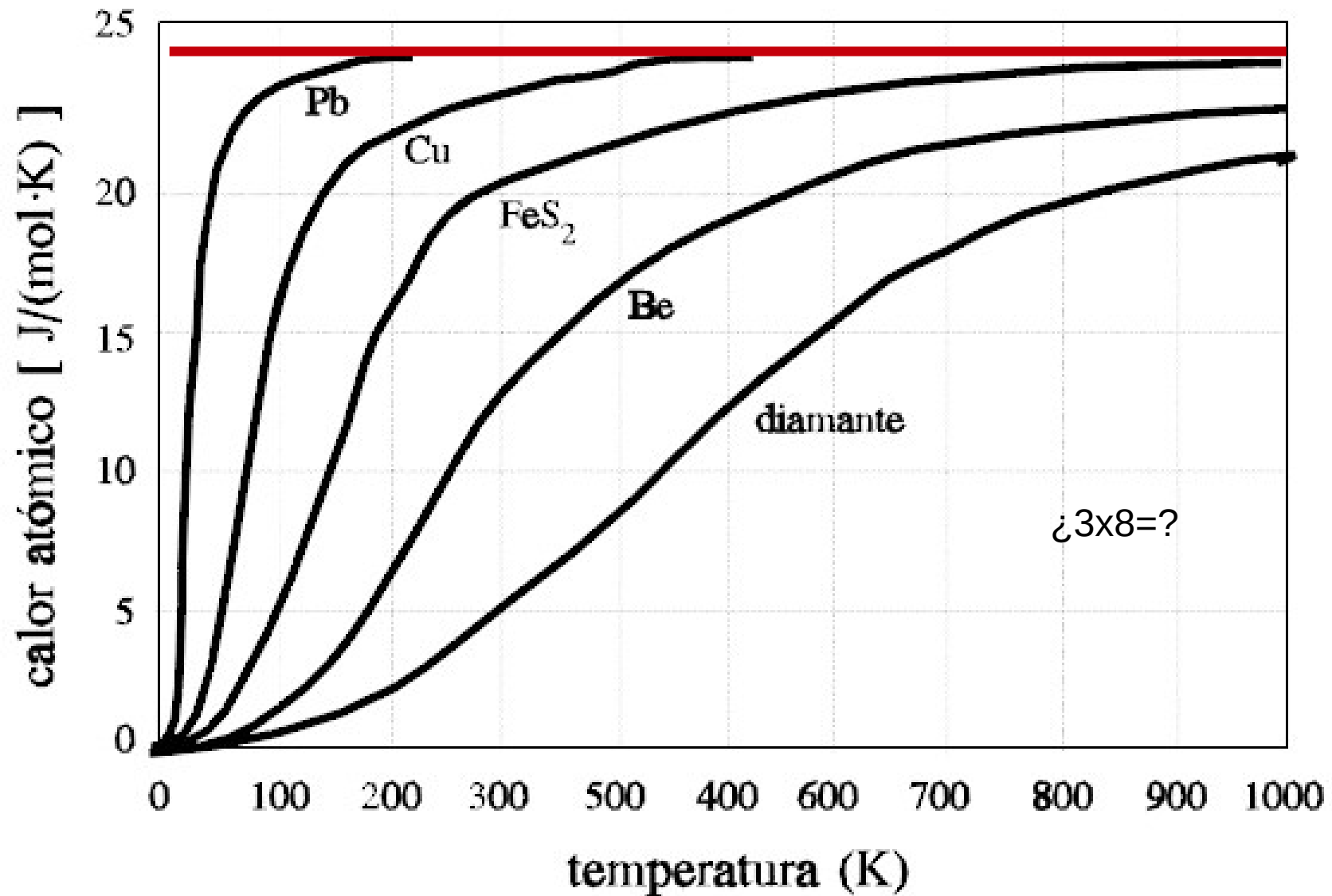
$Q < 0 \rightarrow$  Calor entregado por el sistema al medio



