

# Universidad Nacional de Río Negro

## Física III B – 2018

- **Unidad** 01 –
- **Clase** U01 C02 – 02
- **Fecha** 14 Mar 2019
- **Cont** Teoría Cinética
- **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 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



- **Termodinámica:**

*(del griego θερμο-, termo, que significa **calor** y δύναμις, dínamis, que significa **fuerza**)*

parte de la **Física** que describe  
**estados de equilibrio a nivel macroscópico.**





# ¿Qué es el calor?

- Entre todos:
  - Es una forma de **energía**
  - Está relacionado con la **transferencia** de energía
  - “**flujo**” de calor → concepto antiguo: “**calórico**”
  - Sin acciones externas, el calor se transfiere (*fluye*) de un objeto “**caliente**” a un objeto “**frío**”
- Entonces:
  - La transferencia de **calor** (**energía**) se produce sólo cuando hay una **diferencia de temperatura** entre los objetos
- Pero entonces ¿qué es la **temperatura**? →

# ¿Qué es la temperatura?

- Entre todos:
  - Hay características de un cuerpo que dependen de la cantidad de calor → **propiedades termométricas**
  - Si entre dos objetos no hay transferencia de calor, están en **equilibrio térmico**
  - Magnitud **comparativa** →
- **Dos objetos que están en equilibrio térmico están a la misma temperatura.**
- Luego, si entre dos objetos hay transferencia de calor → no están en equilibrio térmico → los objetos están a **diferente temperatura**

# Principio Cero de la Termodinámica

- **Principio** → es una **regla** que cuyo cumplimiento **se verifica experimentalmente** y que **aún** no ha podido **refutarse**, pero tampoco probarse
- **Principio cero:**

**Si dos objetos están en equilibrio térmico con un tercer objeto, entonces los tres están en equilibrio térmico entre sí.**

