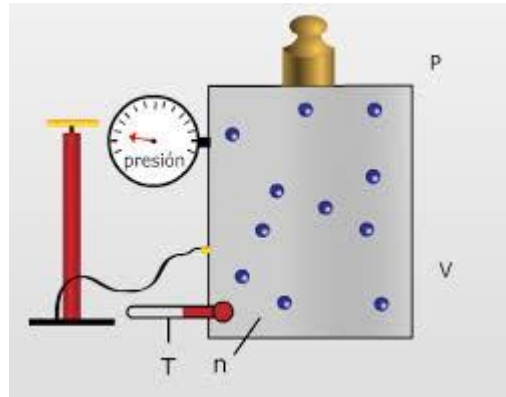


# Gases ideales



*Química 1S*  
*Cursado 2018*

¿Por qué muchas sustancias existen en la naturaleza en estado gaseoso?



¿Cuáles son los gases más importantes presentes en la naturaleza?

¿Todos los gases son compatibles con la vida?

¿Qué característica particular presenta el estado gaseoso?

# Composición del aire

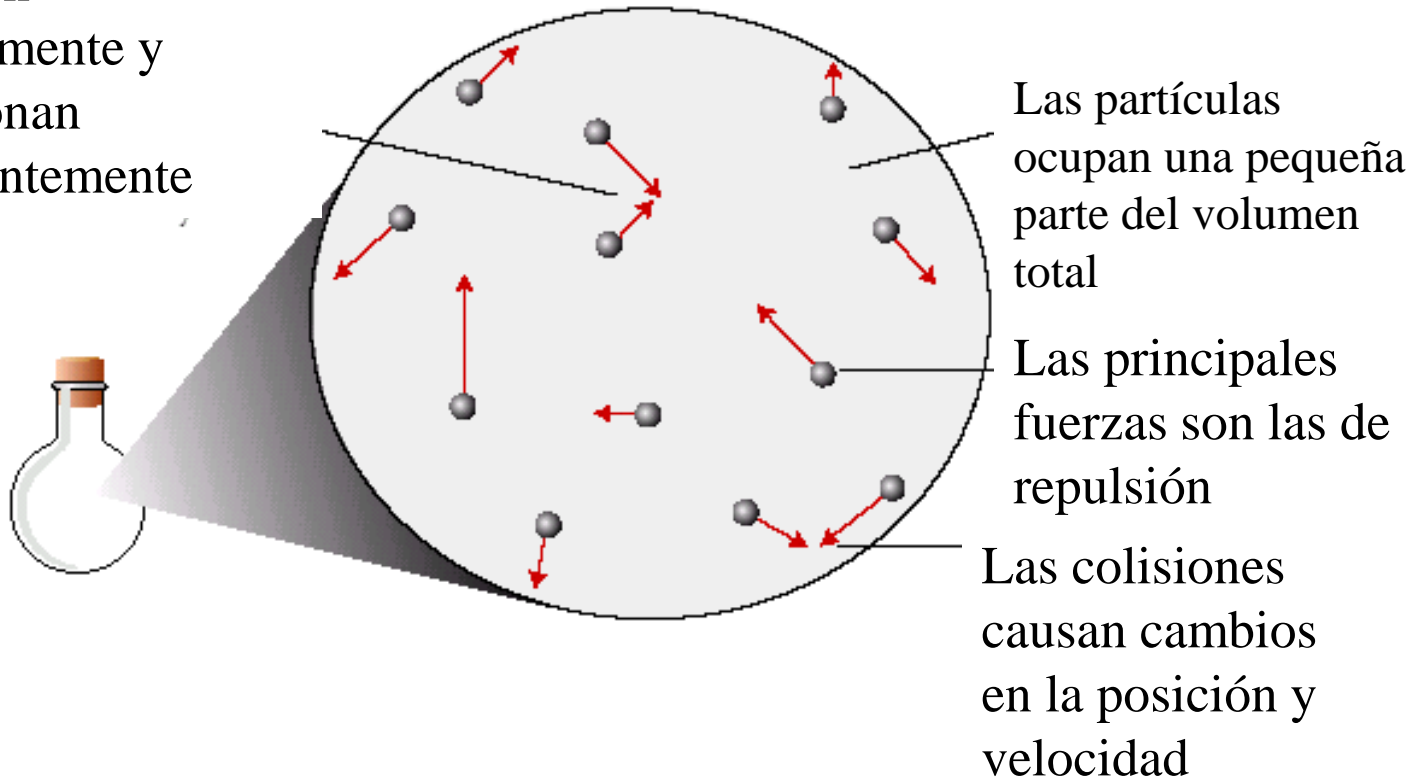
Componente		Concentración aproximada
• Nitrógeno	(N)	78.03% en volumen
• Oxígeno	(O)	20.99% en volumen
• Dióxido de Carbono	(CO <sub>2</sub> )	0.03% en volumen
• Argón	(Ar)	0.94% en volumen
• Neón	(Ne)	0.00123% en volumen
• Helio	(He)	0.0004% en volumen
• Kriptón	(Kr)	0.00005% en volumen
• Xenón	(Xe)	0.000006% en volumen
• Hidrógeno	(H)	0.01% en volumen
• Metano	(CH <sub>4</sub> )	0.0002% en volumen
• Óxido nitroso	(N <sub>2</sub> O)	0.00005% en volumen
• Vapor de Agua	(H <sub>2</sub> O)	Variable
• Ozono	(O <sub>3</sub> )	Variable
• Partículas		Variable

- Los gases tienden a ocupar el mayor volumen posible
- No tienen ni forma ni volumen propio
- Son compresibles
- El volumen de un gas varía con la Temperatura, la Presión y el número de moles. En general estas variaciones son independientes de la naturaleza del gas.

