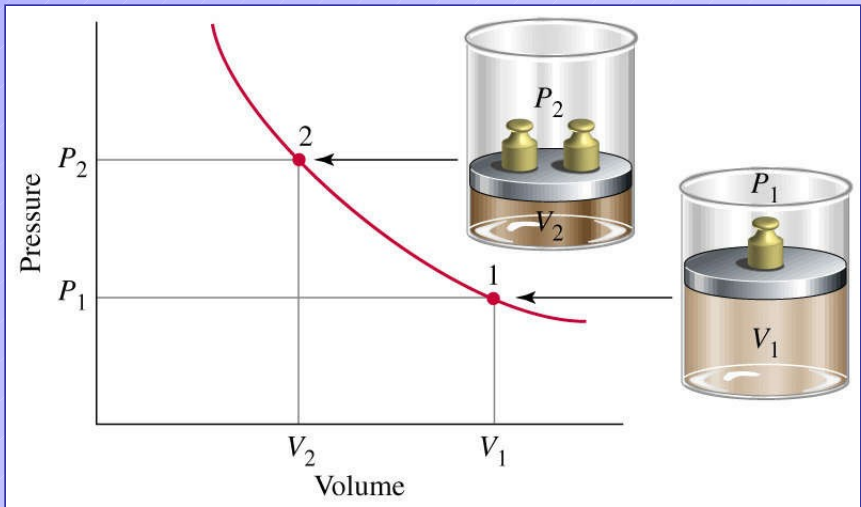




$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

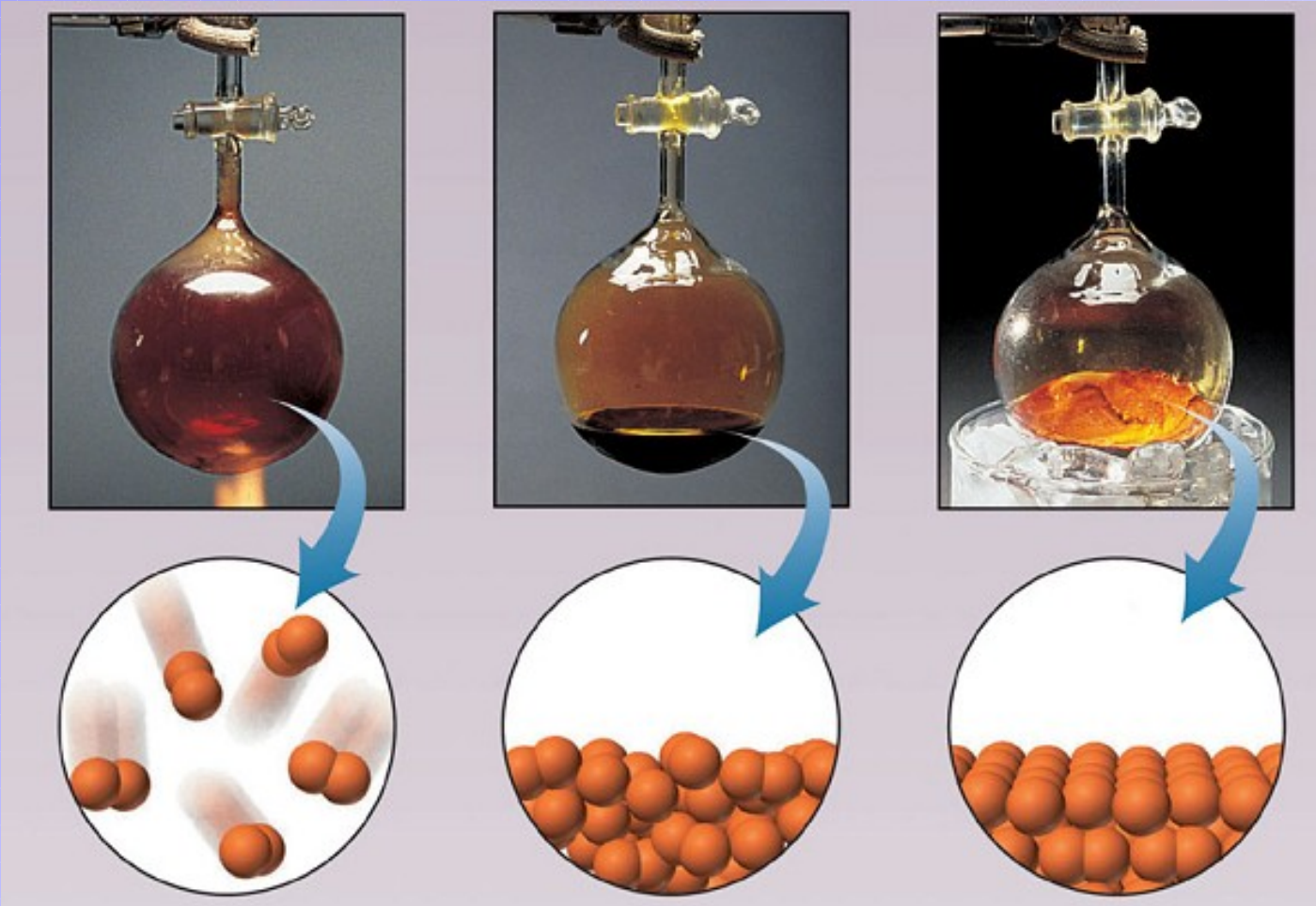
LEYES DE LOS GASES



Leyes de los gases

- ▶ **Estado gaseoso**
- ▶ **Medidas en gases**
- ▶ **Leyes de los gases**
 - Ley de Avogadro
 - Ley de Boyle y Mariotte
 - Ley de Charles y Gay-Lussac (1ª)
 - Ley de Charles y Gay-Lussac (2ª)
 - Ecuación general de los gases ideales
- ▶ **Teoría cinética de los gases**
 - Modelo molecular para la ley de Avogadro
 - Modelo molecular para la ley de Boyle y Mariotte
 - Modelo molecular para la ley de Charles y Gay-Lussac
- ▶ **Apéndice: Materiales premiados CNICE páginas Web “Leyes Gases”**





GAS

LÍQUIDO

SÓLIDO



Estado gaseoso

En estado gaseoso las partículas son **independientes unas de otras**, están **separadas por enormes distancias con relación a su tamaño**. Tal es así, que en las mismas condiciones de presión y temperatura, el volumen de un gas no depende más que del número de partículas (ley de Avogadro) y no del tamaño de éstas, despreciable frente a sus distancias.