- Esta definición → **escala de temperaturas**

# Escalas de temperaturas

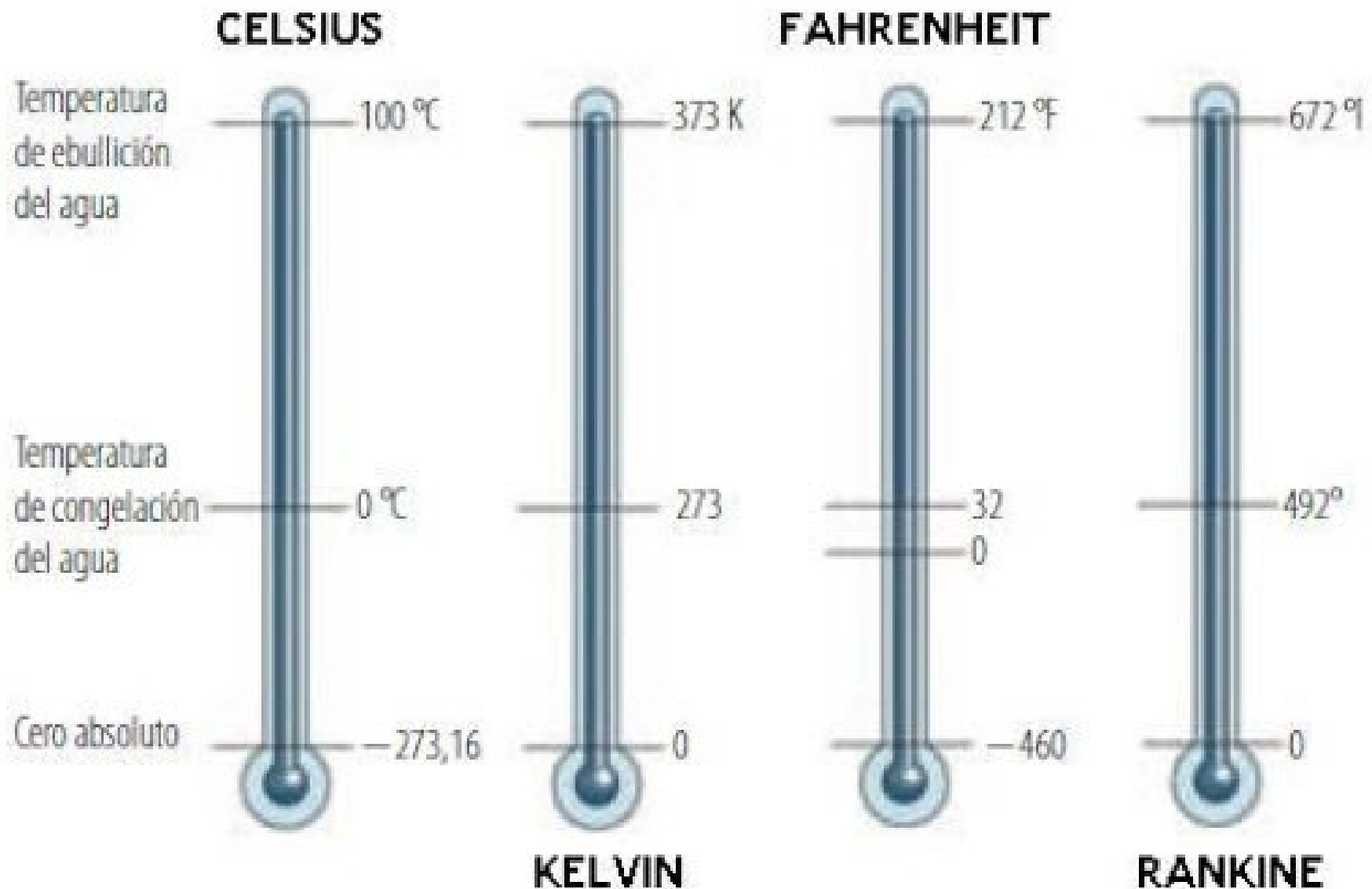


Imagen tomada de <http://www.quimicafisica.com/escalas-de-temperatura.html>

Mar 14, 2019

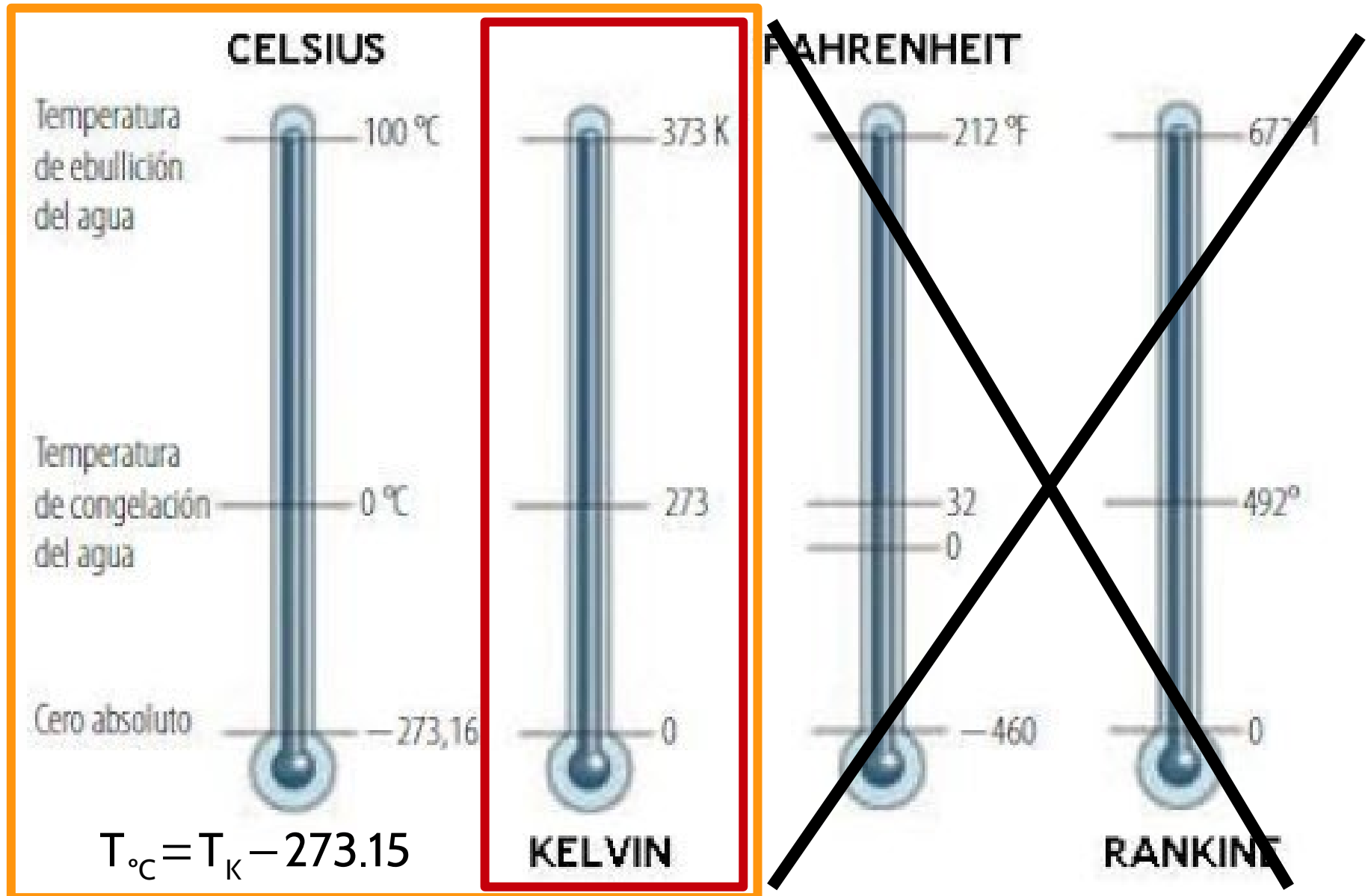
H. Asorey - F3B 2019

8/30



# Escalas de temperaturas

## Kelvin (siempre), Celsius (a veces)



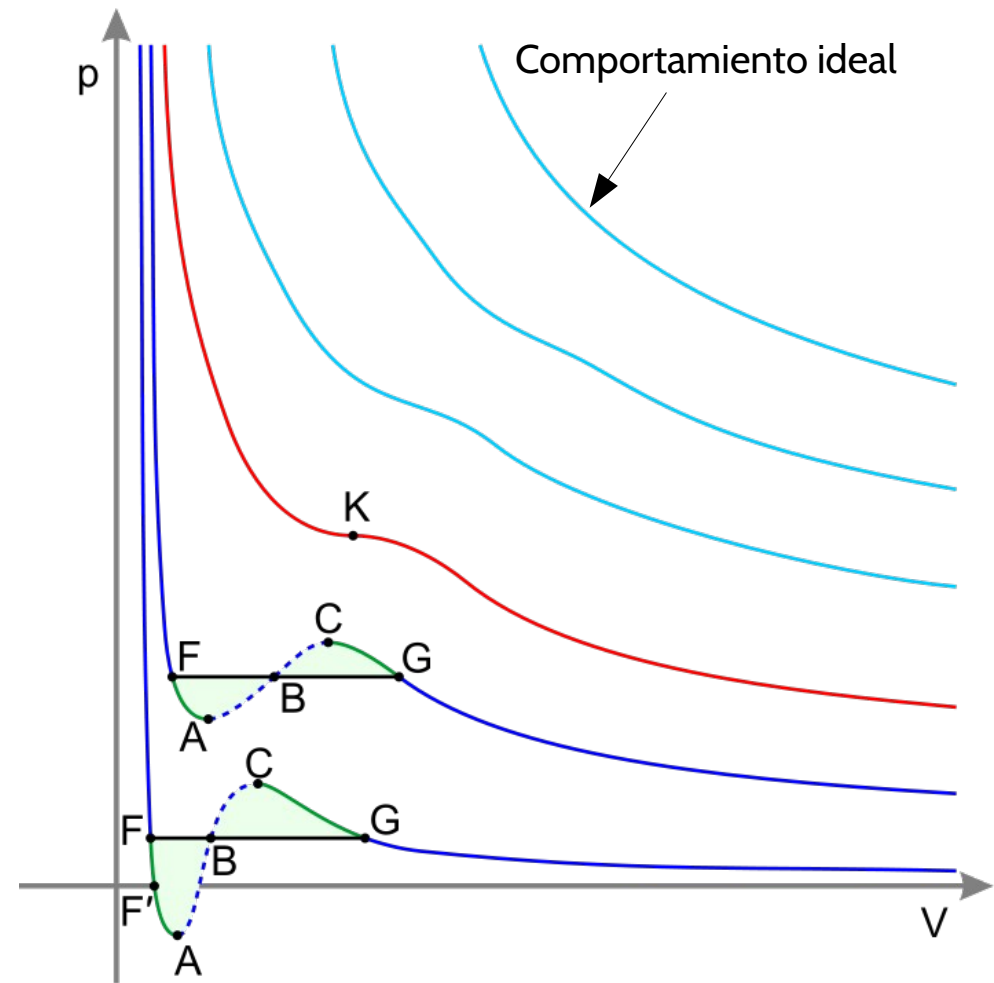


¿Gas ideal?

- **Gas**: estado de agregación de la materia en el cuál sus constituyentes **interactúan muy débilmente** y **no forman enlaces** entre sí
- Un **gas ideal** es una **construcción teórica** (mencionen otras). Según este **modelo**:
  - Las **partículas** que lo forman son **puntuales** (volumen despreciable)
  - Las partículas no interactúan entre sí, salvo a través de **choques elásticos**
- Hay **sistemas físicos reales** que se asemejan al comportamiento idealizado de un gas ideal



- Átomos y moléculas con interacción entre si (pero de corta distancia) → **Fuerzas de Van der Waals**
  - Monoatómicos: nobles, He, Ar,...
  - Diatómicos:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,...
  - Triatómicos:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}^*$
  - Complejos:  $\text{NH}_3$
- Mejor aproximación: **gases monoatómicos en condiciones de baja presión y temperatura (baja densidad)**



- Radio H<sub>2</sub>: 0,74 Å
- ¿Volumen de la molécula?
- ¿Mol de moléculas?
- Volumen molar de un gas CNPT
- ¿Fracción ocupada por las moléculas del gas?

# Algunos números

- Radio H<sub>2</sub>: 0,74 Å
- ¿Volumen de la molécula?
- ¿Mol de moléculas?
- Volumen molar de un gas CNPT
- ¿Fracción ocupada por las moléculas del gas?

**10<sup>-5</sup>**

~ 1 mL en un balde de 20L

Volumen molecular: Supongo esfera.

$$V = \frac{4}{3} \pi r^3$$

$$\Rightarrow V_{H_2} = \frac{4}{3} \pi (7,4 \times 10^{-11} \text{ m})^3 = 1,7 \text{ Å}^3$$

$$V_{H_2} = 1,7 \times 10^{-30} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$\Rightarrow V_{\text{mol}} = 1,02 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \approx 1 \text{ mL}$$

