



**Universidad Autónoma del Estado
de México
Facultad de Ingeniería**



QUÍMICA/QUÍMICA GENERAL



**LEYES DE LOS
GASES**

Rosa María Fuentes Rivas

CONTENIDO

1.- OBJETIVO

2.- INTRODUCCIÓN

3.- LEY DE BOYLE

3.1. Ejemplo de la ley d Boyle

4.- LEY DE CHARLES

4.1. Ejemplo de la Ley de Charles

5.- LEY COMBINADA DE LOS GASES

5.1. Ejemplo de la Ley combinada de los gases

6.- LEY DE AVOGADRO

7.- LEY DE LOS GASES IDEALES

7.1. Ejemplo de la Ley de los Gases Ideales

8.- RESUMEN

9.- EJERCICIOS ADICIONALES

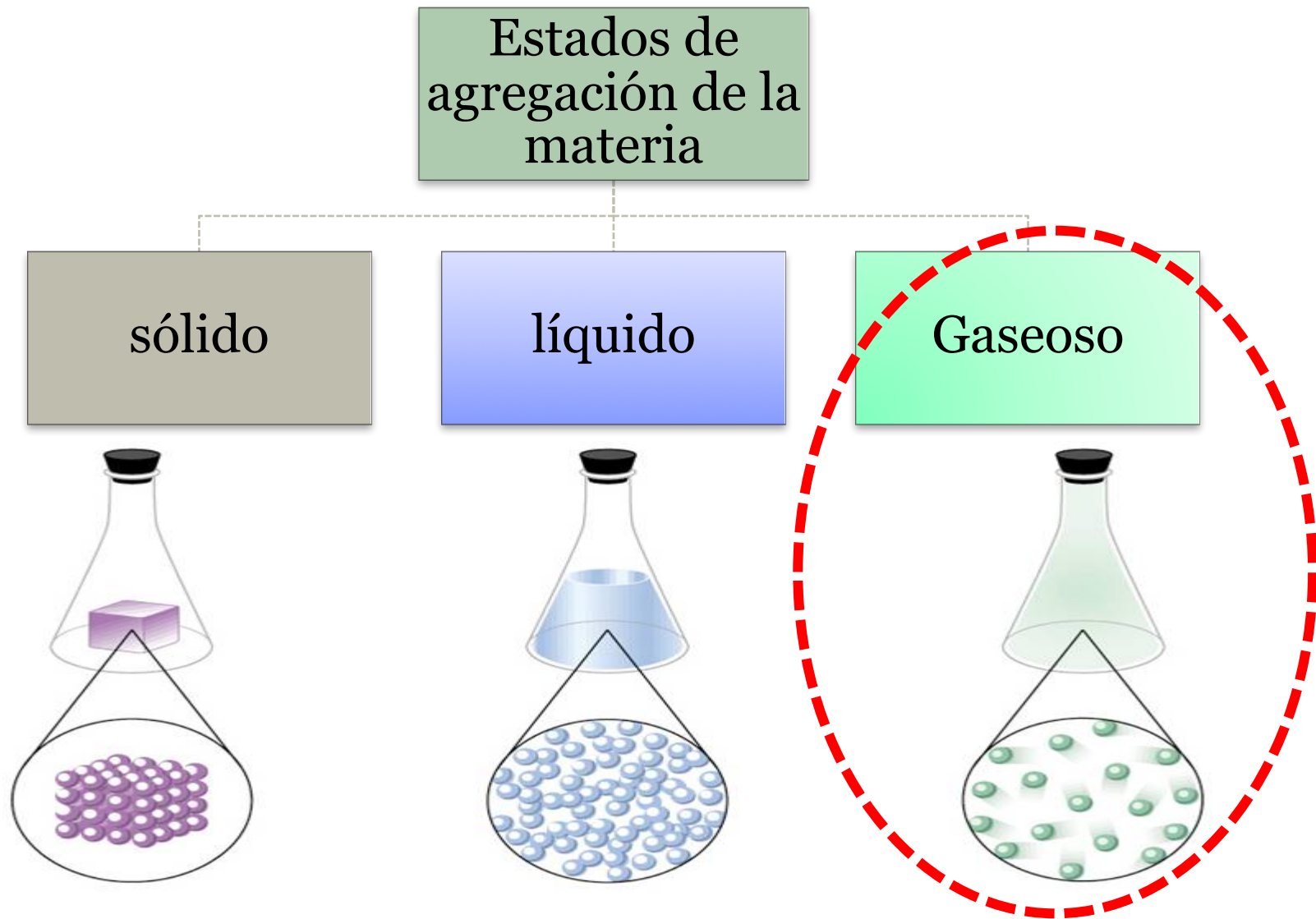
10.- REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1.- OBJETIVO