De ahí, la gran compresibilidad y los valores extremadamente pequeños de las densidades de los gases

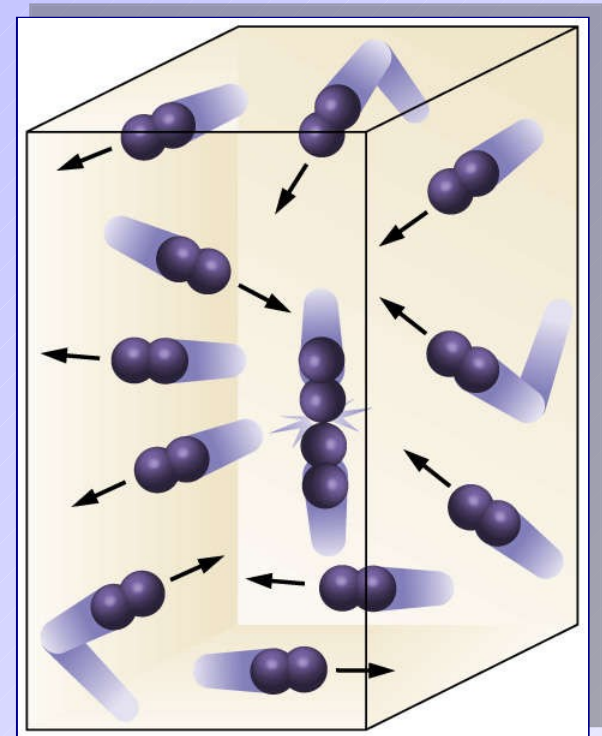
Las partículas de un gas se **mueven con total libertad** y tienden a separarse, aumentando la distancia entre ellas hasta ocupar todo el espacio disponible (expansibilidad).

Por esto los gases tienden a ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene.

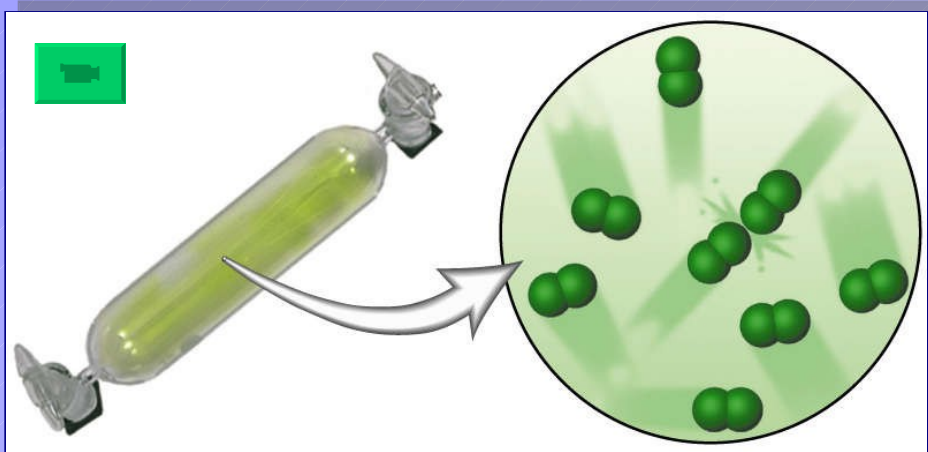
Las partículas de un gas se encuentran en constante movimiento en línea recta y cambian de dirección cuando **chocan entre ellas y con las paredes del recipiente**.

Estos choques de las partículas del gas con las paredes del recipiente que lo contiene son los responsables de la presión del gas.

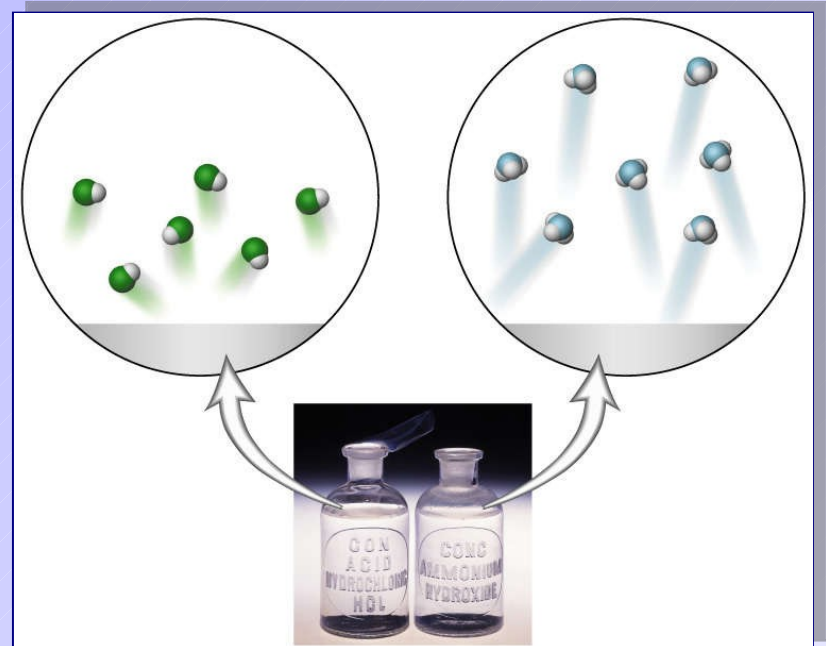
Las colisiones son rápidas y elásticas (la energía total del gas permanece constante).



Cl_2 gaseoso



HCl y NH_3 gaseosos



Medidas en gases

Un gas queda definido por cuatro variables:

- Cantidad de sustancia
- Volumen
- Presión
- Temperatura
- moles
- l, m³, ...
- atm, mm Hg o torr, Pa, bar
- °C, K

Unidades:

- $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr} = 1,01325 \text{ bar} = 101.325 \text{ Pa}$
- $\text{K} = \text{°C} + 273$
- $1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3$

Ley de Avogadro



frances

El volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de materia (número de moles), a presión y temperatura constantes.