**¿Por qué?**

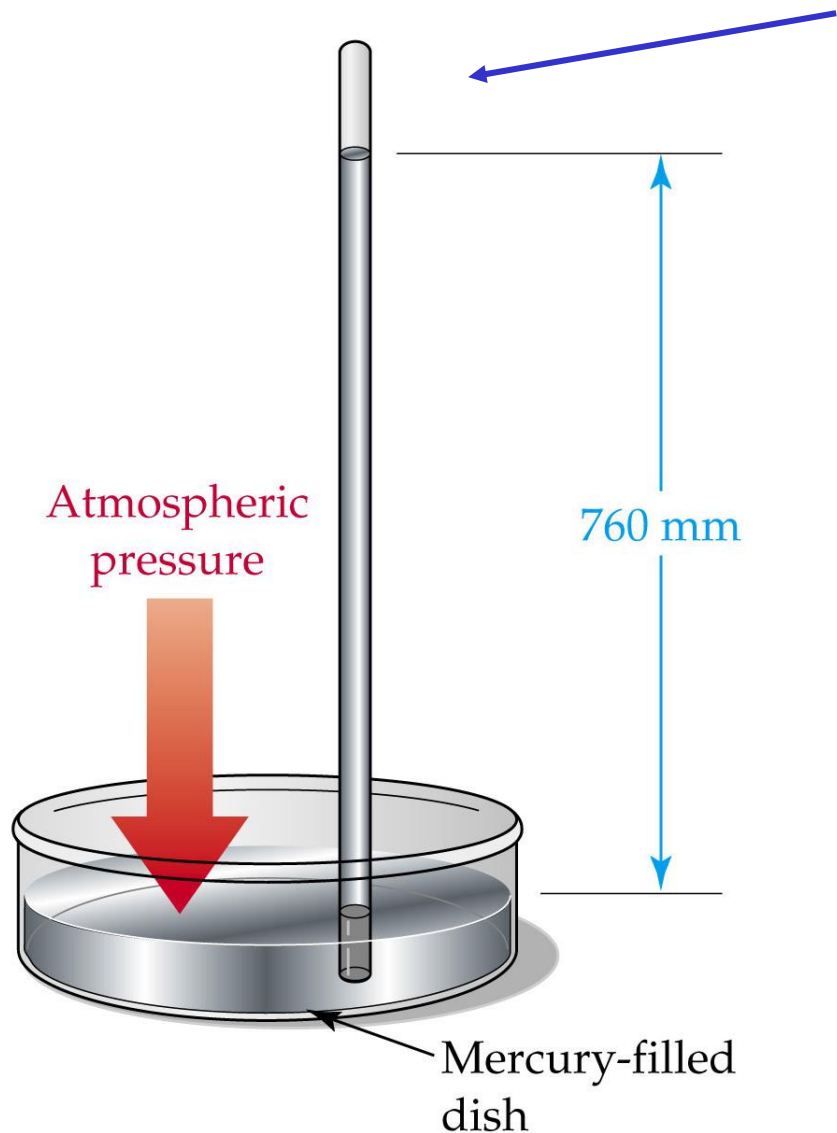
# Particularidad del estado gaseoso

Las partículas se mueven rápidamente y colisionan constantemente



El volumen de un gas es función de la presión  $P$ , la temperatura  $T$  y número de moles  $n$

# Cómo se mide la presión atmosférica?

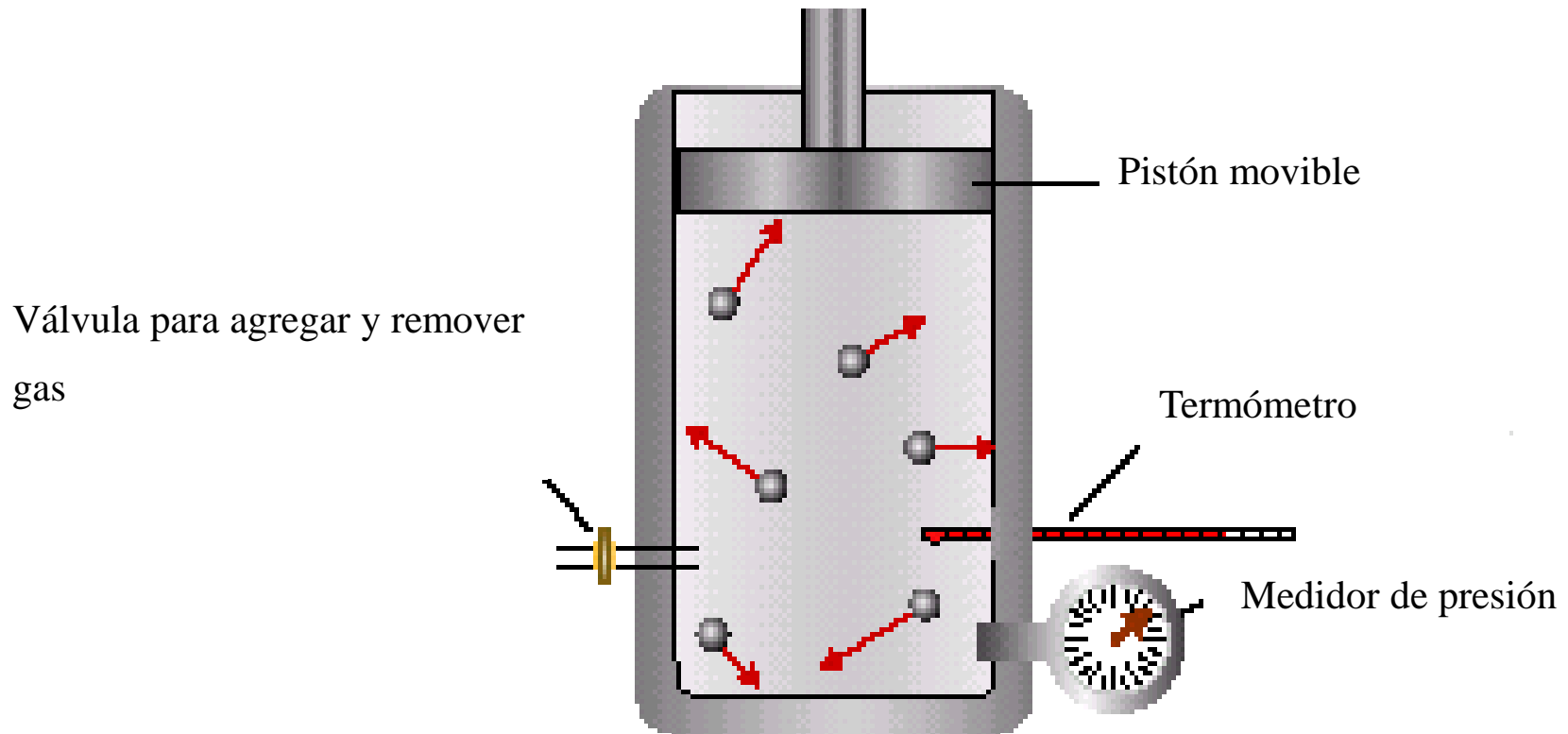


## Experiencia de Torricelli

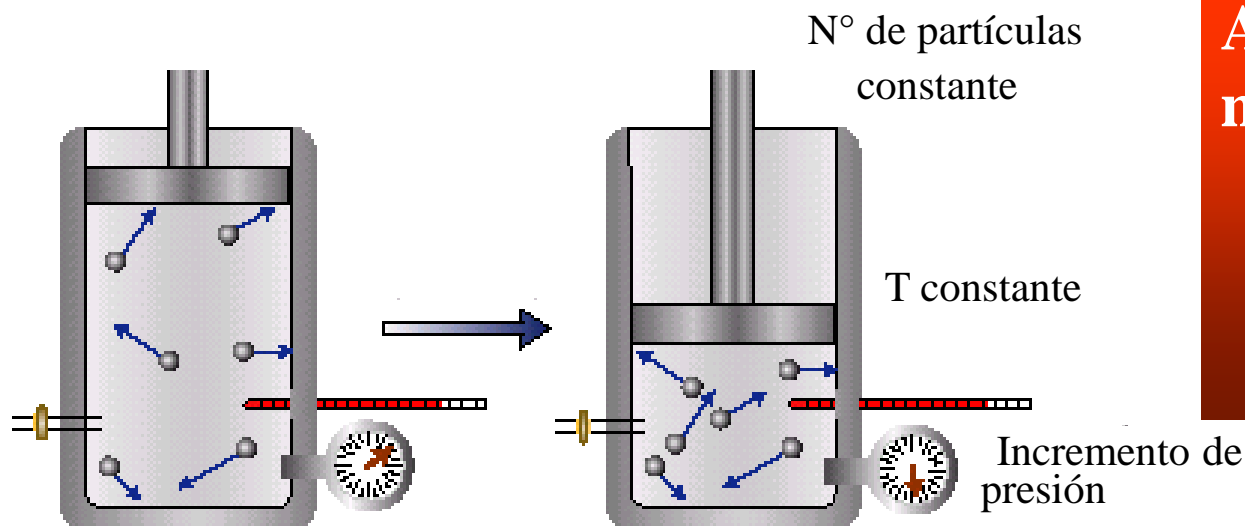
¿Hasta cuándo asciende el Hg por la columna?