# Calores específicos de algunos gases

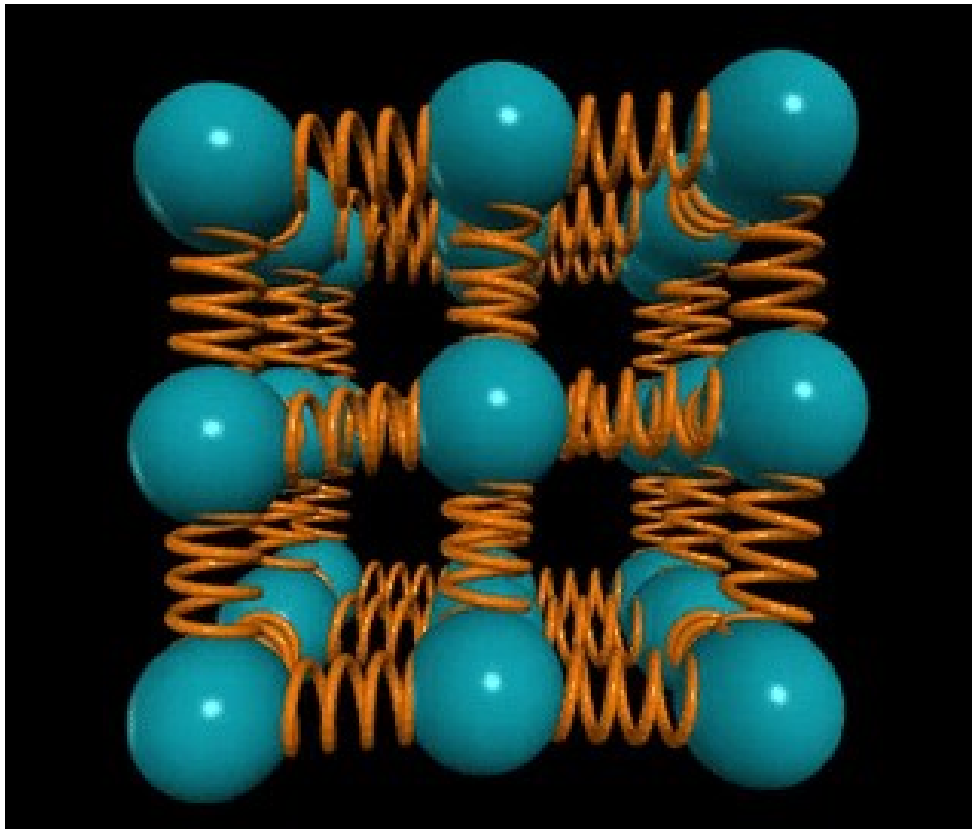
Sustancia	Fase	$C_p$	$C_v$
<b>Gas monoatómico (Ideal)</b>	<b>gas</b>	<b><math>(5/2)R = 20.8</math></b>	<b><math>(3/2)R = 12.5</math></b>
Helio	gas	20,8	12,5
Argón	gas	20,8	12,5
Neón	gas	20,7862	12,47
<b>Gas diatómico (Ideal)</b>	<b>gas</b>	<b><math>(7/2)R = 29.1</math></b>	<b><math>(5/2)R = 20.8</math></b>
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
<b>Gas triatómico (ideal)</b>	<b>gas</b>	<b><math>8/2R = 33.33</math></b>	<b><math>(6/2)R = 25</math></b>
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:  $\frac{1}{2} kT$