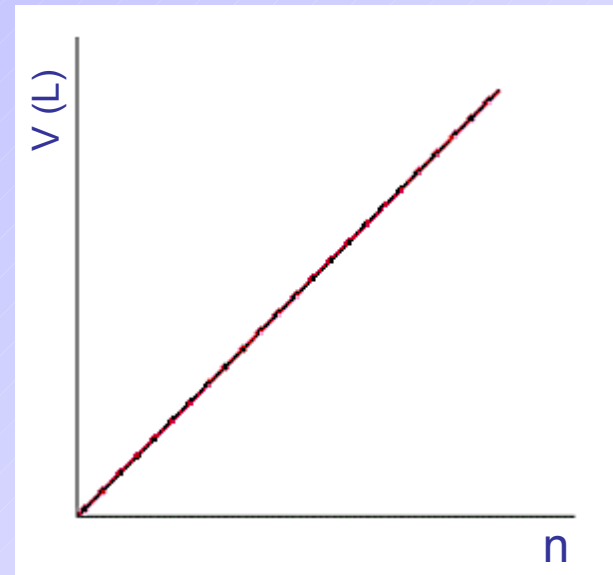
A presión y temperatura constantes, volúmenes iguales de un mismo gas o gases diferentes contienen el mismo número de moléculas.



$$V \propto n \text{ (a } T \text{ y } P \text{ ctes)}$$



$$V = k \cdot n$$



Ley de Boyle y Mariotte

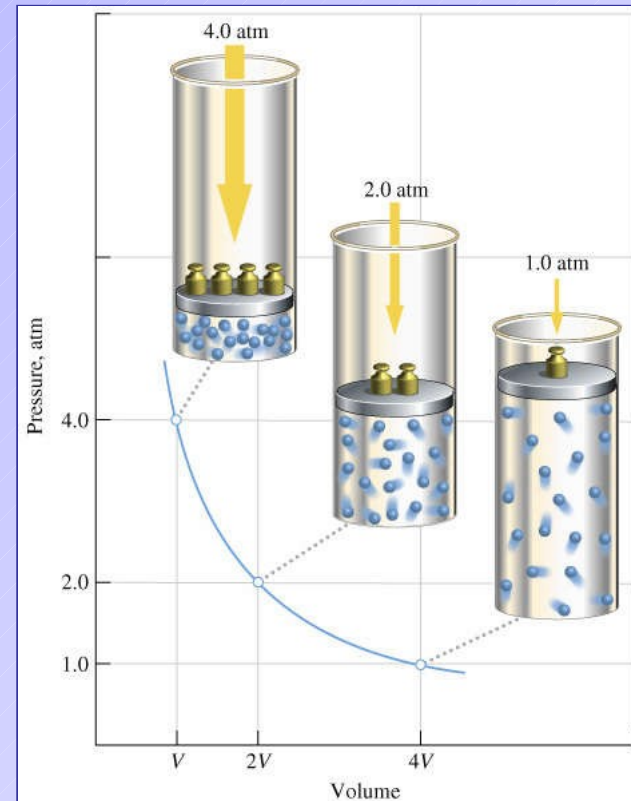
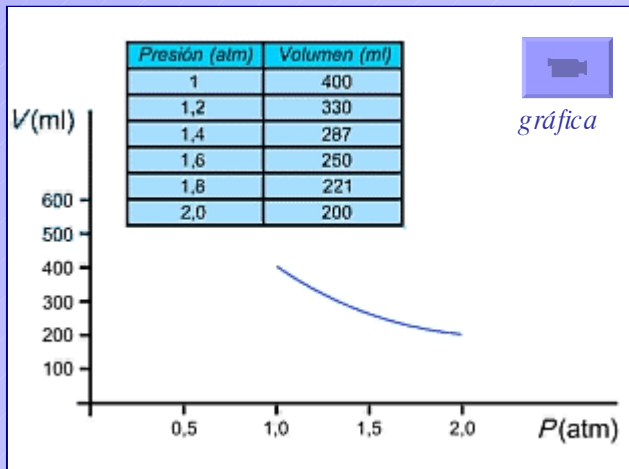
inglé

El volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión que soporta (a temperatura y cantidad de materia constantes).