Adquirir conocimientos básicos de las leyes de los gases que permitan al alumno analizar y aplicar cada una de ellas para comprender el comportamiento del estado gaseoso.

Desarrollar habilidades para el análisis y resolución de problemas que involucren las leyes de los gases, valorando la aplicación de dichas leyes en la vida cotidiana.

2.- INTRODUCCIÓN

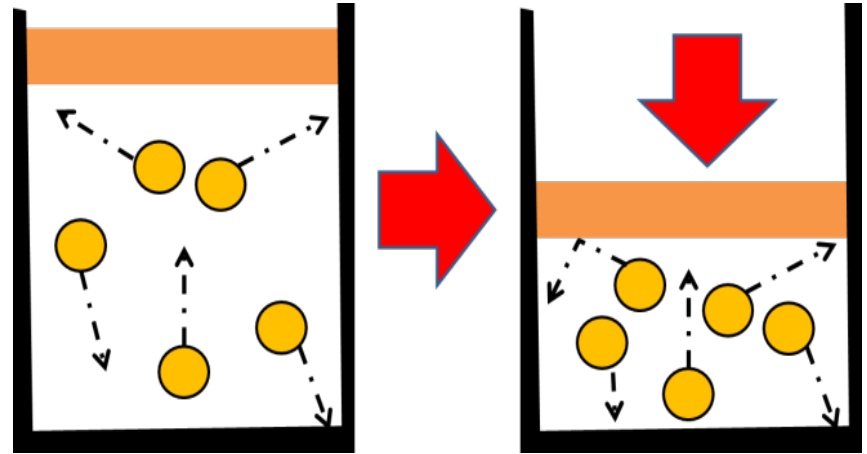


2.- INTRODUCCIÓN

CONCEPTOS BÁSICOS

Presión: Mide la proyección de la fuerza en dirección perpendicular por unidad de superficie. Los gases ejercen una presión sobre cualquier superficie. La presión la medimos en atm, torr, mmHg.

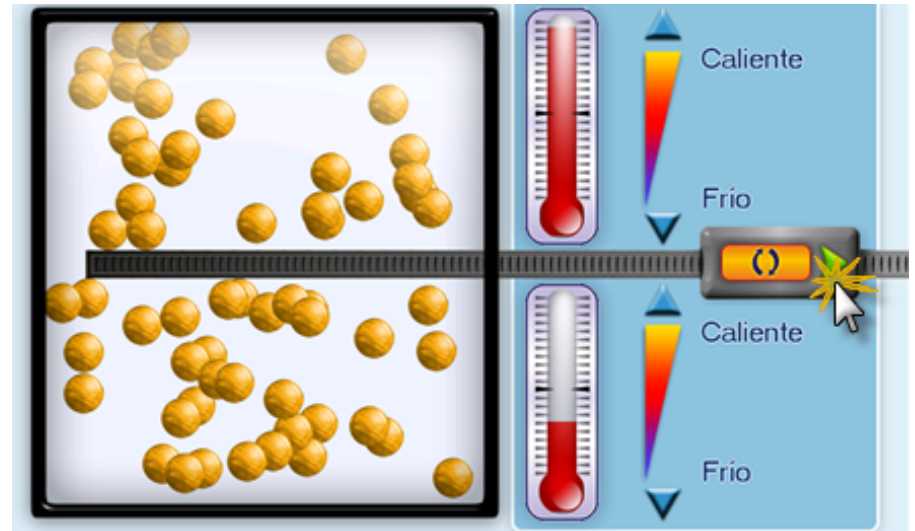
Volumen: Es una magnitud derivada de la longitud, ya que se halla multiplicando la longitud, el ancho y la altura. El volumen lo medimos en L, ml.