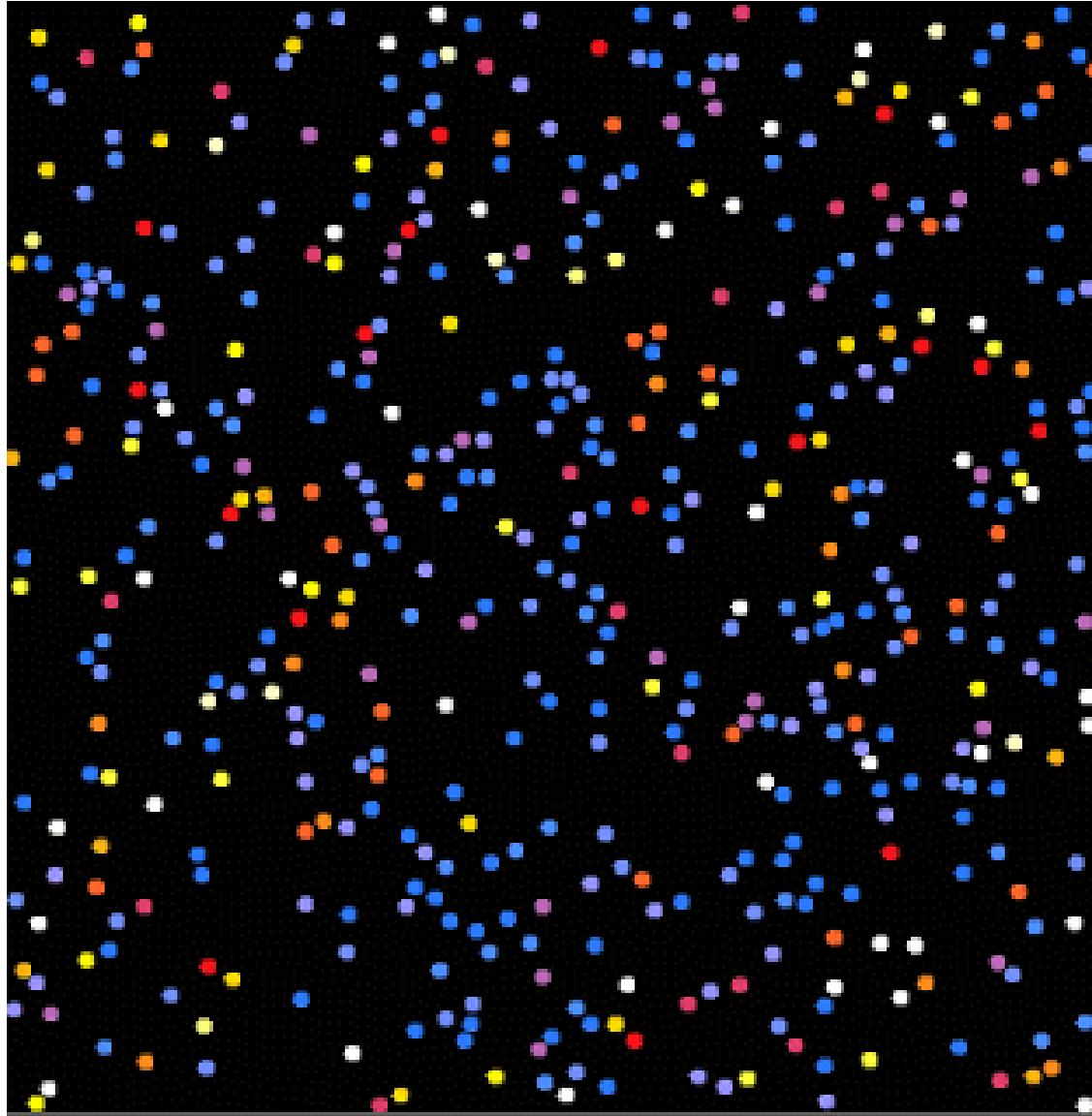
$$\text{Volumen 1 mol de gas } H_2 = 22,4 \text{ L (CNPT)}$$

$$\Rightarrow \text{fracción} = \frac{V_{\text{mol}}}{V_{\text{molar}}} = \frac{1,02 \times 10^{-6} \text{ m}^3}{0,0224 \text{ m}^3}$$