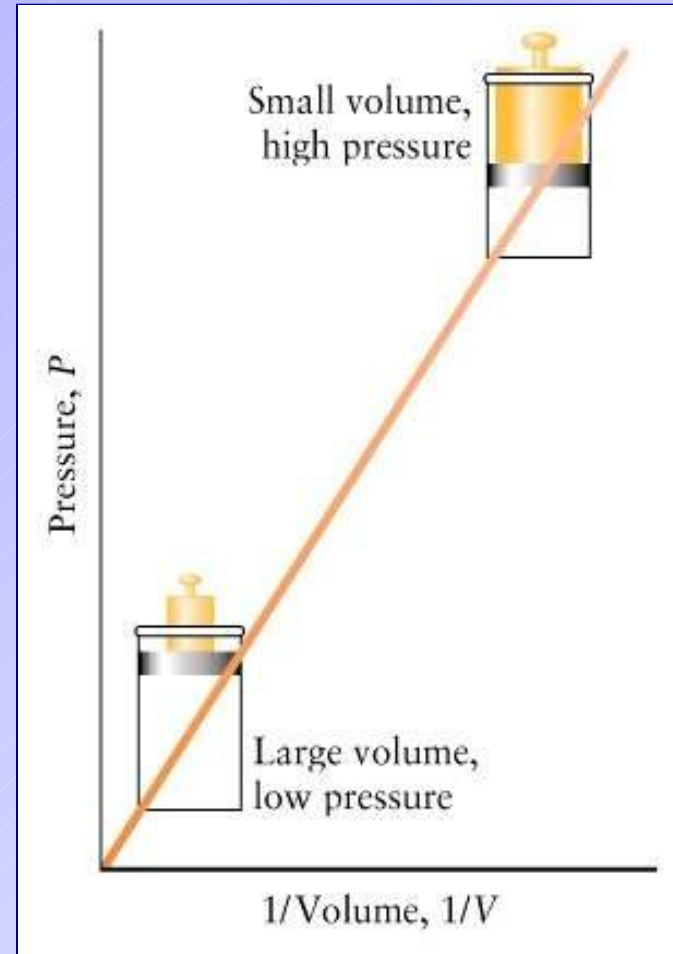
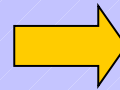
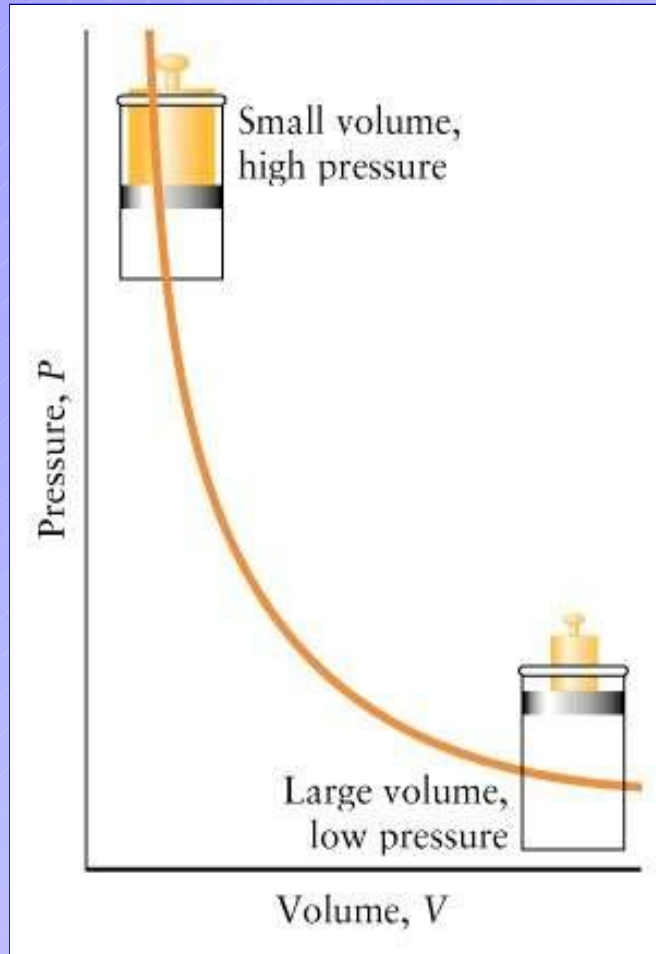


$V \propto 1/P$ (a n y T ctes)
Transformación isotérmica

$$V = k/P$$



Ley de Boyle y Mariotte





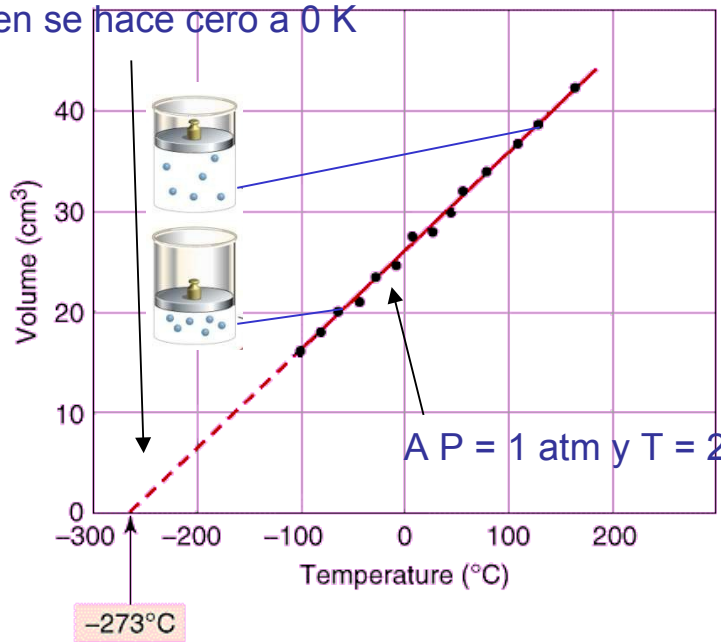


Ley de Charles y Gay-Lussac (1ª)



El volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (a presión y cantidad de materia constantes).

El volumen se hace cero a 0 K



gráfica

$V \propto T$ (a n y P ctes)
Transformación isobárica



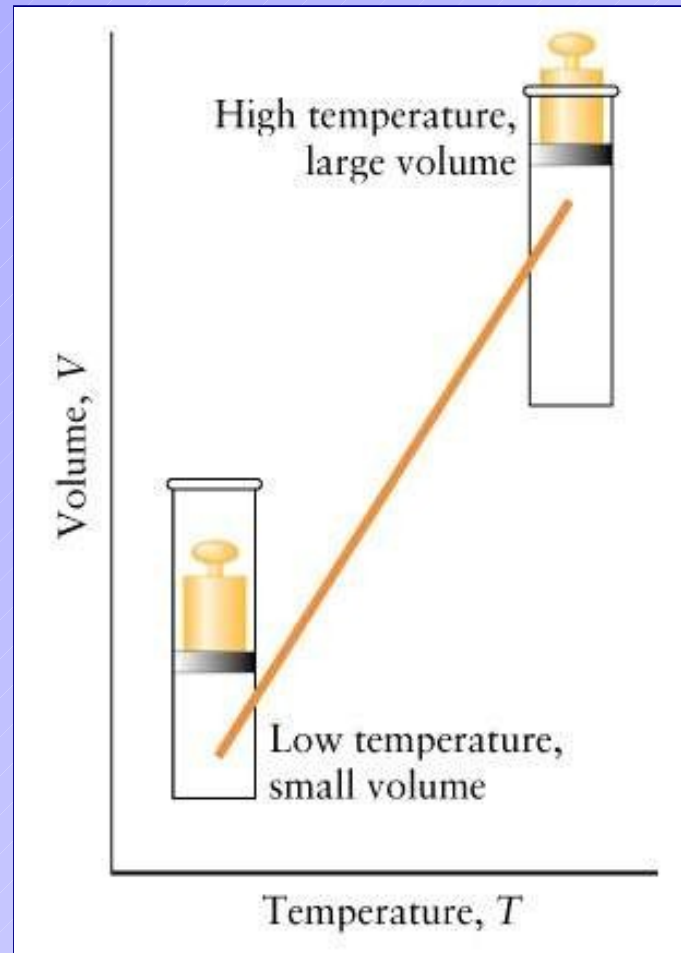
$$V = k \cdot T$$



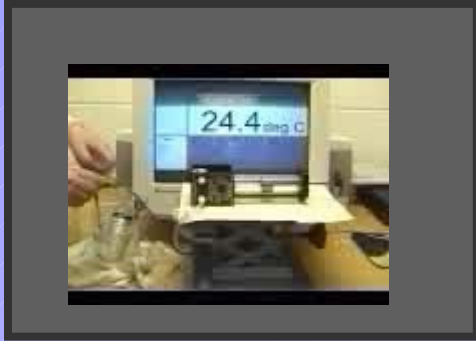
A $P = 1$ atm y $T = 273$ K, $V = 22.4$ l para cualquier gas.



