

# Universidad Nacional de Río Negro

## Física III B - 2018

- **Unidad** 01
- **Clase** U01 C04 - 04
- **Fecha** 22 Mar 2018
- **Cont** Calores
- **Cátedra** Asorey
- **Web** [github.com/asoreyh/unrn-f3b](https://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**





# Aplicación: buscando al Helio

- La concentración de Helio en la atmósfera es tan baja (~5.2 ppm) que este gas fue descubierto en el Sol (Lockyer, 1868)
- Sin embargo, es muy abundante en el Universo
- ¿Dónde está el Helio?

## **Nota:**

Vamos a hacer esta cuenta varias veces durante el semestre. Empezamos aquí





# Mejorando el cálculo

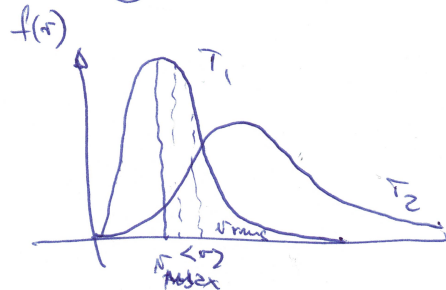
- Lo que hay que recordar es que hemos utilizado la **velocidad promedio** del Helio
- Un **conjunto grande** ( $\sim$ Número de Avogadro) de átomos de Helio a 300K, la  **$\langle v \rangle \sim 1370 \text{ m/s} \sim 0,1 v_e$** .
- Es  $\sim 10\%$  de la velocidad de escape
- Las velocidades de cada átomo individual podrá distar (y mucho) de la promedio

Equação de Maxwell Boltzmann.

Em um gás de  $N$  moléculas, quantas moléculas, em velocidade  $v$  temos?  $\rightarrow$  o.  $\dot{c}$  y em velocidades  $v$  y  $v+dv$ ?  $\Rightarrow$

$$dN = N f(v) dv$$

$$\Rightarrow \frac{dN}{N} = f(v) dv$$



$$\Rightarrow f(v) = \frac{4}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{m}{2kT} \right)^{3/2} v^2 e^{-\frac{1}{2}mv^2/kT}$$

Se  $m$  es novo  
mudar, dobrar  $k$  por  $R$

Se pode ver para  $v_{max}$  se do para  $\frac{\partial f}{\partial v} = 0 \Rightarrow$

$$v_{max} = \sqrt{\frac{2kT}{m}} \quad \text{ou} \quad v_{max} = \sqrt{\frac{2RT}{M}} < v_{rms}$$

Se fimo en energia  $\Rightarrow$  Se hore un cambio de temperatura

$$\text{y q'm } E = \frac{1}{2}mv^2 \Rightarrow dE = mv dv$$

$$\Rightarrow Nf(v) dv = N F(E) dE \quad \text{em } E = \frac{1}{2}mv^2$$

$$F(E) = \frac{2}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{1}{kT} \right)^{3/2} E^{1/2} e^{-E/kT}$$