$$\Rightarrow \text{fracción} = 4,6 \times 10^{-5}$$



# Así se vería un gas ideal (a muy alta presión)

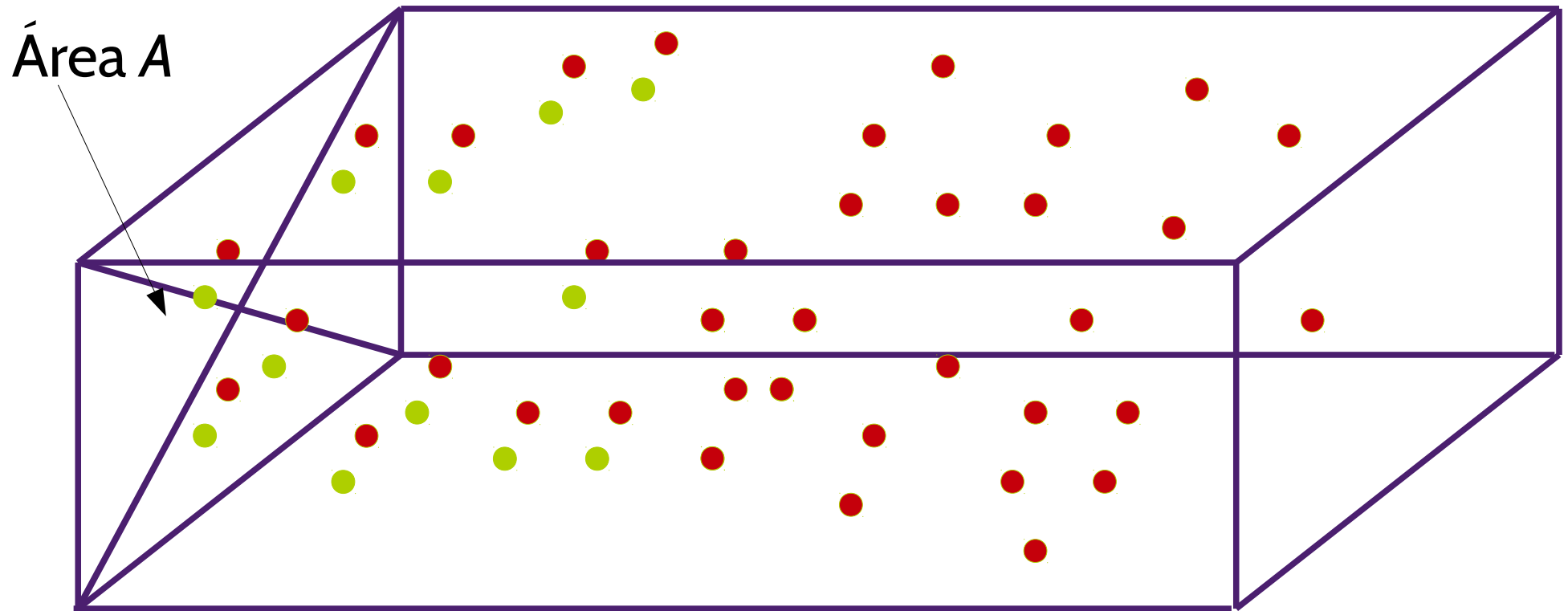


# Postulados de la teoría cinética: Gas ideal

- Formado por un **gran número de moléculas idénticas**
- **Separación** media es **grande** respecto a las dimensiones
  - **Volumen despreciable** respecto al volumen contenedor
- Se mueven **aleatoriamente** con **velocidades diferentes**
  - La **velocidad media** de las moléculas es **constante**
- Obedecen las **leyes de Newton**
  - Sólo **interactúan** (entre sí y con el recipiente) a través de **choques elásticos**
- El gas está en **equilibrio térmico** con el recipiente

# El modelo de trabajo

- Sean  $N$  partículas idénticas de masa  $m$  en un recipiente de volumen  $V$





# Sobre las velocidades

- Sea el vector velocidad de la molécula  $i$ -ésima:

$$\vec{v}_i = (v_{i,x}, v_{i,y}, v_{i,z})$$

- El promedio de la velocidad en alguna dirección es cero (si no, el centro de masas del sistema se desplaza en la dirección no nula!):

$$\langle v_x \rangle \equiv \frac{1}{N} \sum_i^N v_{i,x} \rightarrow \langle v_x \rangle = 0, \langle v_y \rangle = 0, \langle v_z \rangle = 0$$

- Las velocidades en cada dirección no están relacionadas entre sí

$$\langle v_x v_y \rangle = 0, \langle v_x v_z \rangle = 0, \langle v_y v_z \rangle = 0$$

- Entonces:

$$\langle \vec{v}^2 \rangle = \langle \vec{v} \cdot \vec{v} \rangle = \langle (\mathbf{v}_x, \mathbf{v}_y, \mathbf{v}_z) \cdot (\mathbf{v}_x, \mathbf{v}_y, \mathbf{v}_z) \rangle$$

$$\langle \vec{v}^2 \rangle = \langle \mathbf{v}_x^2 + \mathbf{v}_y^2 + \mathbf{v}_z^2 \rangle$$

$$\langle \vec{v}^2 \rangle = \langle \mathbf{v}_x^2 \rangle + \langle \mathbf{v}_y^2 \rangle + \langle \mathbf{v}_z^2 \rangle$$

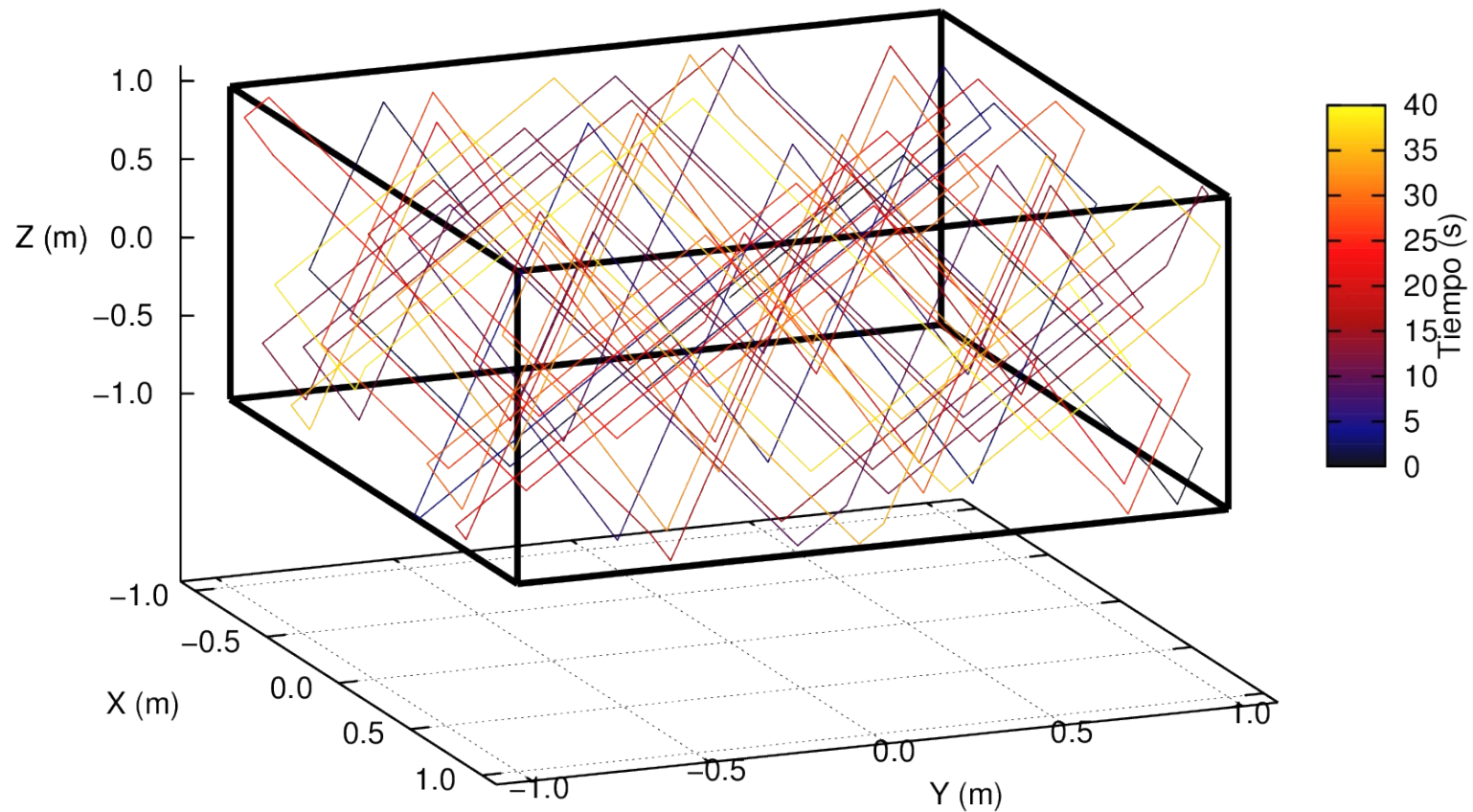
- Y como todas son equivalentes (volveremos)