Ley de Charles y Gay-Lussac (1ª)



Ley de Charles y Gay-Lussac

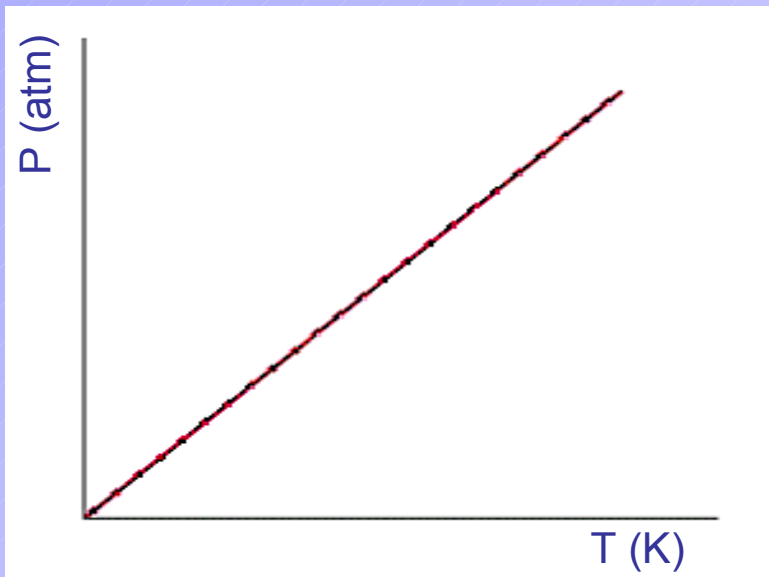




Ley de Charles y Gay-Lussac (2ª)



La presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (a volumen y cantidad de materia constantes).

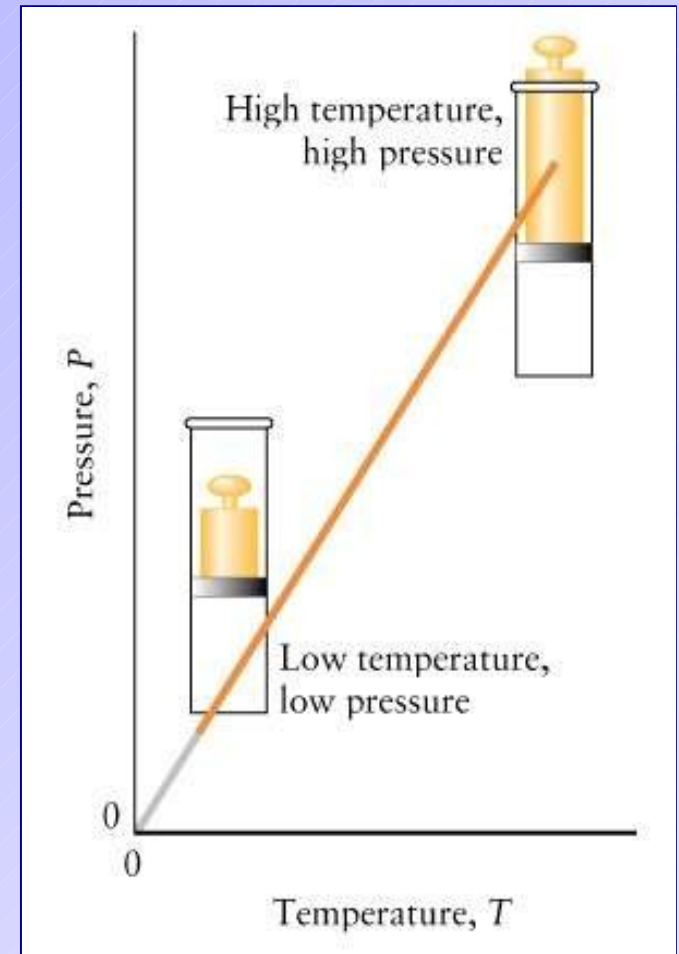
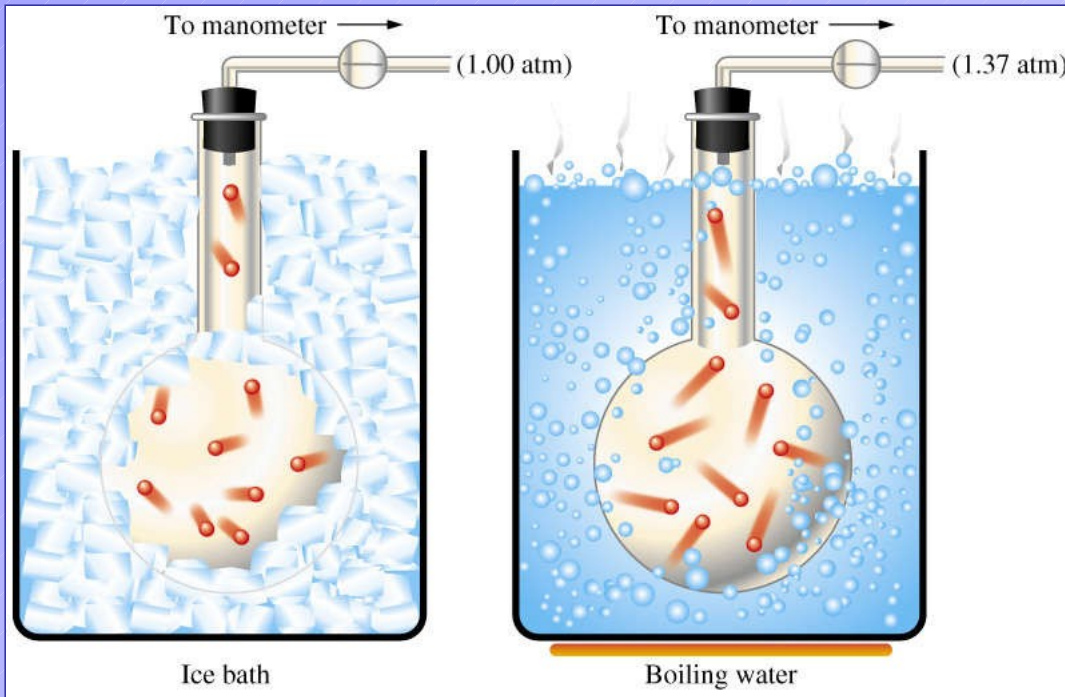