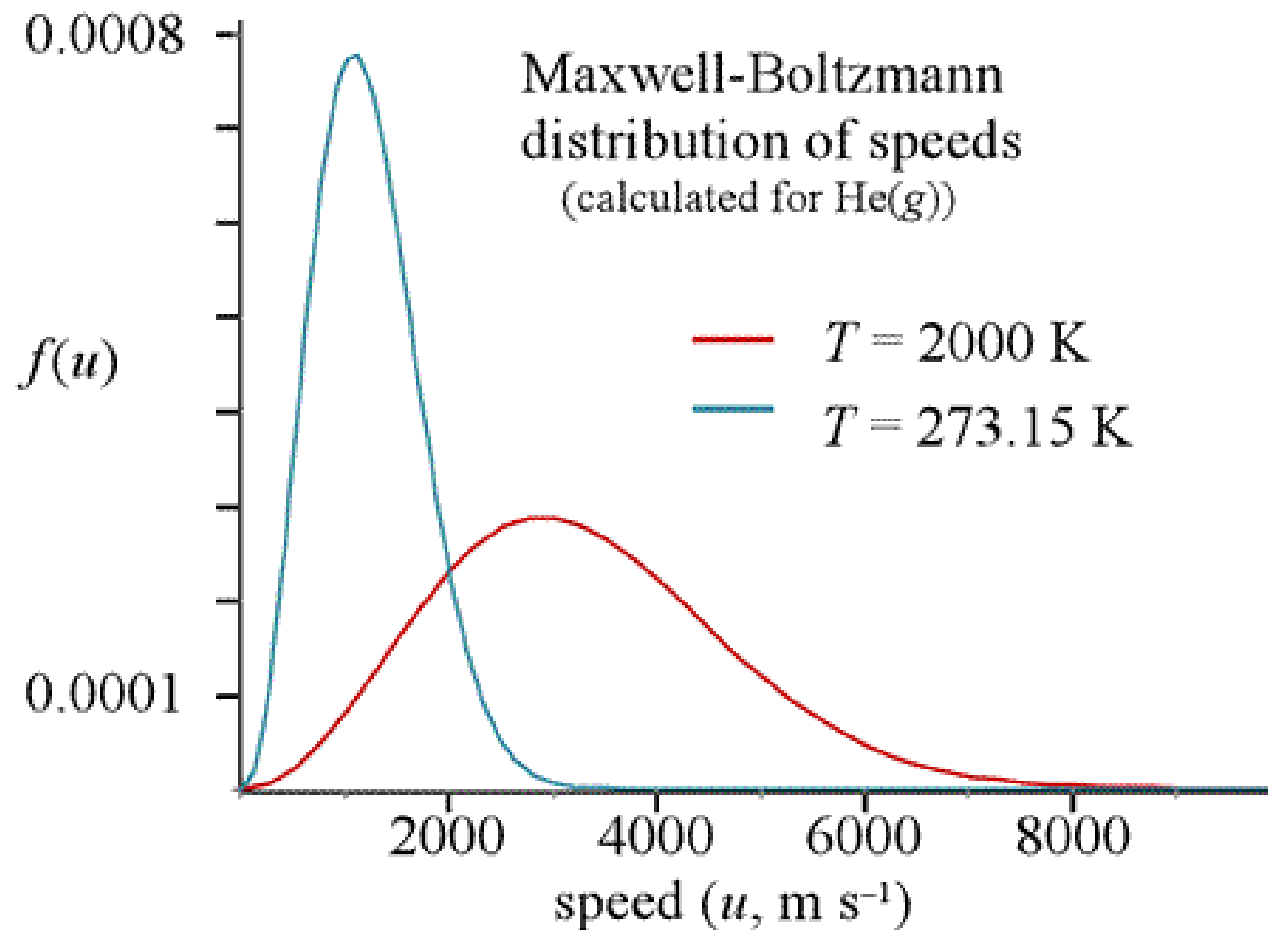
Prob. de estar en estado  
factor Boltzmann

# Maxwell-Boltzmann

$$f(v) = \frac{4}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{m}{2kT} \right)^{3/2} v^2 e^{-\frac{mv^2}{2kT}}$$

$$F(E) = \frac{2}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{1}{kT} \right)^{3/2} E^{1/2} e^{-\frac{E}{kT}}$$