$$\langle \mathbf{v}_x^2 \rangle = \langle \mathbf{v}_y^2 \rangle = \langle \mathbf{v}_z^2 \rangle$$

- Entonces:

$$\langle \mathbf{v}^2 \rangle = 3 \langle \mathbf{v}_x^2 \rangle$$

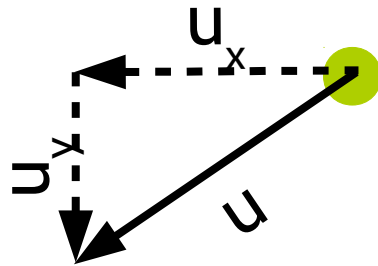
# Choques en las paredes del recipiente





# Choques en las paredes del recipiente

Antes del choque

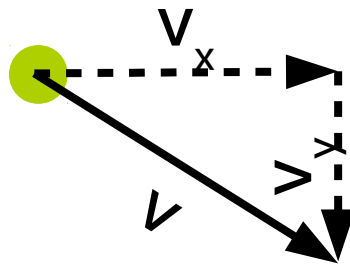


- El choque es elástico. Luego, en el choque con las paredes:

- en la dirección  $y$ ,  $v_y = u_y$
- en la dirección  $x$ ,  $v_x = -u_x$

(¿qué pasa con la conservación de  $p$  en este caso?)

Después del choque



- El cambio de  $p$  en la dirección  $x$ :

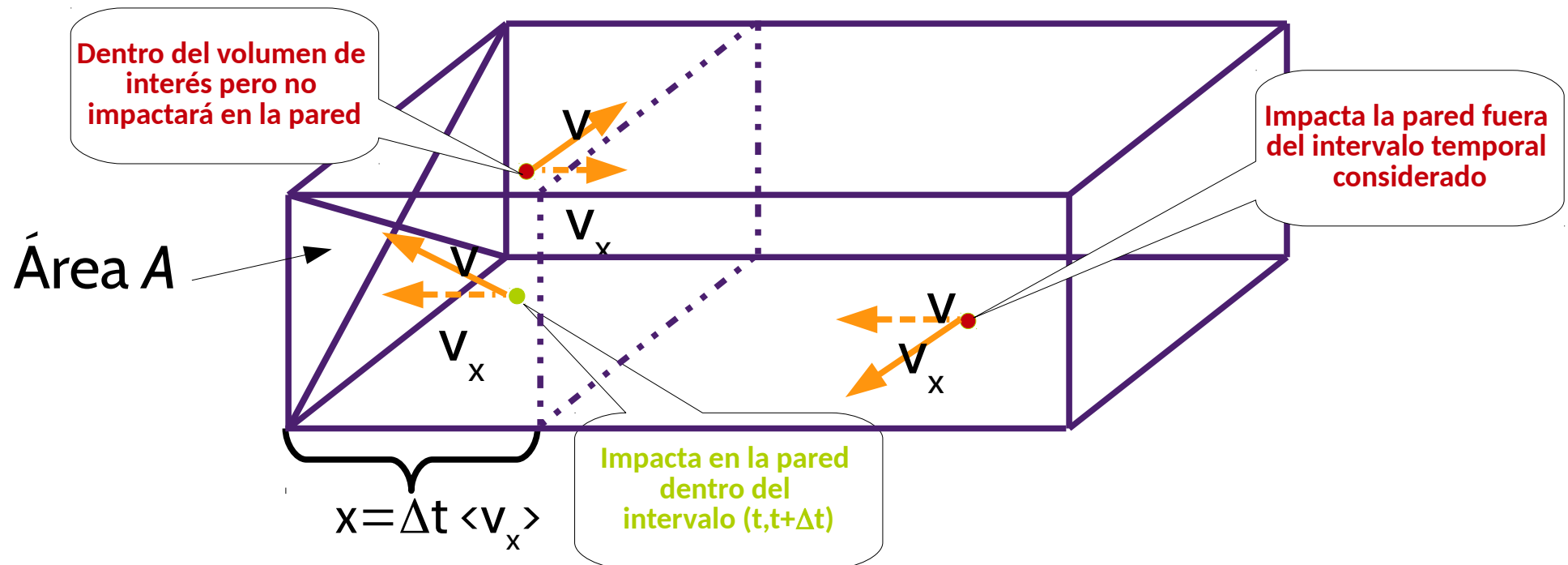
$$\Delta \vec{p} = \Delta p_x = m(v_x - u_x)$$