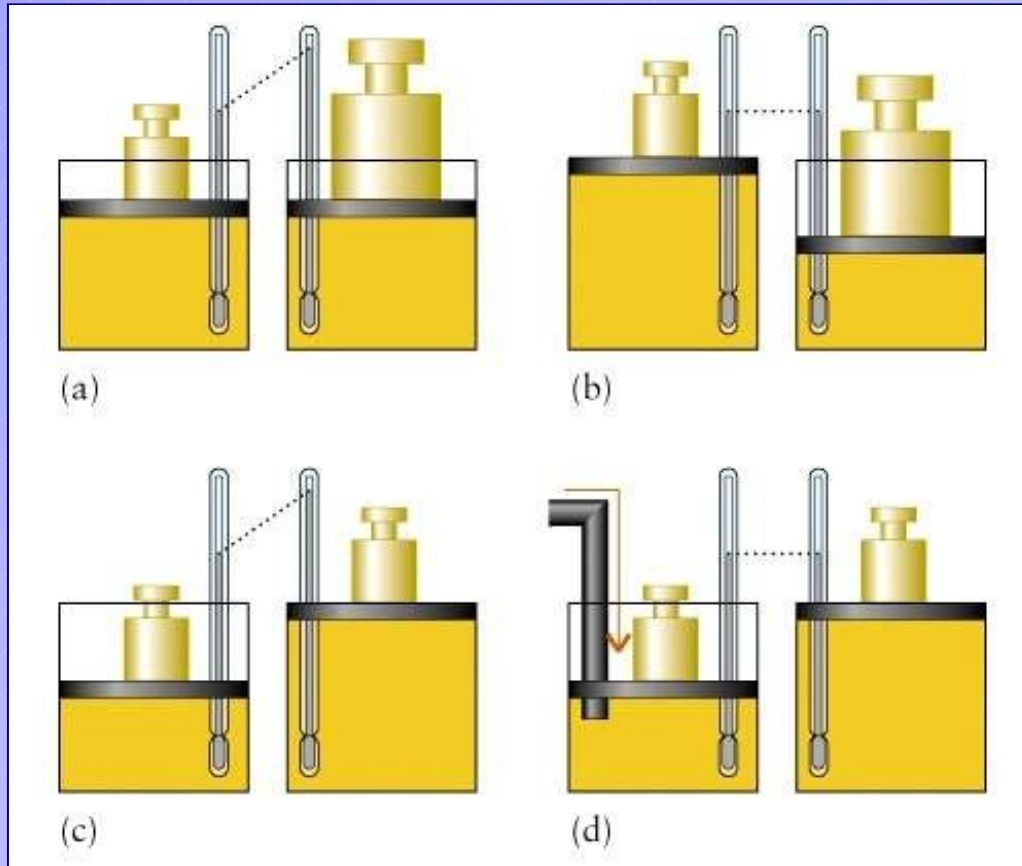
P a T (a n y V ctes)
Transformación isócara



$$P = k.T$$

Ley de Charles y Gay-Lussac (2ª)





SIMULADOR
LEYES GASES

SIMULADOR
LEYES GASES

- (a) Al aumentar la presión a volumen constante, la temperatura aumenta
- (b) Al aumentar la presión a temperatura constante, el volumen disminuye
- (c) Al aumentar la temperatura a presión constante, el volumen aumenta
- (d) Al aumentar el número de moles a temperatura y presión constantes, el volumen aumenta

Ecuación general de los gases ideales

Combinación de las tres leyes:

Boyle: $V = \frac{k'}{P} \quad \Delta T = 0, \Delta n = 0$

Charles: $V = k'' \cdot T \quad \Delta P = 0, \Delta n = 0$

Avogadro: $V = k''' \cdot n \quad \Delta P = 0, \Delta T = 0$

$$V = \frac{k'k''k''' n T}{P} = \frac{R n T}{P}$$



Ley de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

R se calcula para:

$n = 1 \text{ mol}$

$P = 1 \text{ atm}$

$V = 22,4 \text{ l}$

$T = 273 \text{ K}$

$R = 0.082 \text{ atm L/ mol K}$

$R = 8.31 \text{ J/ mol K} = 1.987 \text{ cal /mol K}$

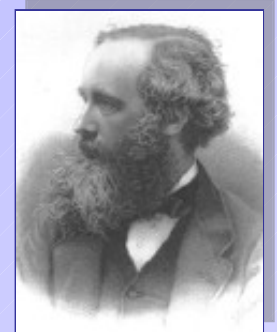
$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$$

Teoría cinética de los gases



Boltzmann

Entre 1850 y 1880 Maxwell, Clausius y Boltzmann desarrollaron esta teoría, basada en la idea de que todos los gases se comportan de forma similar en cuanto al movimiento de partículas se refiere.