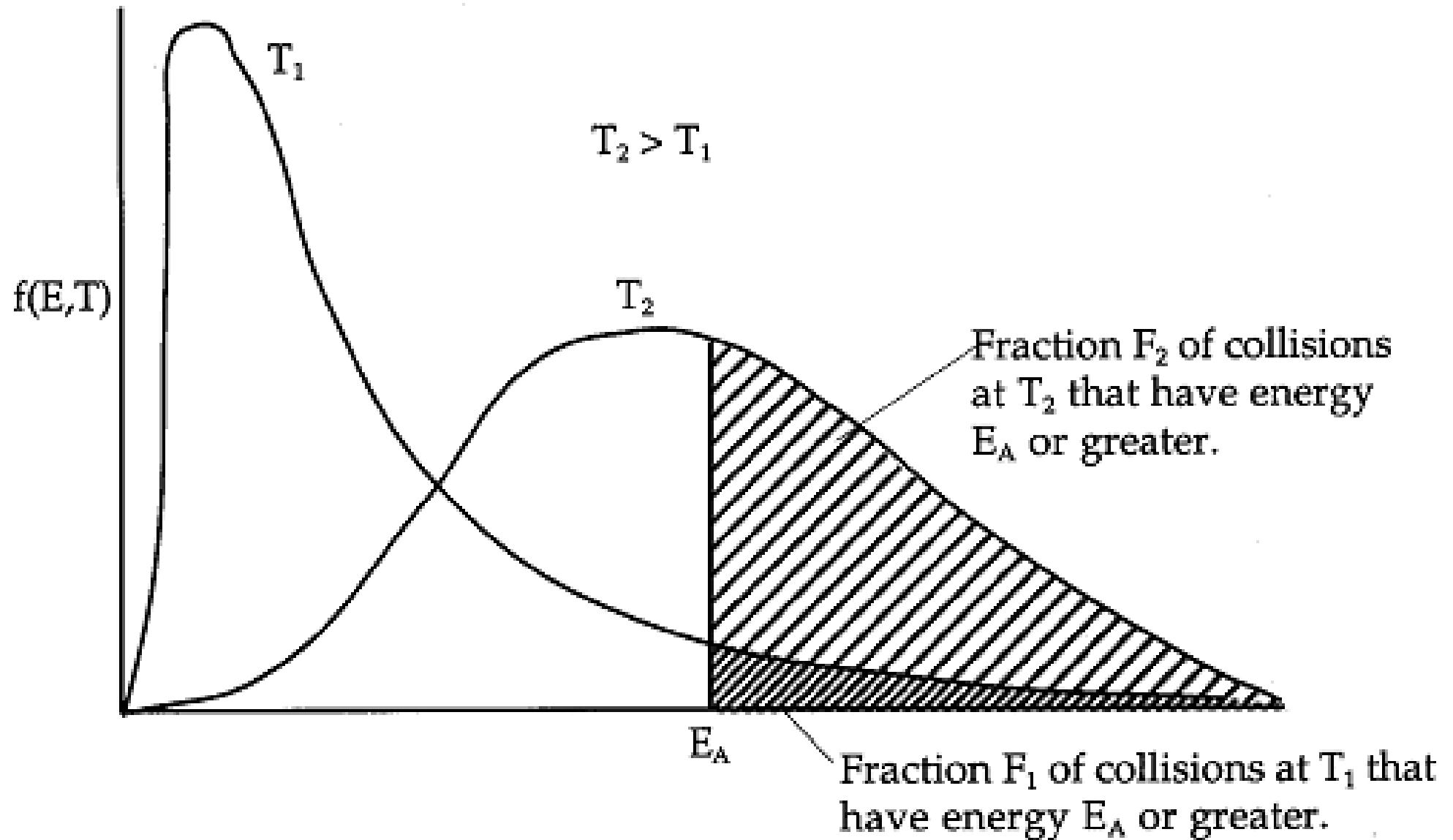
# Funciones de distribución



probability density function for speed