$$\Delta p = -2m v_x$$

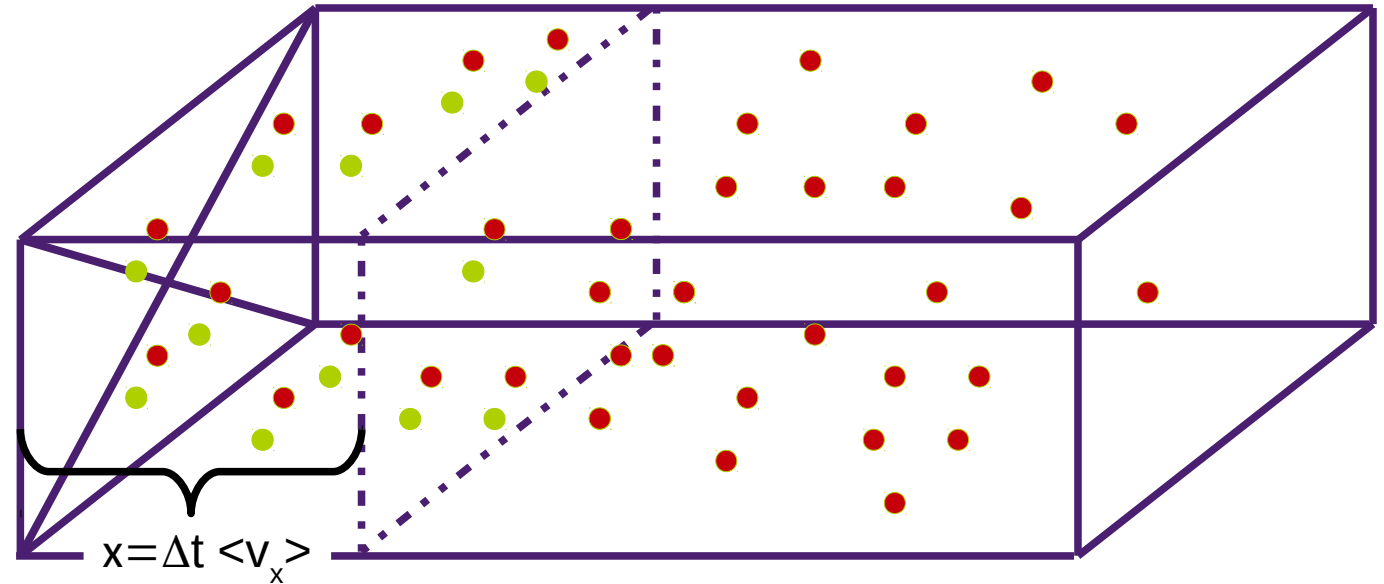
$$\rightarrow |(\Delta p)| = 2m v_x$$

# ¿Cuántos choques se producen en la pared en un tiempo $\Delta t$ ?

- En el intervalo  $\Delta t$ , sólo impactarán en la pared A aquellas que estén a cierta distancia y en una cierta dirección
  - tres casos posibles