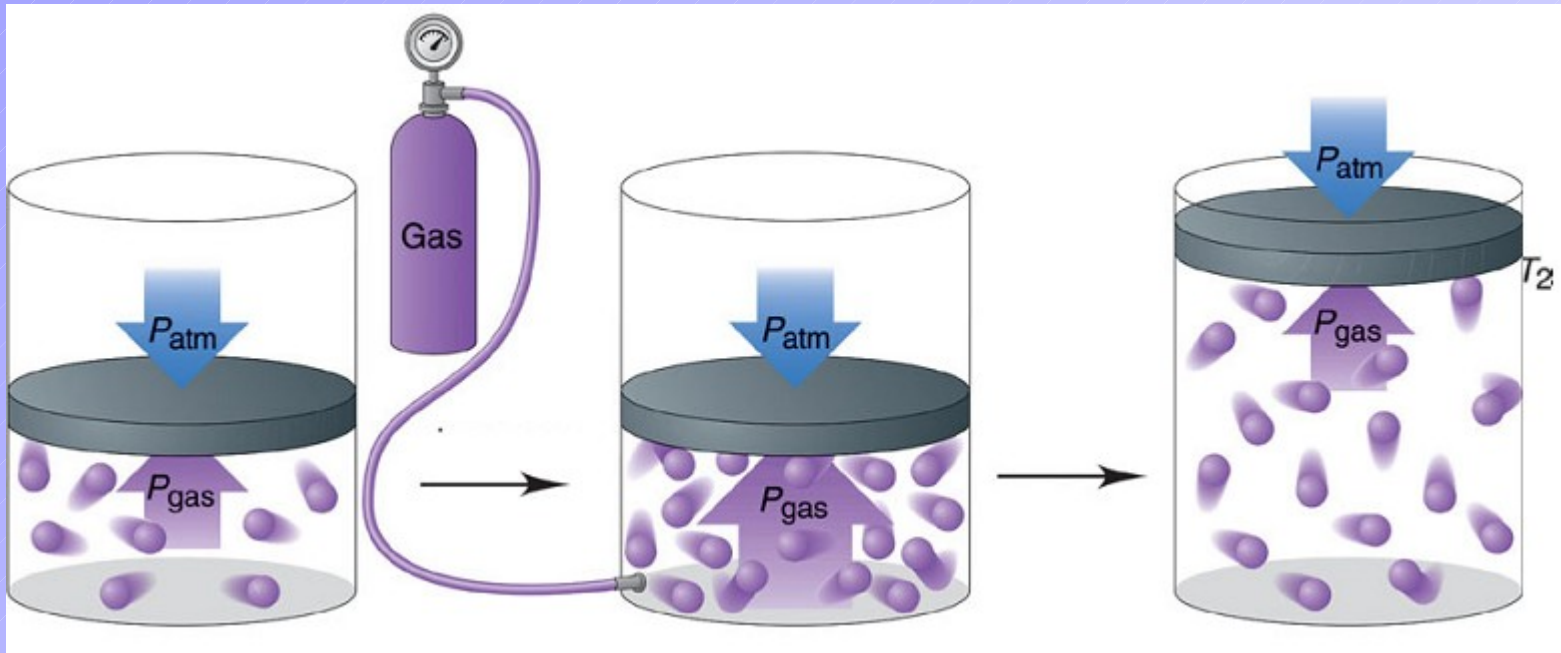
Clausius

Teoría cinética de los gases. Modelo molecular:

- Los gases están constituidos por partículas (átomos o moléculas) separadas por espacios vacíos. Las partículas de un gas están en constante movimiento en línea recta, al azar en todas las direcciones.
- El volumen total de las partículas de un gas es muy pequeño (y puede despreciarse) en relación con el volumen del recipiente que contiene el gas.
- Las partículas de un gas chocan entre sí y con las paredes del recipiente que lo contiene. Esos choques se suponen elásticos, es decir, las partículas no ganan ni pierden energía cinética en ellos. La presión del gas se produce por las colisiones de las partículas con las paredes del recipiente.
- La energía cinética de las partículas aumenta con la temperatura del gas.
- Las fuerzas atractivas y repulsivas entre las partículas se pueden considerar despreciables.

Modelo Molecular para la Ley de Avogadro

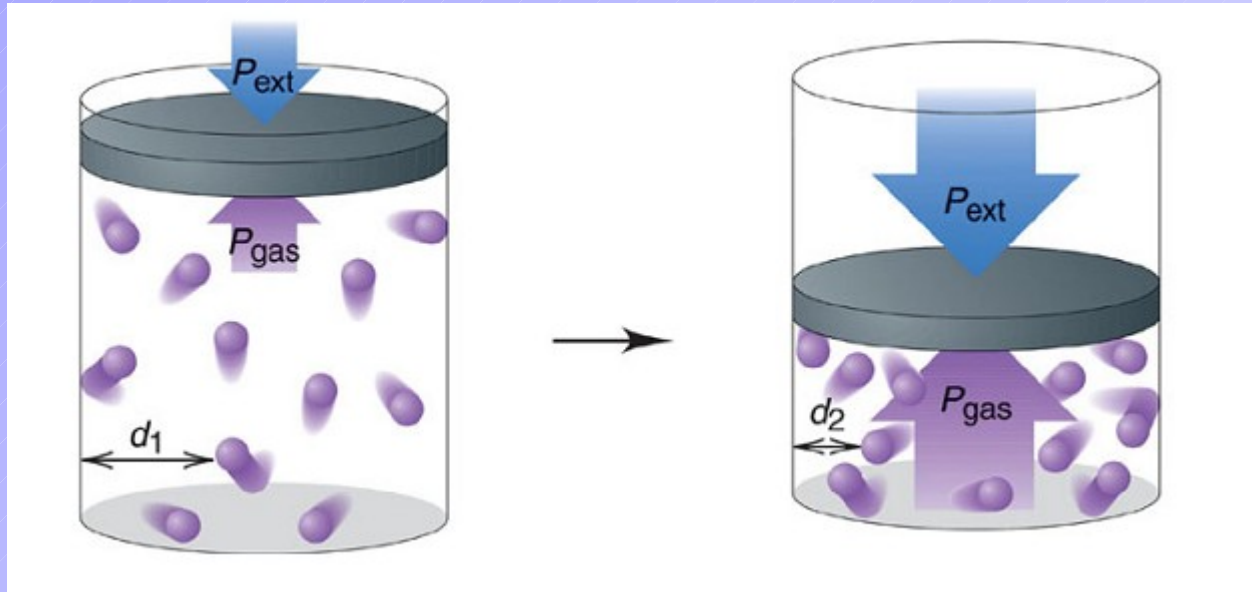
$$V = K n \text{ (a } T \text{ y } P \text{ ctes)}$$



La adición de más partículas provoca un aumento de los choques contra las paredes, lo que conduce a un aumento de presión, que desplaza el émbolo hasta que se iguala con la presión externa. El proceso global supone un aumento del volumen del gas.