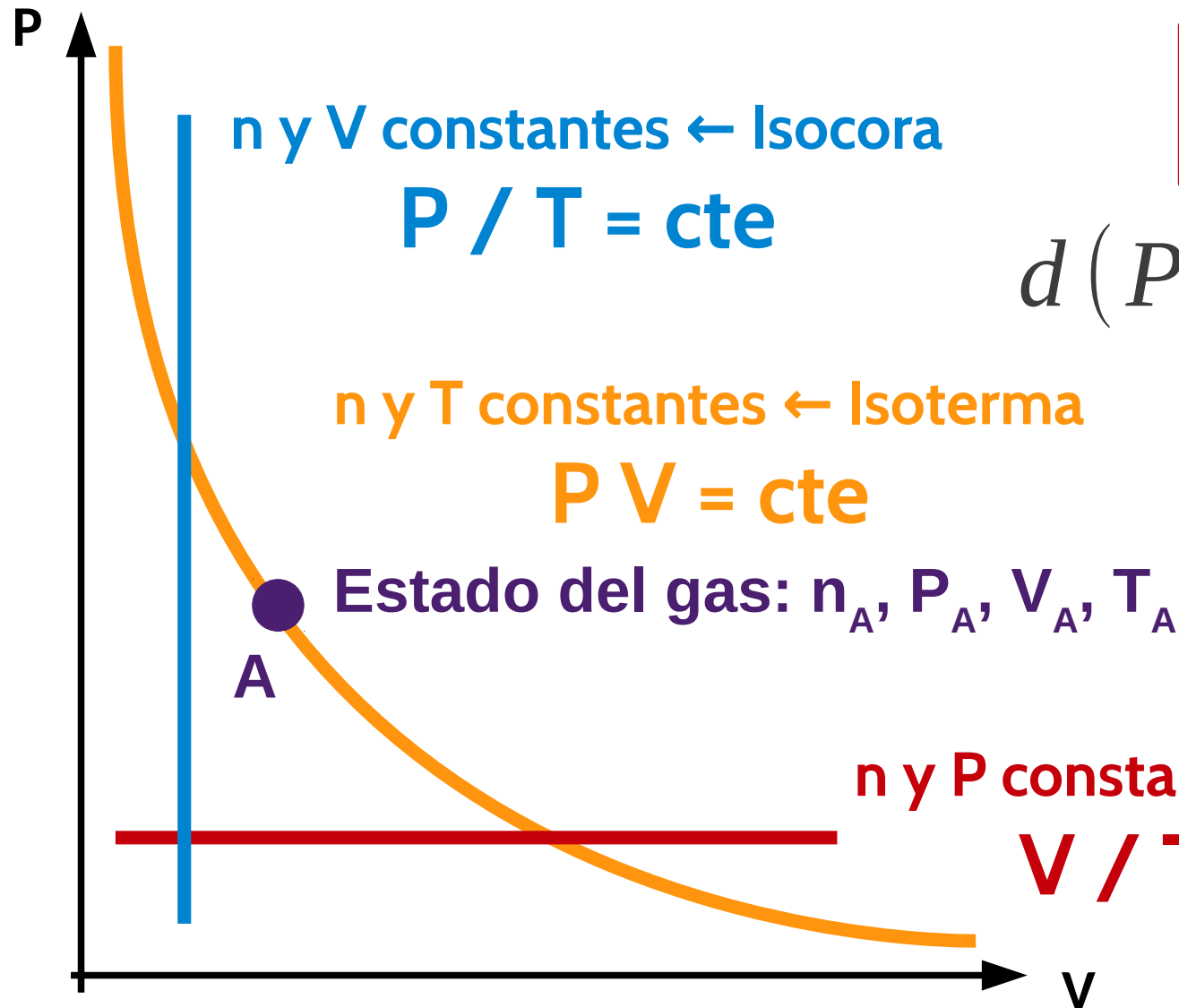
$$f(u) = \left[ \frac{M}{2\pi RT} \right]^{3/2} \cdot 4\pi u^2 \cdot e^{-Mu^2/2RT}$$