→  $760 \text{ mm Hg} = 1 \text{ atm}$

# Dispositivo empleado para determinar la variación de los parámetros $P$ , $T$ , $V$ en un gas



# Relación Presión-Volumen: Ley de Boyle



**A menor volumen  
mayor presión**

$$V \propto 1/P$$

$$V \times P = C_1$$

**Disminuye el volumen**

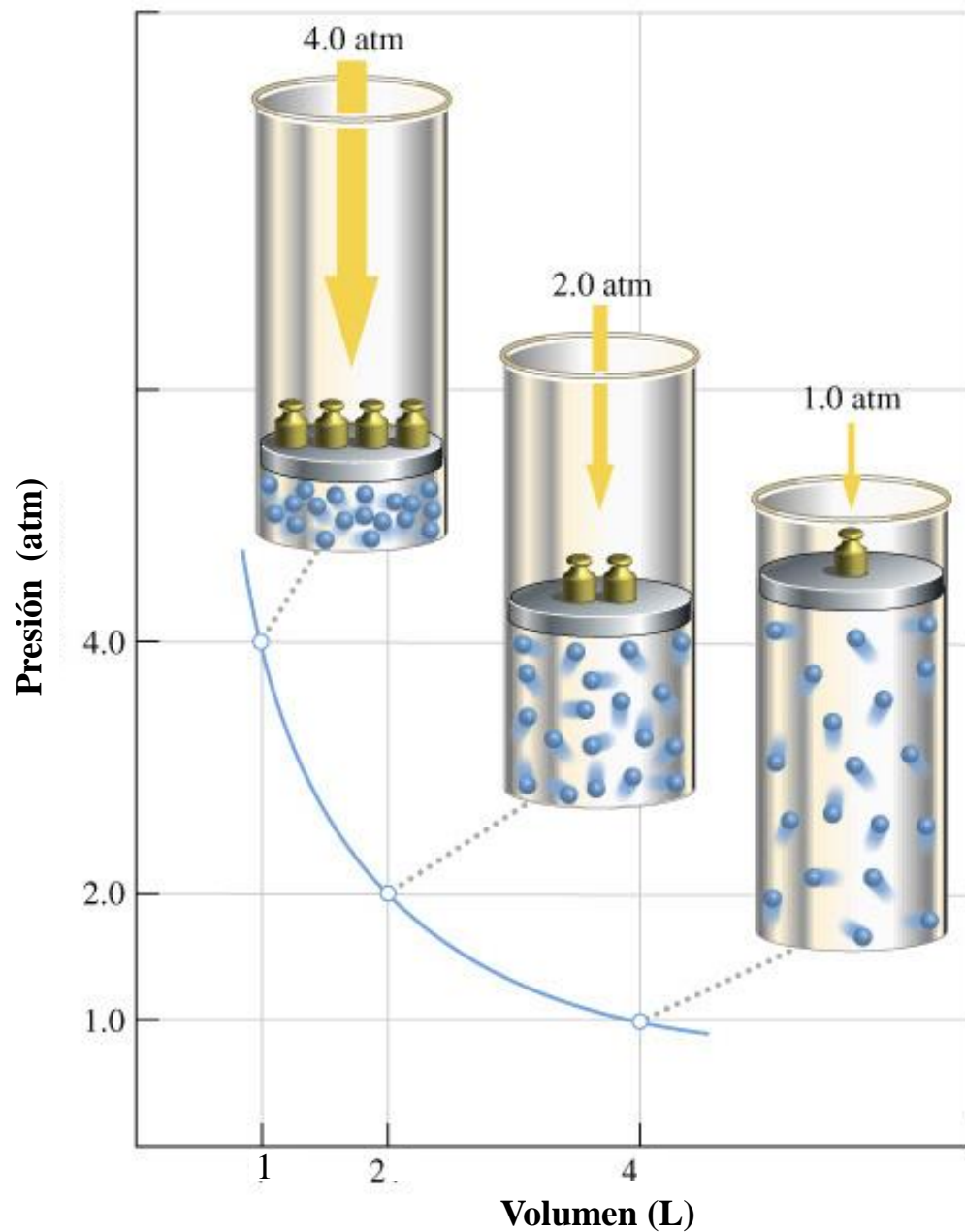
→ Crece el Nº de partículas por  
unidad de volumen