Modelo Molecular para la Ley de Boyle y Mariotte

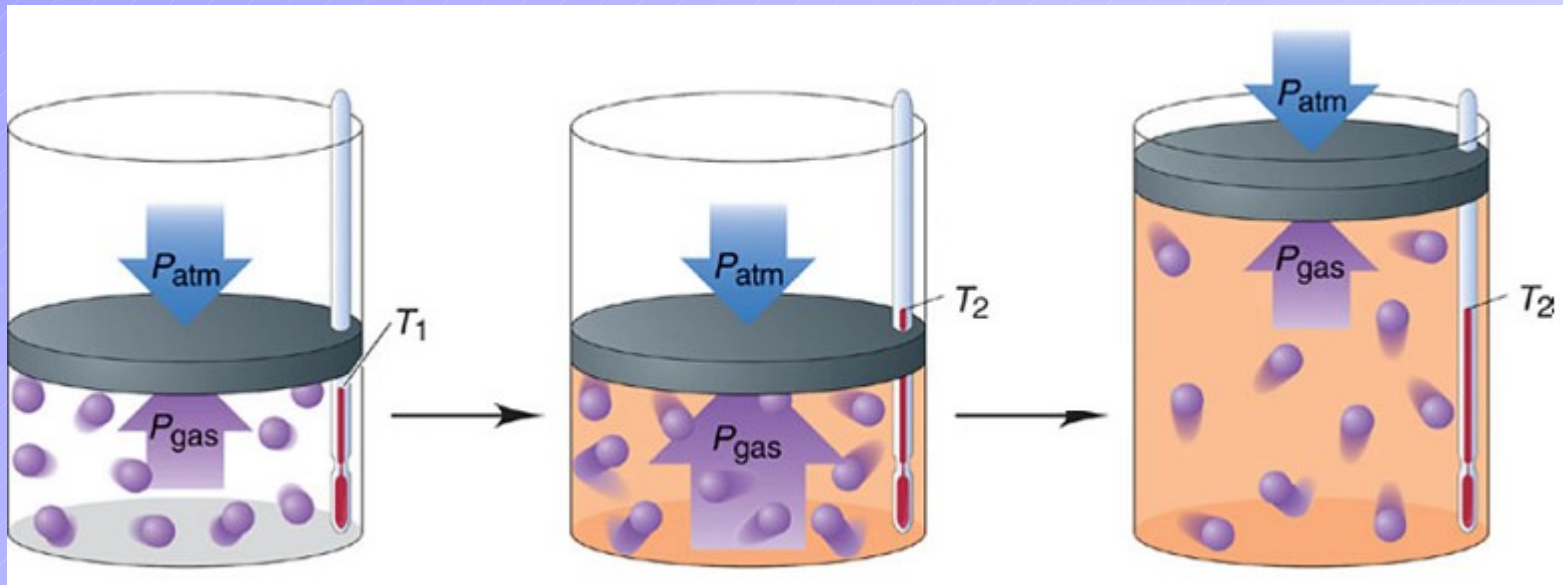
$$V = K 1/P \quad (\text{a } n \text{ y } T \text{ ctes})$$



El aumento de presión exterior origina una disminución del volumen, que supone el aumento de choques de las partículas con las paredes del recipiente, aumentando así la presión del gas.

Modelo Molecular para la Ley de Charles y Gay-Lussac

$$V = K T \text{ (a } n \text{ y } P \text{ ctes)}$$



Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad media de las partículas, y con ello el número de choques con las paredes. Eso provoca un aumento de la presión interior que desplaza el émbolo hasta que se iguala con la presión exterior, lo que supone un aumento del volumen del gas.

Volumen molar de un gas

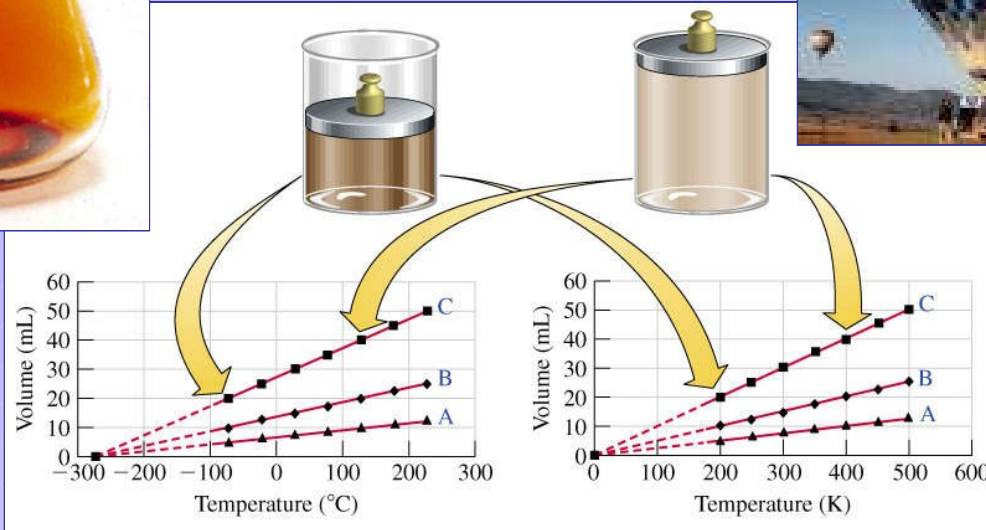


francés

El volumen de un mol de cualquier sustancia gaseosa es 22,4 l en condiciones normales



$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$$



Materiales premiados CNICE

“Leyes Gases”

The screenshot shows the main interface of the 'Leyes de los Gases' educational software. On the left is a vertical navigation menu with the title 'LEYES DE LOS GASES' and a flask icon. The menu items are: 'Introducción', 'Conceptos', 'Leyes', 'TCM', 'Ejercicios', 'Laboratorio', and 'Biografías'. Below the menu, it displays the author's name '© Jesús Peñas Cano' and the website 'www.educaplus.org'. The main content area is titled 'LEYES DE LOS GASES' and features two illustrations: a cluster of colorful balloons (blue, pink, red, orange, green, yellow) and a blue cylindrical container with several red spheres inside, representing gas particles. The word 'INTRO' is visible in the bottom right corner of the interface.

<http://w3.cnice.mec.es/eos/MaterialesEducativos/mem2003/gases>