# El problema de Richter





# Casos particulares



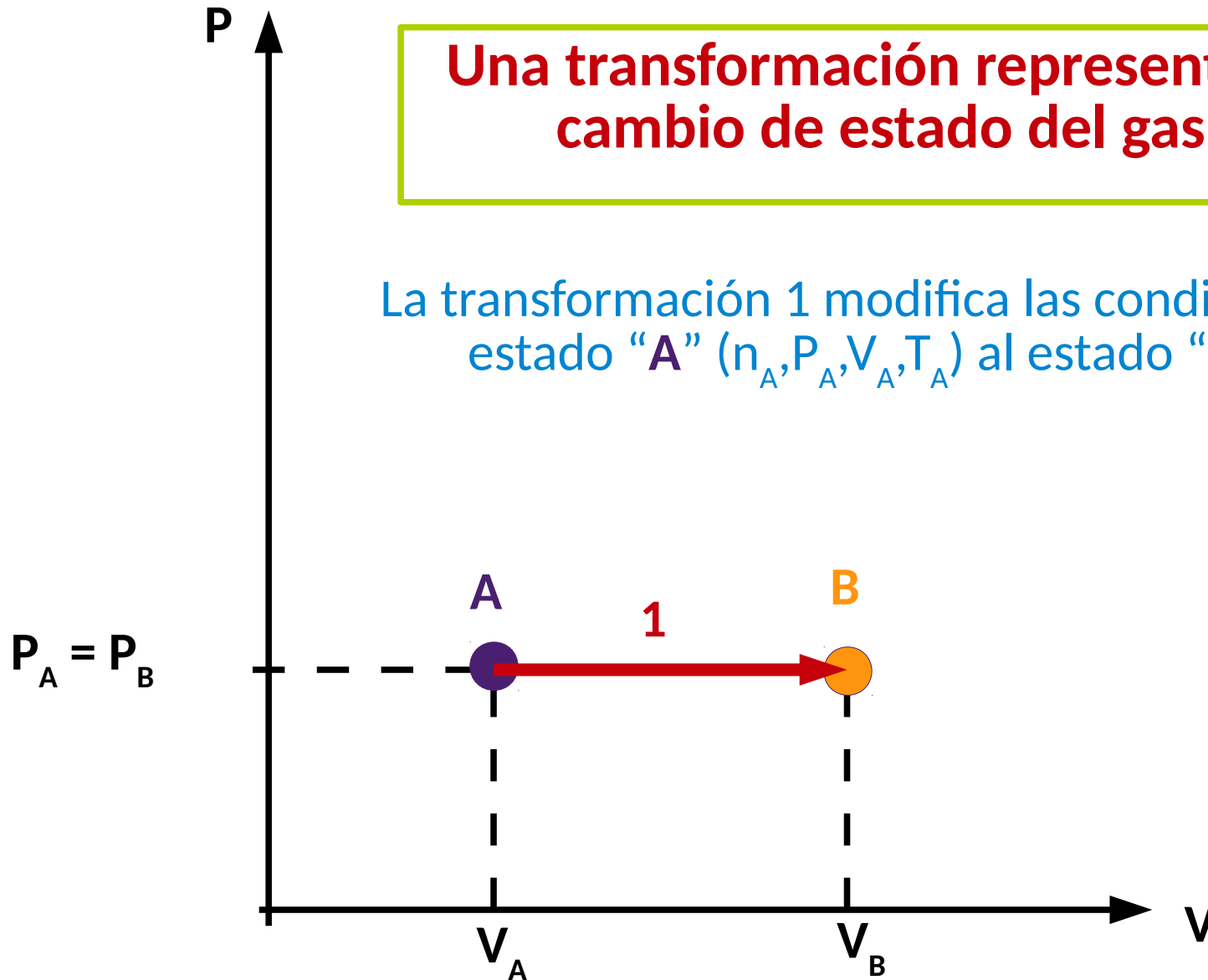
$$P V = n R T$$

$$d(P V) = R d(n T)$$

# Transformaciones

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

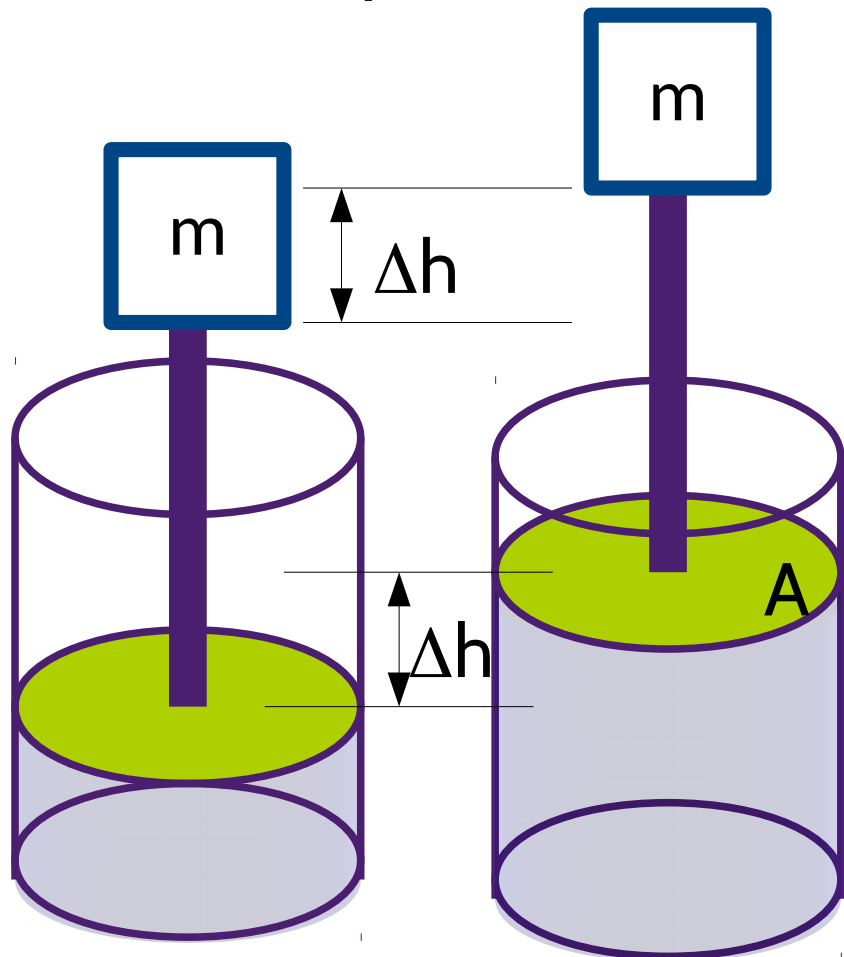
La transformación 1 modifica las condiciones del gas del estado "A" ( $n_A, P_A, V_A, T_A$ ) al estado "B" ( $n_B, P_B, V_B, T_B$ )



# ¿Qué sucede cuando un gas se expande?

- Si  $n$  y  $P$  son constantes,  $V$  aumenta  $\rightarrow V_f - V_i = \Delta V$

- Sea un pistón de área  $A$  y Volúmen  $V$   
$$W = F \Delta h$$
$$W = P A \Delta h$$