↓  
Se incrementa el número de colisiones por segundo

↓  
**Se incrementa la presión**

**$C_1$  depende del  
número de  
partículas y de la  
temperatura**



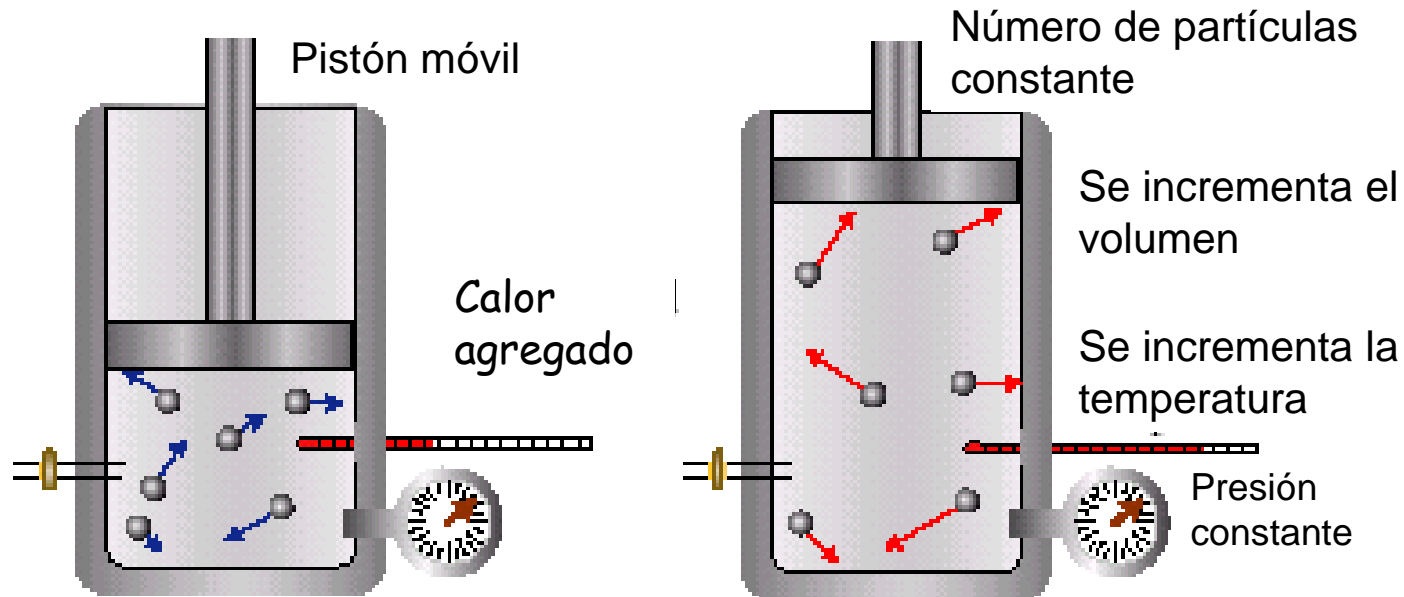


<i>Volumen</i> (L)	<i>Presión</i> (atm)	<i>P x V</i> (atm L)
1	4	4
2	2	4
4	1	4

$$V \times P = C_{(T, n)}$$

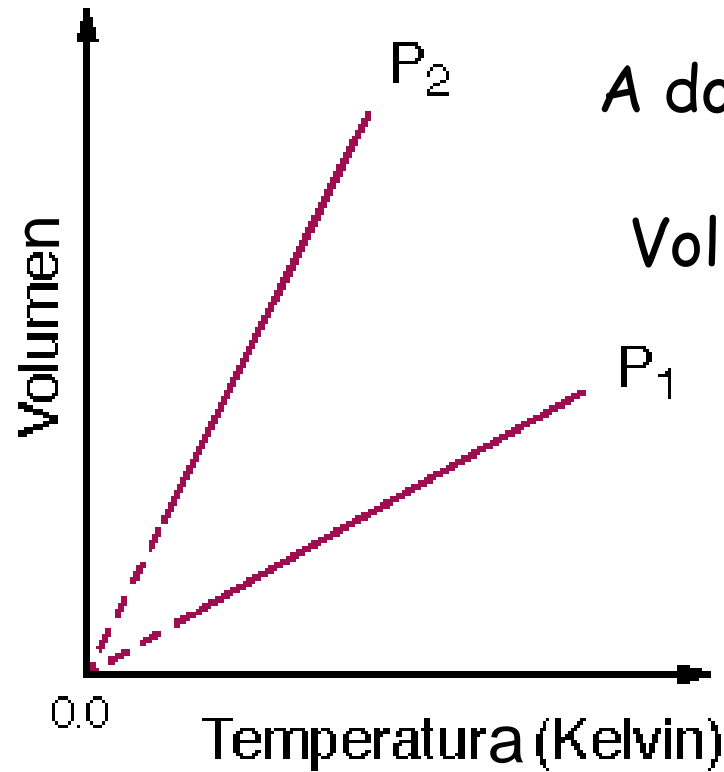
# Relación temperatura-volumen

## Ley de Charles



$P$  y  $n$  se mantienen constantes

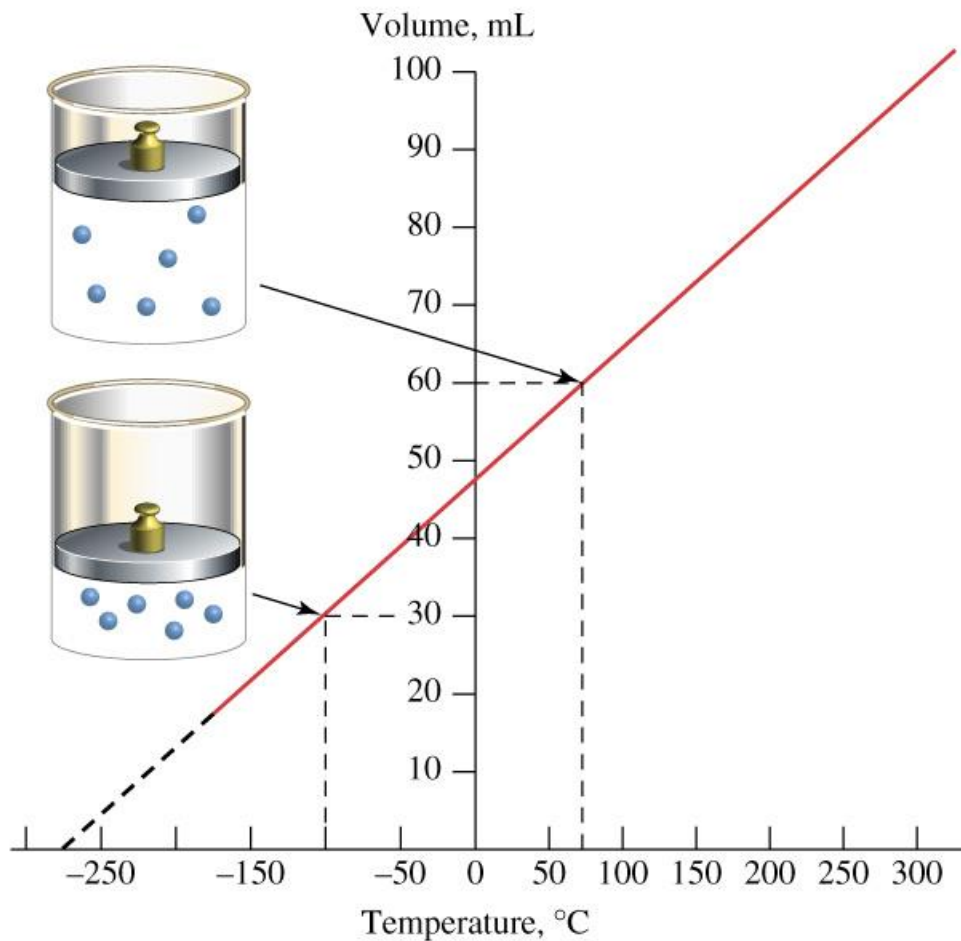
Sólo varía el volumen en función de la temperatura



A dos presiones diferentes, se grafica  
Volumen versus temperatura

$$V/T = C_2$$

$C_2$  depende del número de partículas  
y de la presión



\* A  $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ , el V de un gas es teóricamente cero

\* V y  $t$  (en  $^{\circ}\text{C}$ ) no varían de una forma directamente proporcional