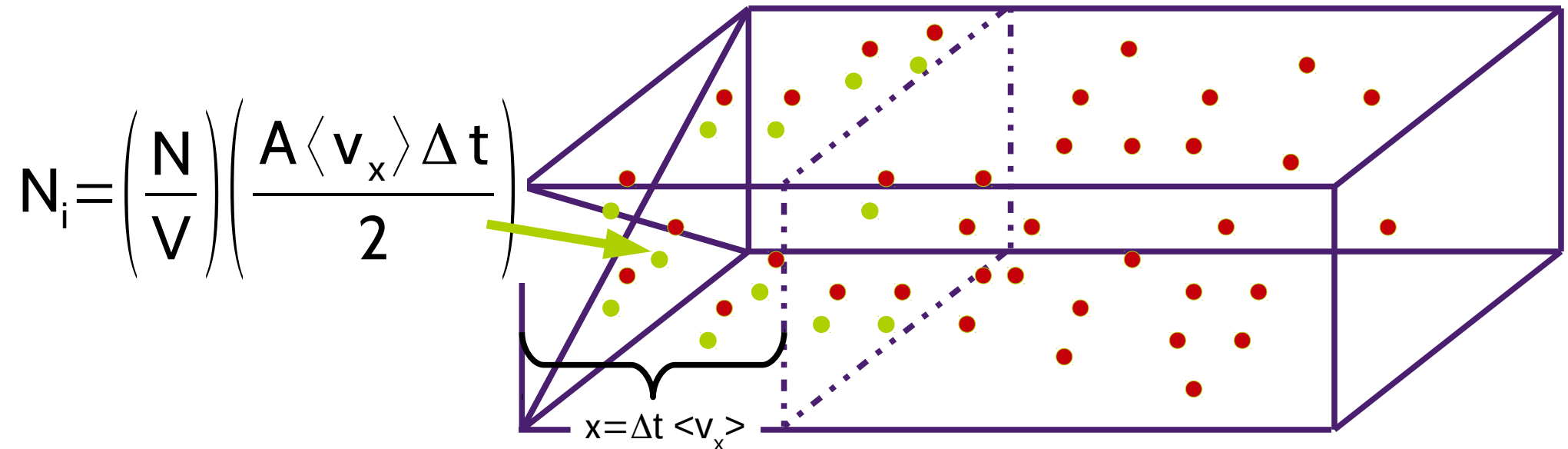


# ¿Cuántas moléculas golpearán A en $\Delta t$ ?



- Verdes son las de interés: golpearán A en el tiempo  $\Delta t$
- El volumen de interés es  $V_i = A x = A \langle v_x \rangle \Delta t$
- En ese volumen hay  $N' = \left( \frac{N}{V} \right) V_i$
- Supongamos la mitad van en dirección a A:  $N_i = \left( \frac{N}{V} \right) \left( \frac{V_i}{2} \right)$

# ¿Cuántas moléculas golpearán A en $\Delta t$ ?



- Verdes son las de interés: golpearán A en el tiempo  $\Delta t$
- El volumen de interés es  $V_i = A x = A \langle v_x \rangle \Delta t$
- En ese volumen hay  $N' = \left(\frac{N}{V}\right) V_i$
- Supongamos la mitad van en dirección a A:  $N_i = \left(\frac{N}{V}\right) \left(\frac{V_i}{2}\right)$



# Cambio total de cant. de movimiento

- En el volumen de interés tengo entonces
- En cada choque “promedio”:  $\langle \Delta p \rangle = 2m \langle v_x \rangle$
- Luego, en  $N_i$  choques el cambio total en la dirección  $x$ :

$$\Delta p_x = \sum_{j=0}^{N_i} \Delta p_j = \left( \frac{N_i}{N_i} \right) \left( \sum_{j=0}^{N_i} \Delta p_j \right)$$
$$\Delta p_x = N_i \langle \Delta p \rangle$$

- Y entonces

$$\Delta p_x = \left( \frac{N}{V} \right) \left( \frac{A \langle v_x \rangle \Delta t}{2} \right) (2m \langle v_x \rangle) \rightarrow \Delta p_x = \left( \frac{N}{V} \right) m \langle v_x \rangle^2 A \Delta t$$

# Presión en el recipiente

- Y la fuerza sobre la pared A en la dirección x:

$$F_x = \frac{dp_x}{dt} \simeq \frac{\Delta p_x}{\Delta t} \rightarrow F = \frac{N}{V} m \langle v_x^2 \rangle A$$

Notar el cambio: esto es válido porque no hay correlación entre las velocidades en cualquier dirección y entre diferentes partículas

- Y por lo tanto la presión en la pared A,  $P_x = F/A \rightarrow$

$$P_x = \frac{N}{V} m \langle v_x^2 \rangle$$

- Todas las paredes son iguales, y dado que:  $\langle v^2 \rangle = 3 \langle v_x^2 \rangle$

$$P = \left( \frac{N}{V} \right) \frac{1}{3} m \langle v^2 \rangle \rightarrow P = \frac{2}{3} \left( \frac{N}{V} \right) \underbrace{\left( \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle \right)}_{\langle E_K \rangle}$$

- La presión, hasta aquí:

$$P = \frac{2}{3} \left( \frac{N}{V} \right) \underbrace{\left( \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle \right)}_{\langle E_K \rangle}$$

- Reordenando

$$\frac{PV}{N} = \left( \frac{2}{3} \langle E_K \rangle \right)$$

**Ecuación de estado  
microscópica**

- O también:

$$\frac{PV}{N} = \text{constante}$$

# ¿Cómo? ¿¿¿no era $PV = n R T$ ???

- La  $\langle E_k \rangle$  es “**macroscópicamente inaccesible**”
- Definimos la **temperatura media**

$$T \equiv \frac{1}{k_B} \left( \frac{2}{3} \langle E_k \rangle \right)$$

donde  $k_B = 1,3806 \times 10^{-23} \text{ J/K}$  es la constante de Boltzmann.

- La **temperatura media** es una medida de la **energía cinética media** de las partículas del sistema.
- Luego:  $\frac{PV}{N} = k_b T$
- Y entonces

$$PV = N k_b T$$





Al fin,  $PV = nRT$

- Multiplicando y dividiendo por el Número de Avogadro:

$$PV = \frac{N}{N_A} (N_A k_b) T$$

- $N/N_A$  es el número de moles de gas en el recipiente  $V$ ,  $n$ :

$$PV = n(N_A k_b) T$$

- Y al producto  $(N_A k_B)$ :

$$R \equiv N_A k_b = (6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}) (1,3806 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1})$$

$$R \equiv N_A k_b = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

- Resultando:

$$PV = nRT$$

Ecuación de  
estado de un gas  
ideal

# De la teoría cinética, obtuvimos

- Ecuación de estado de un gas ideal

$$P V = n R T \quad R \equiv N_A k_b = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