**$W$  es el trabajo realizado por el gas**  
**Tiene el signo de  $\Delta V$**

$$W = P \Delta V$$

$$\text{Si } \Delta V = 0 \rightarrow W = 0$$

**Al expandirse, el gas realiza un trabajo sobre el medio**  
 **$\rightarrow W = p \Delta V = mg \Delta h$**



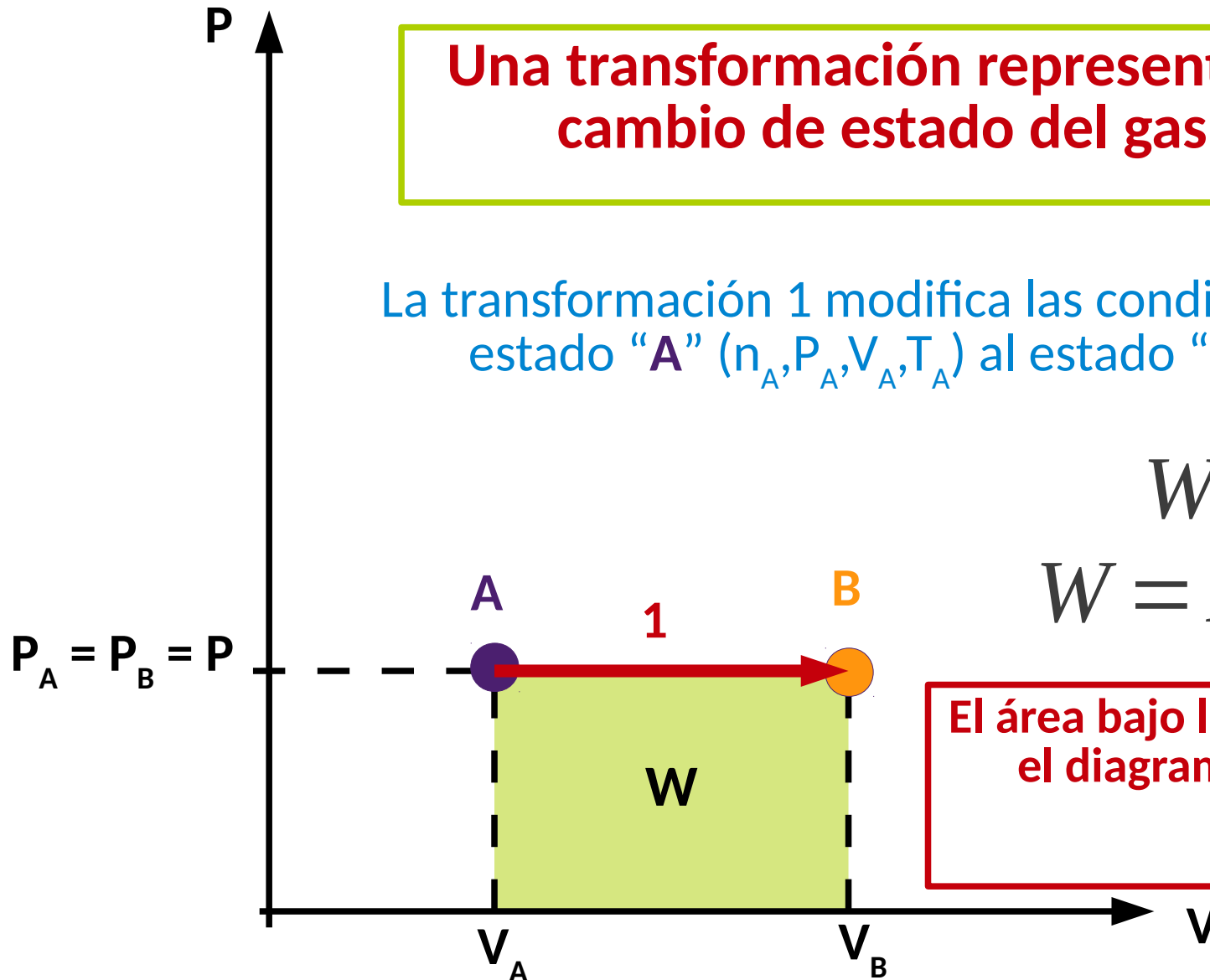
# Transformaciones

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

$$\langle E_k \rangle = \frac{3}{2} N k T \equiv U$$

- La energía interna de un gas es la medida de la energía cinética media:

$$U = \frac{3}{2} R n T$$

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

- Variaciones:

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

- Si  $n = \text{cte}$ ,  $dU = \frac{3}{2} R n dT \rightarrow \Delta U = \frac{3}{2} R n \Delta T$

- ¿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:

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



# Calor específico de un gas ideal

- Al calentar un gas, ¿cuántos tipos de transformaciones son posibles?
- A  $V=\text{cte}$ , caliento  $n$  moles de un gas ideal... ¿y  $T$ ?
- ¿Qué pasa con la energía total?
- $Q$  se transforma en ... ¿?

$$Q = \Delta U$$

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

$$C_V = \frac{3}{2} R$$

El calor específico a  $V=\text{cte}$  de un gas ideal,  $C_V$ , es proporcional a  $R$

# ¿Qué pasa si caliento el gas a $P=\text{cte}$ ?

- A  $P=\text{cte}$ , caliento  $n$  moles de un gas ideal... ¿y  $V$ ?