\* Se define una temperatura absoluta o Kelvin  $T$

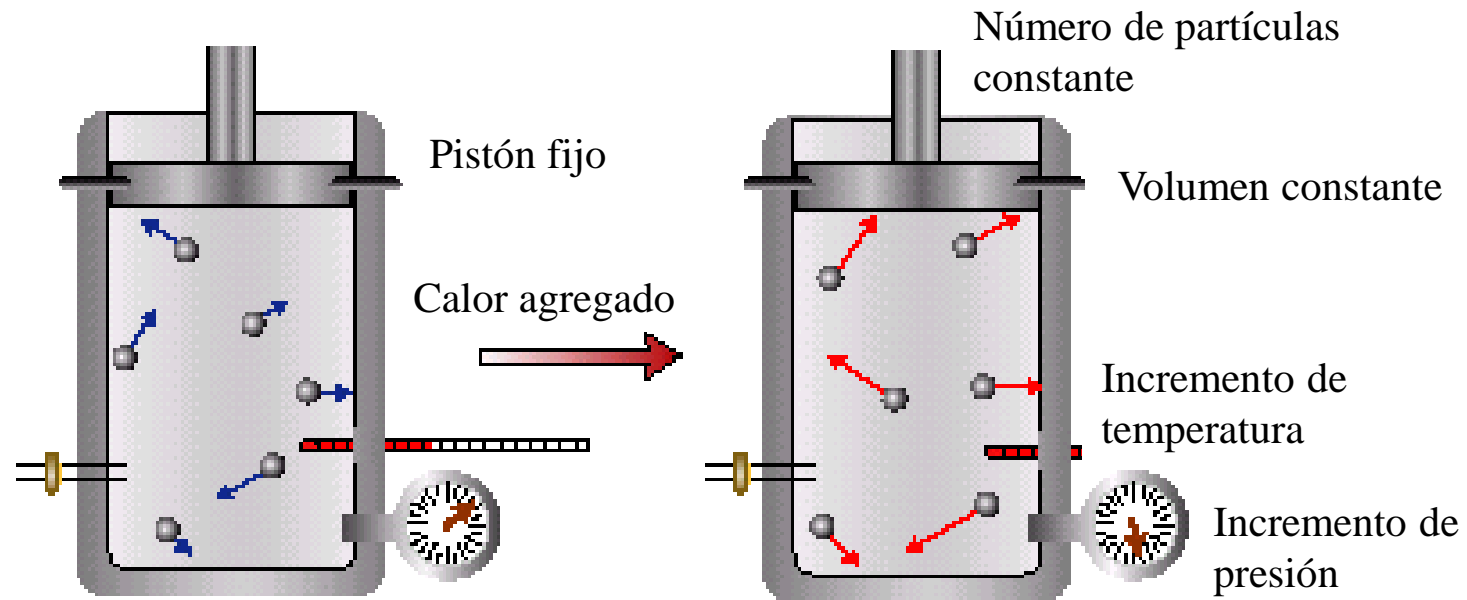
$$T = 273,15 + t (^{\circ}\text{C})$$

\* V y  $T$  (en K) varían de una forma directamente proporcional

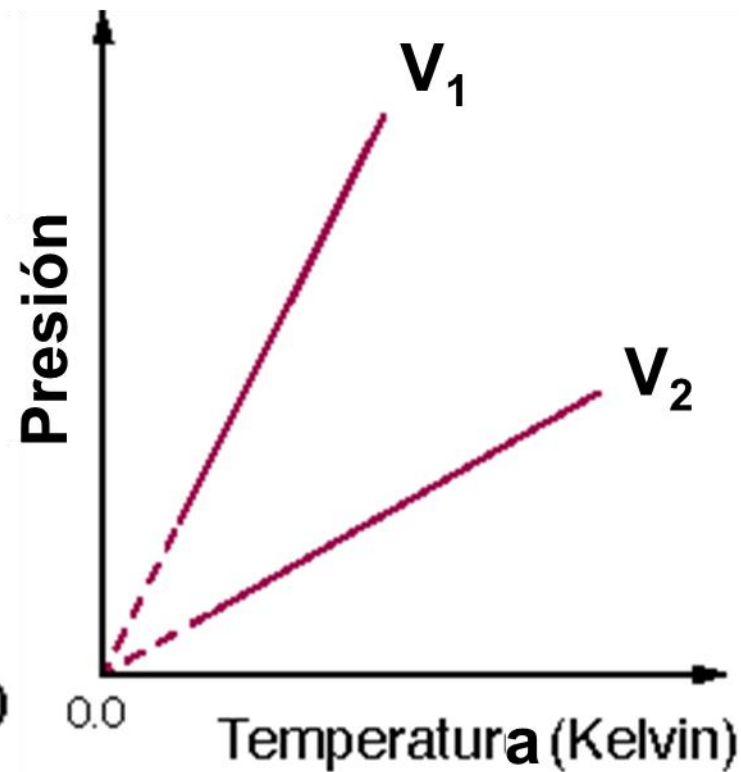
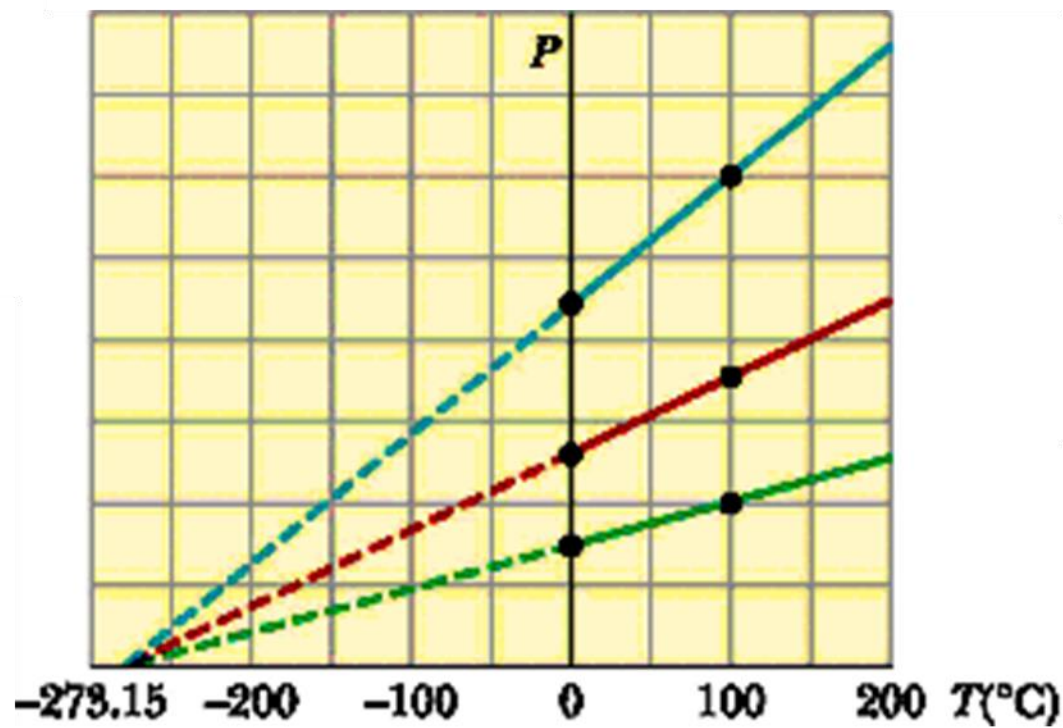
¡En la escala Kelvin no hay temperaturas negativas!