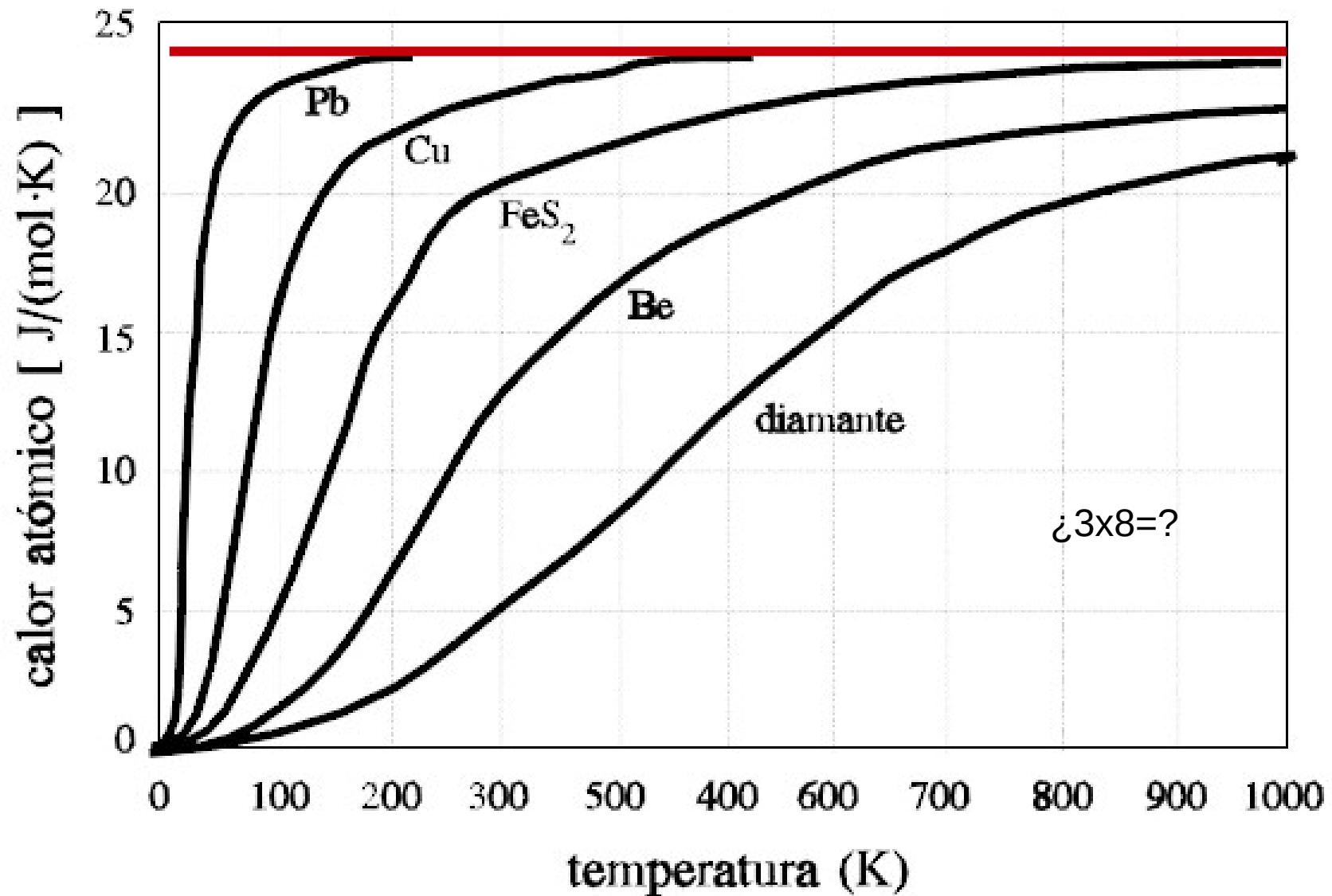
- Energía interna:

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

- Calor específico:

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

# ¿Y el calor específico en los sólidos?





# 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

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

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

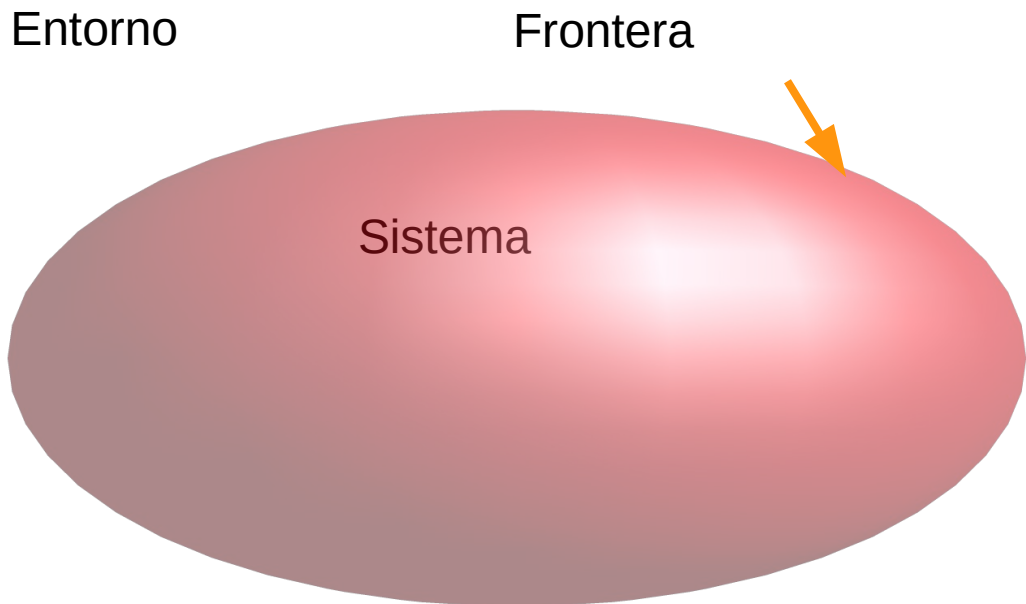
$$Q = 12037,65 \text{ J}$$

# ¿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

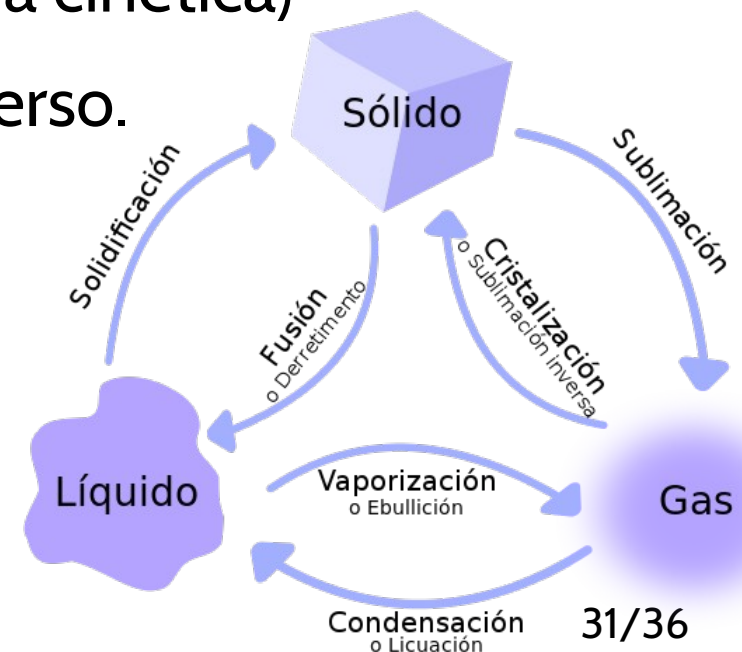
- **Fases** (¡no confundir con estado de agregación!)  
**zonas macroscópicas de un sistema con propiedades físicas y químicas homogéneas**
  - Sistema monofásico (una fase) → sistema homogéneo
  - Sistema de varias fases → sistema heterogéneo o mezcla