- Si  $\Delta V$  no es 0  $\rightarrow$  Trabajo  $\rightarrow$ 
$$W = p \Delta V$$
$$W = p \left( \frac{n R \Delta T}{P} \right)$$

$$W = n R \Delta T$$

- Además hay un cambio de la energía interna:

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

- **Ahora, ¿de donde proviene el trabajo y  $\Delta U$ ?**



Entonces...  $C_p$  es...

$$Q = \Delta U + W$$

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

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

$$C_p = C_v + R$$



# Lo importante es que, ...

- ... en este contexto, la ley de la conservación de la energía nos dijo que:

$$Q = \Delta U + W$$

**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  $\Delta T$ )

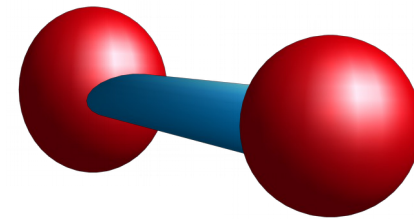
$W$  = Trabajo realizado por el sistema (signo de  $\Delta V$ )

# 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

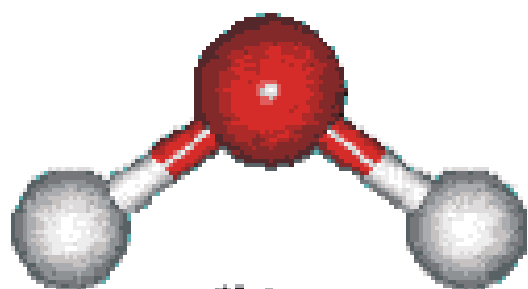