# Relación entre presión y temperatura

## Ley de Gay-Lussac



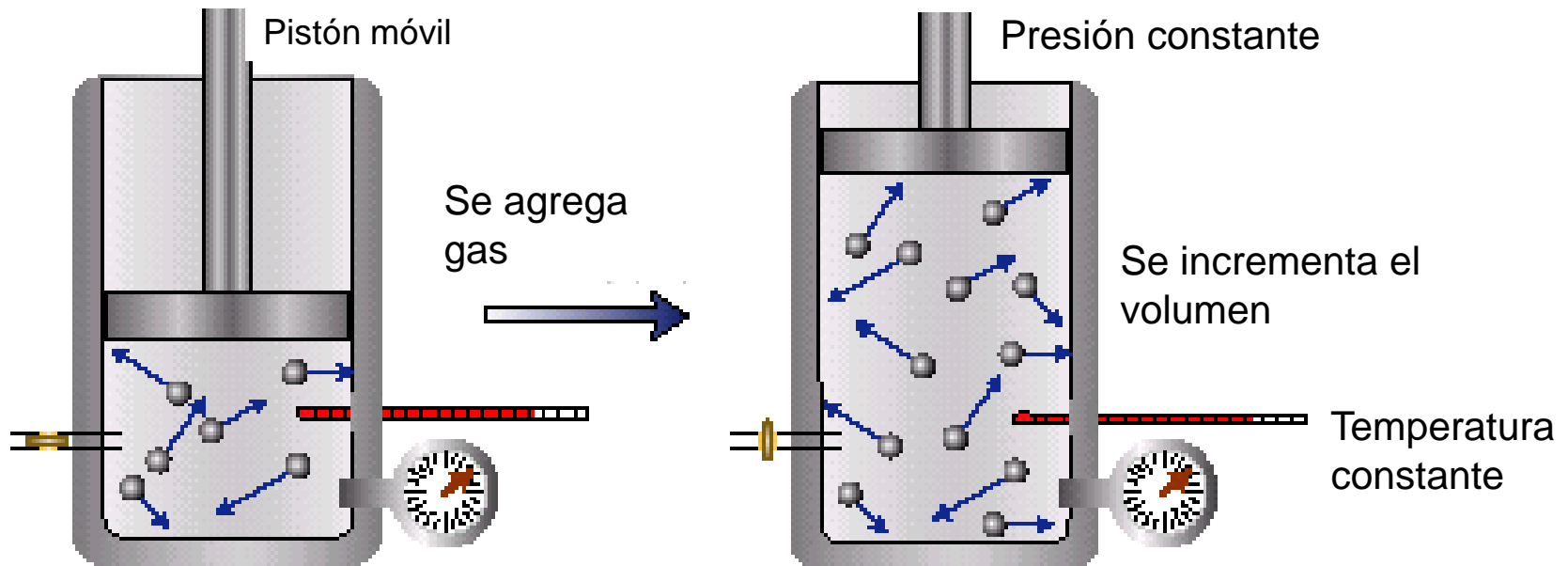
A  $V$  constante, la presión se incrementa con la temperatura absoluta  $T$



$$P/T = C_3$$

$C_3$  depende del número de partículas y del volumen

# Relación entre número de partículas y volumen: Avogadro



$$V/n = C_4$$

$C_4$  depende de la temperatura  
y de la presión

# Ley general de los gases ideales

Por Boyle

$$V \propto 1 / P$$

Por Charles

$$V \propto T$$

Por Avogadro

$$V \propto n$$

De la combinación de las leyes anteriores:

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

R: constante universal  
de los gases

$$V = R \times \frac{nT}{P} \quad \longrightarrow \quad PV = nRT$$

\* ¿Cuál es su valor? 0,08205 atm\*L/(K\*mol)





Ley de Boyle  
 $P_1 V_1 = P_2 V_2$

**P**



**V**

Ley de Gay-Lussac

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



Ley Combinada

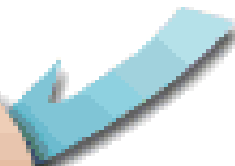
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Ley de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