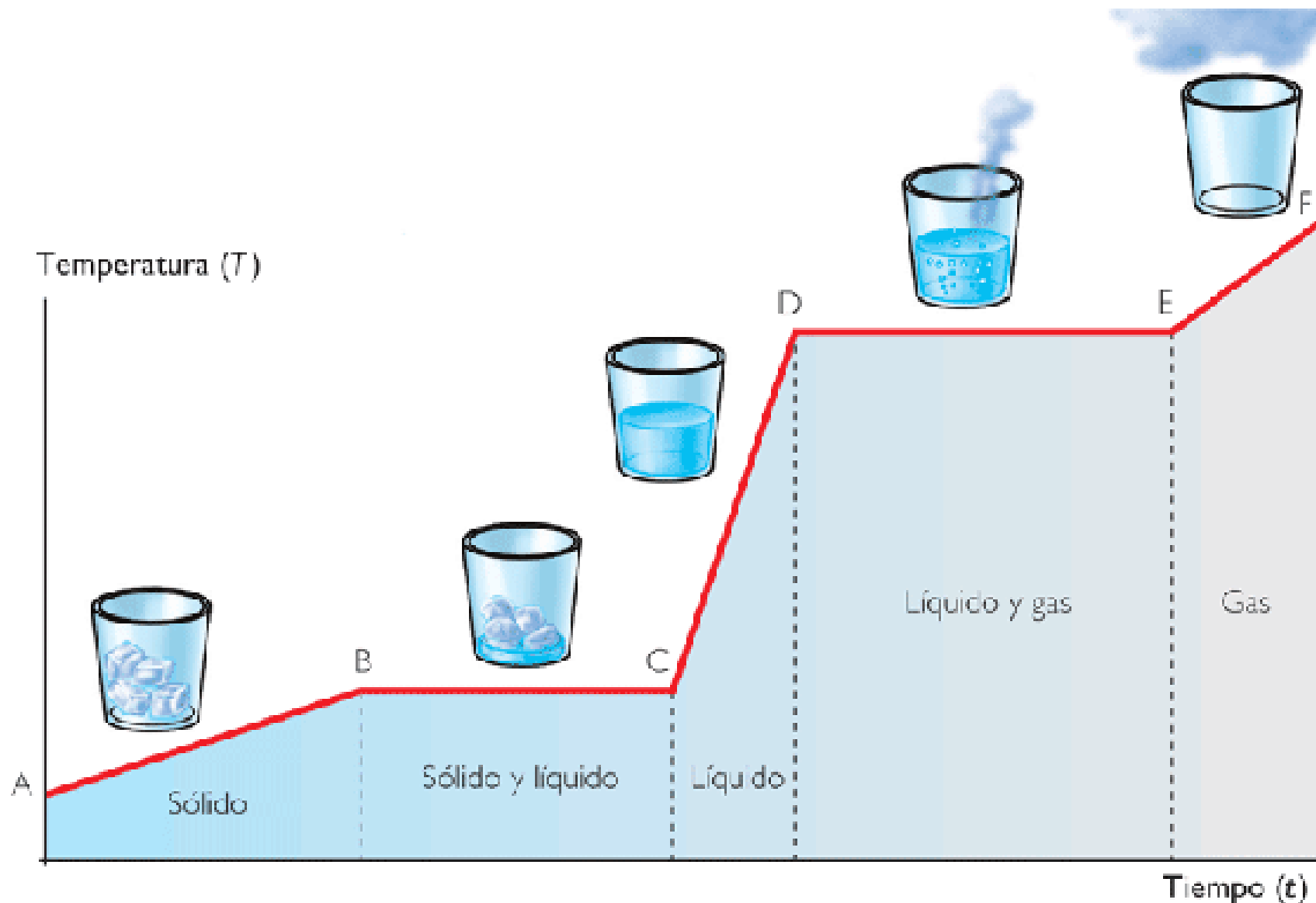
# Cambios de fase

- 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**

# 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	$5.23 \times 10^3$	-268.93	$2.09 \times 10^4$
Nitrógeno	-209.97	$2.55 \times 10^4$	-195.81	$2.01 \times 10^5$
Oxígeno	-218.79	$1.38 \times 10^4$	-182.97	$2.13 \times 10^5$
Alcohol etílico	-114	$1.04 \times 10^5$	78	$8.54 \times 10^5$
Agua	0.00	$3.33 \times 10^5$	100.00	$2.26 \times 10^6$
Azufre	119	$3.81 \times 10^4$	444.60	$3.26 \times 10^5$
Plomo	327.3	$2.45 \times 10^4$	1 750	$8.70 \times 10^5$
Aluminio	660	$3.97 \times 10^5$	2 450	$1.14 \times 10^7$
Plata	960.80	$8.82 \times 10^4$	2 193	$2.33 \times 10^6$
Oro	1 063.00	$6.44 \times 10^4$	2 660	$1.58 \times 10^6$
Cobre	1 083	$1.34 \times 10^5$	1 187	$5.06 \times 10^6$

# Calor latente versus calor sensible