2 partículas por 3 grados de libertad c/u menos un vínculo: 5 grados de libertad

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

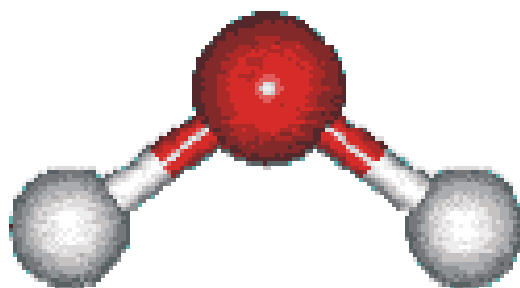


# En un gas triatómico realista....



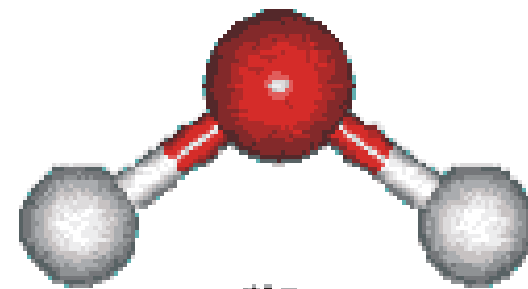
$\nu_1$

symmetric stretch



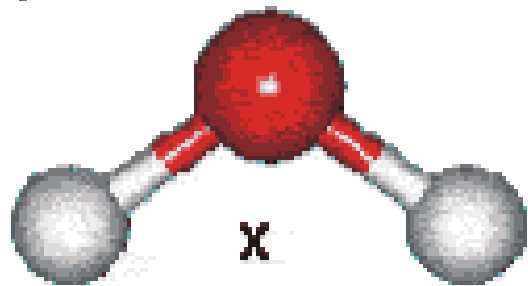
$\nu_3$

asymmetric stretch

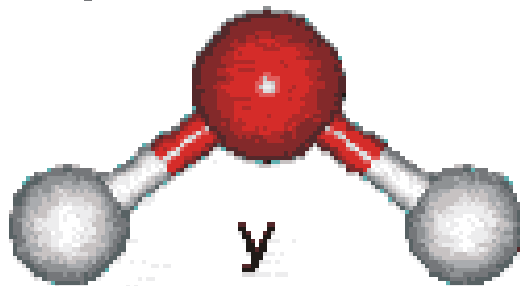


$\nu_2$

bend

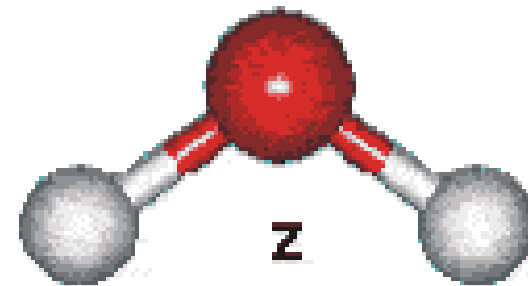


$x$



$y$

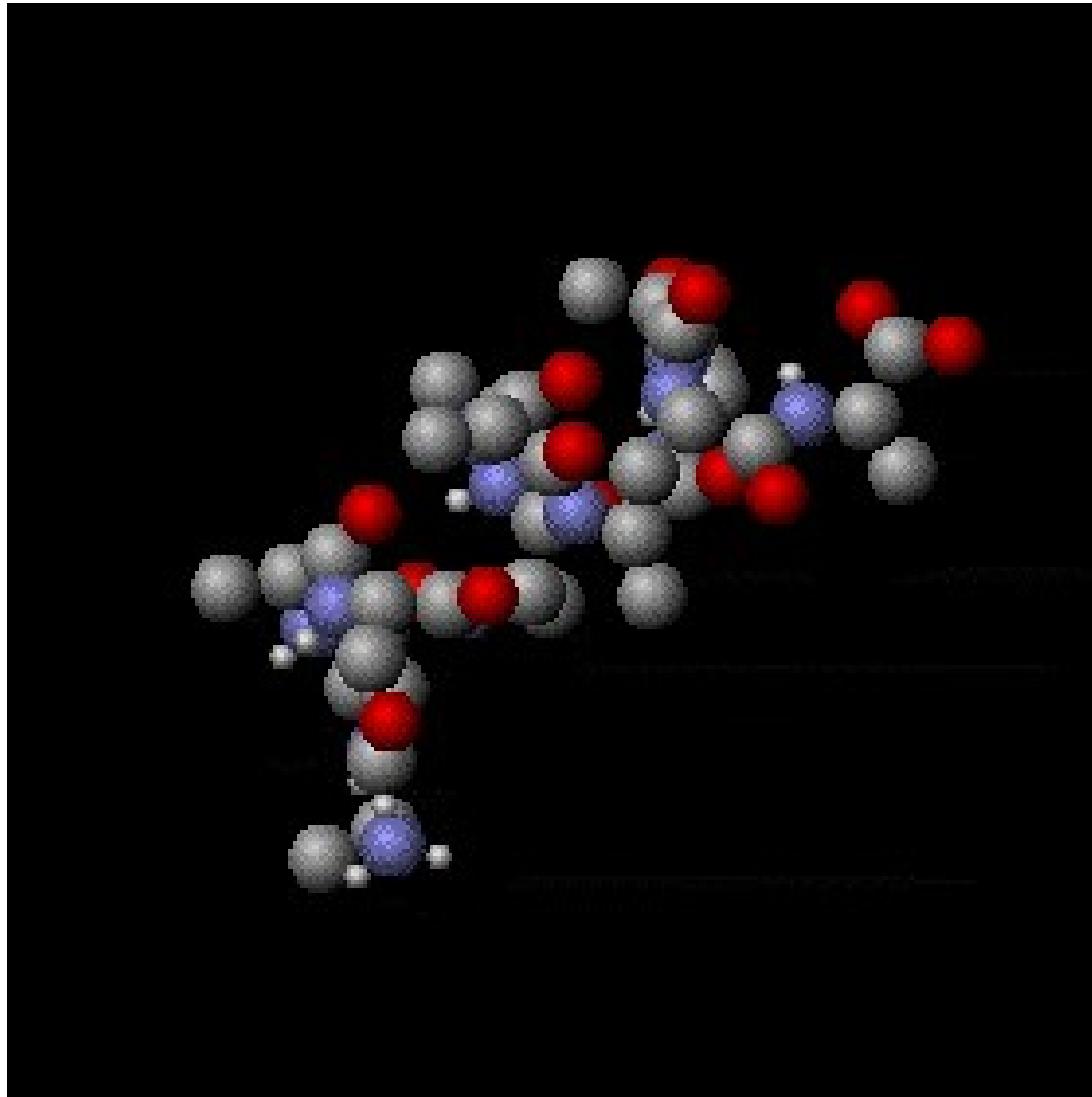
librations



$z$



# 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: 3
  - Gas biatómico: 5
  - Gas Triatómico: 6

# 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:

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

- Razón de calor específico

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