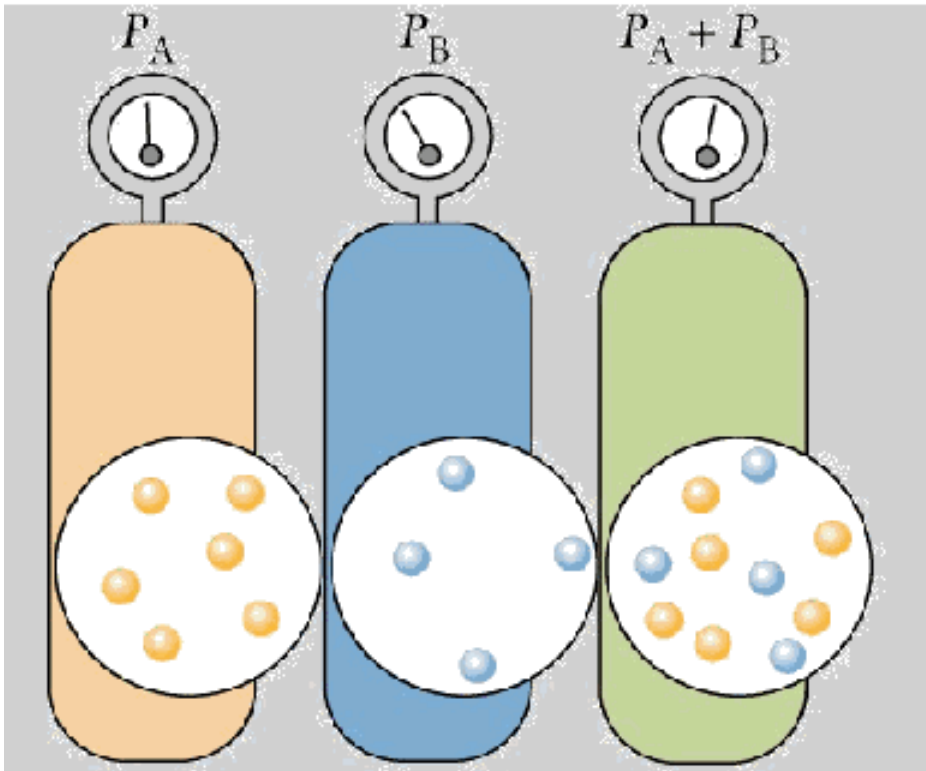


**T**



# Ley de Dalton de las presiones parciales

## Ilustración de la ley de Dalton

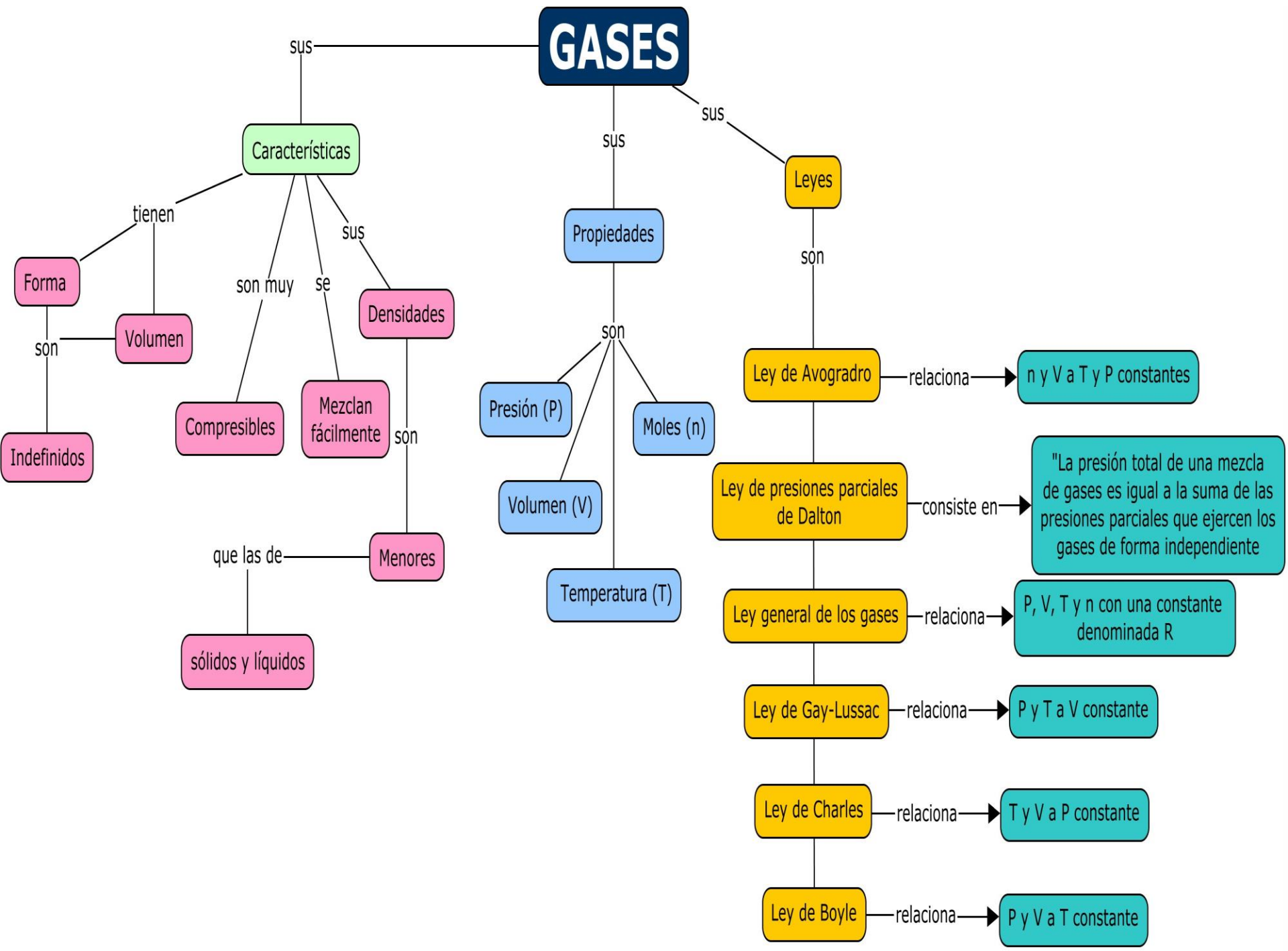


✓ Para una mezcla de gases A y B,;

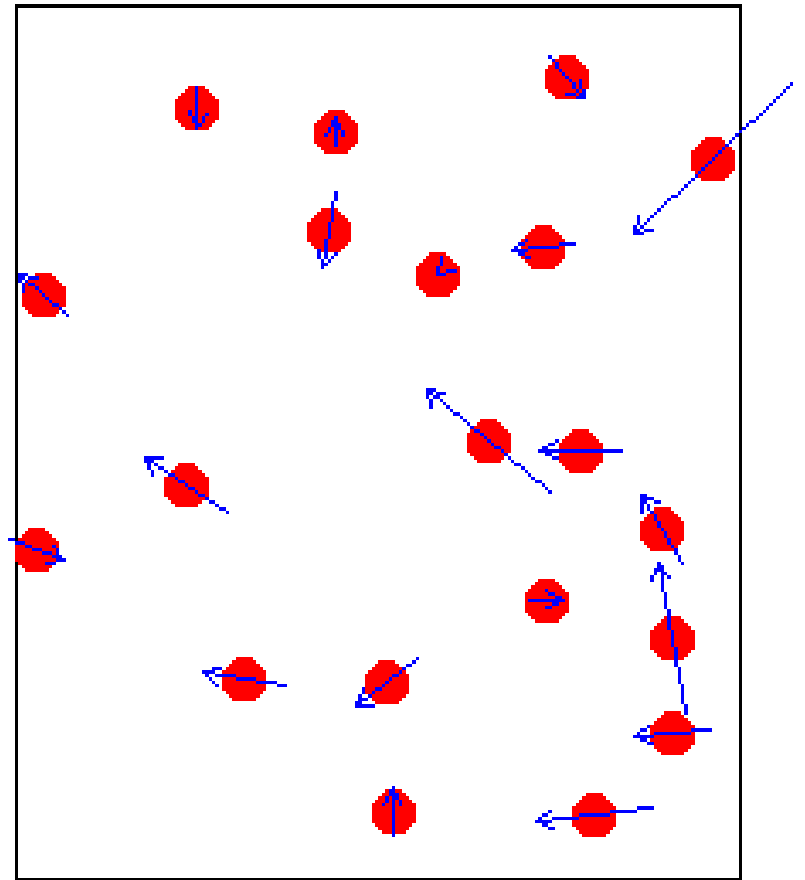
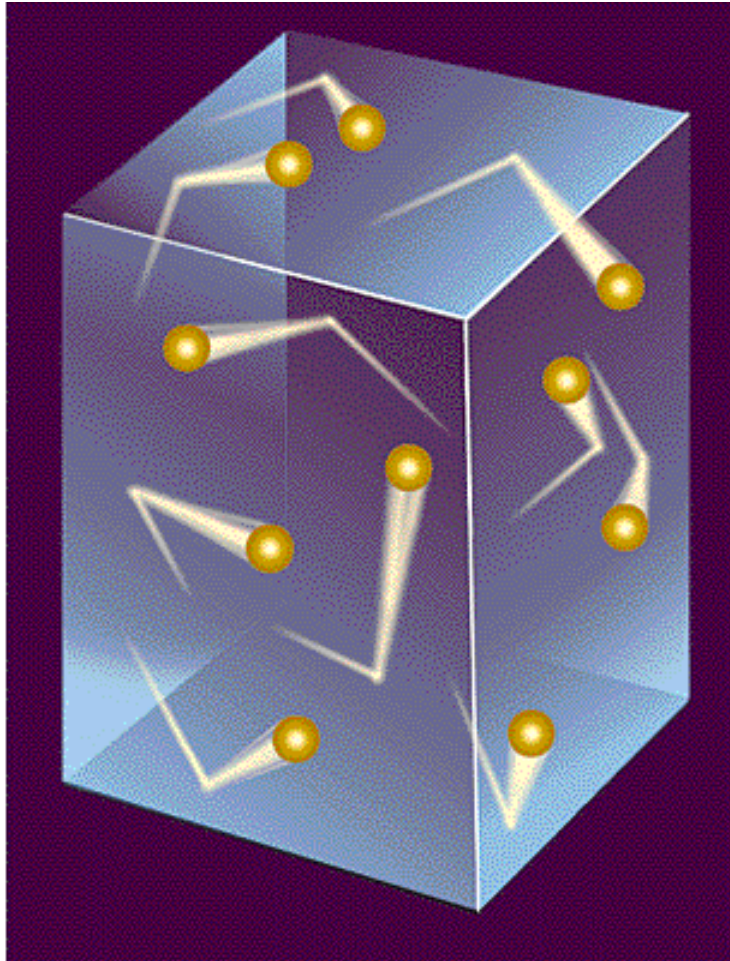
$$P_{\text{mezcla}} = P_A + P_B$$

✓  $P_A$  es la presión que ejercería el gas A si estuviera sólo en el recipiente

✓ Lo mismo ocurre con  $P_B$



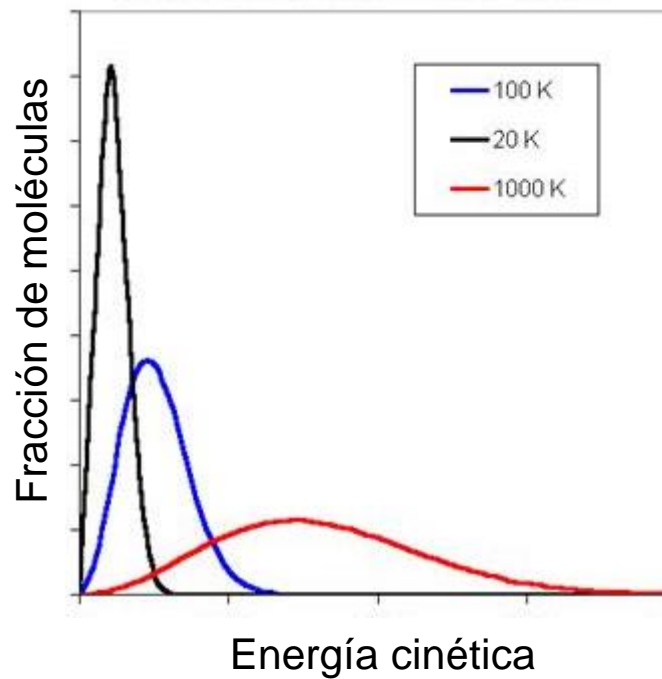
# Teoría cinético-molecular de los gases ideales



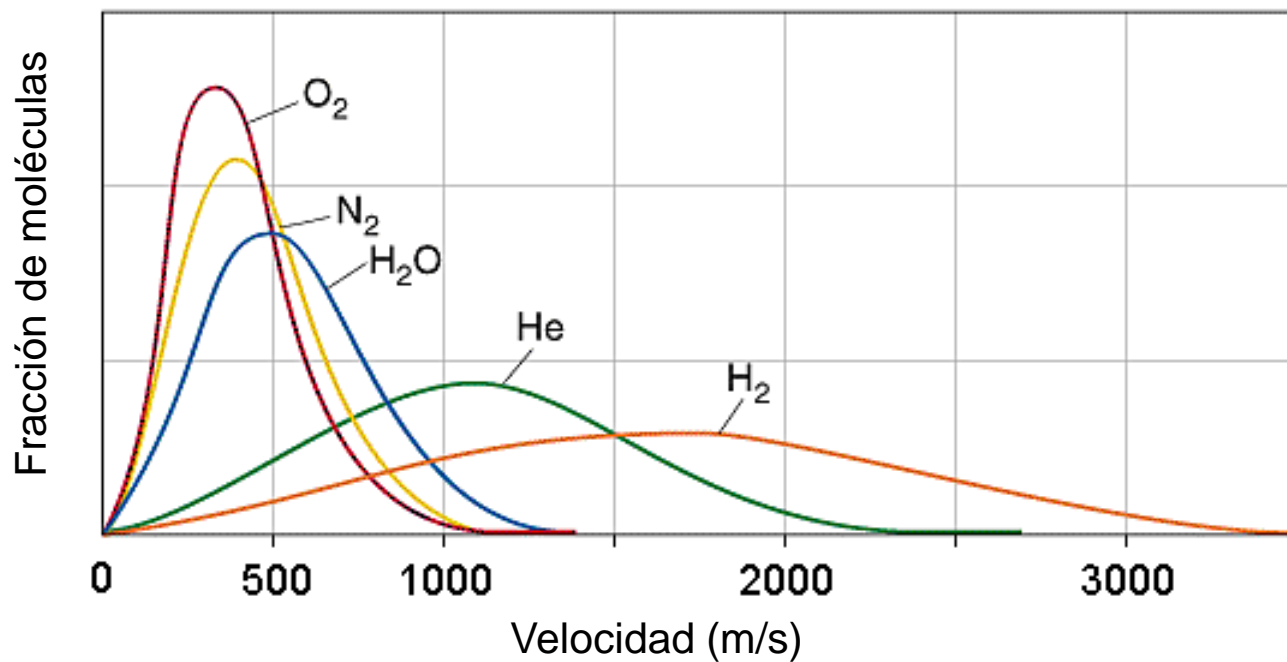
# Postulados:

- 1- Las partículas de un gas ideal se consideran puntuales
- 2- Las partículas se encuentran en continuo movimiento al azar chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene
- 3- Los choques entre las partículas son perfectamente elásticos
- 4- La energía cinética media de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta  $T$ .

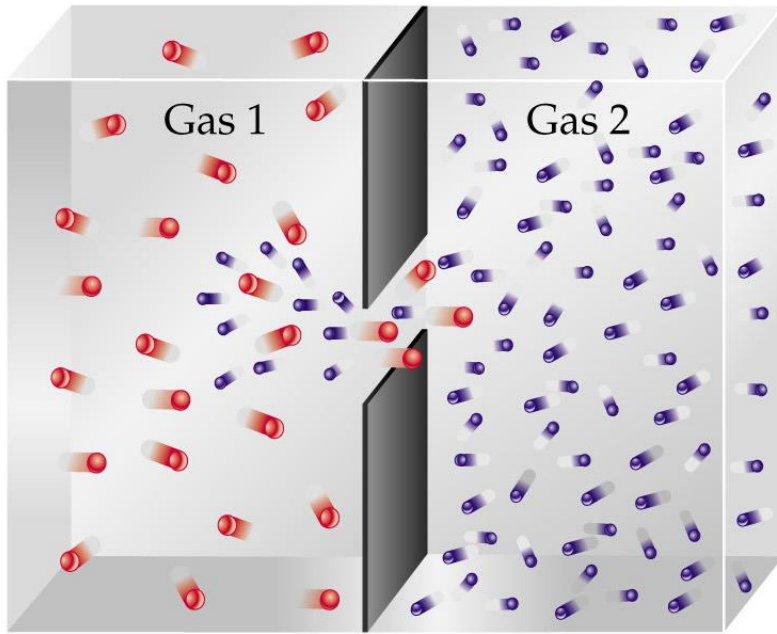
$$E_c \propto T$$



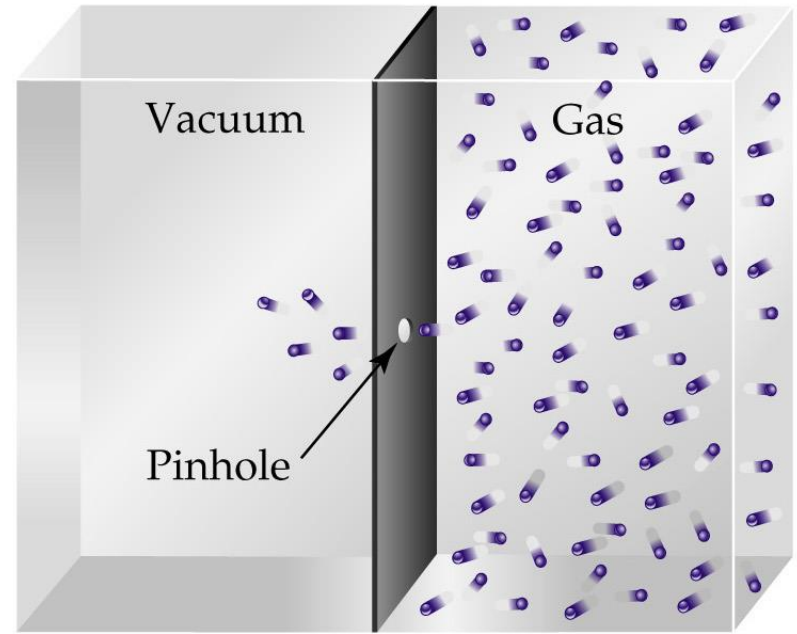
$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$



# Efusión y difusión



(a)



(b)

$$V \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$

$$V_1 \propto \frac{1}{\sqrt{M_1}}$$

y

$$V_2 \propto \frac{1}{\sqrt{M_2}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Ley de Graham