2.- INTRODUCCIÓN

CONCEPTOS BÁSICOS

Temperatura: La temperatura es aquella propiedad física o magnitud que nos permite conocer cuanto frío o calor presenta el cuerpo. La temperatura la medimos en °C, °F, K.

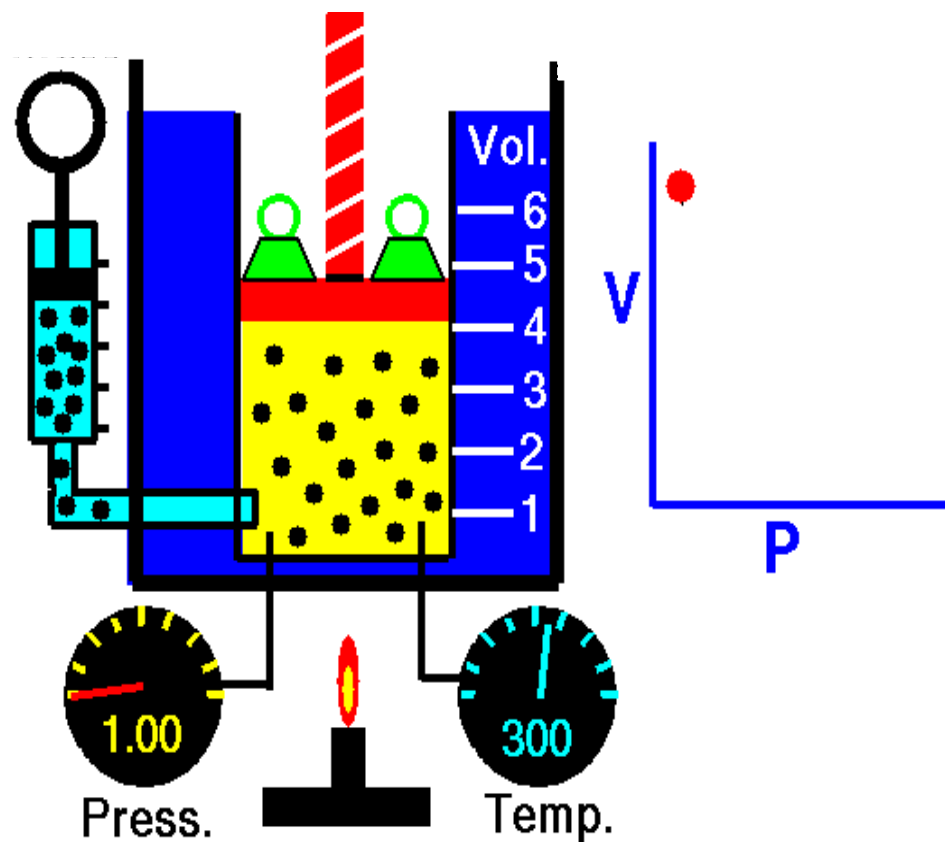


3.- LEY DE BOYLE



Robert Boyle, (1627-1691)
Filósofo, químico, físico e
inventor Irlandes.

A temperatura constante el volumen (V) ocupado por un una masa definida de un gas es inversamente proporcional a la presión aplicada.

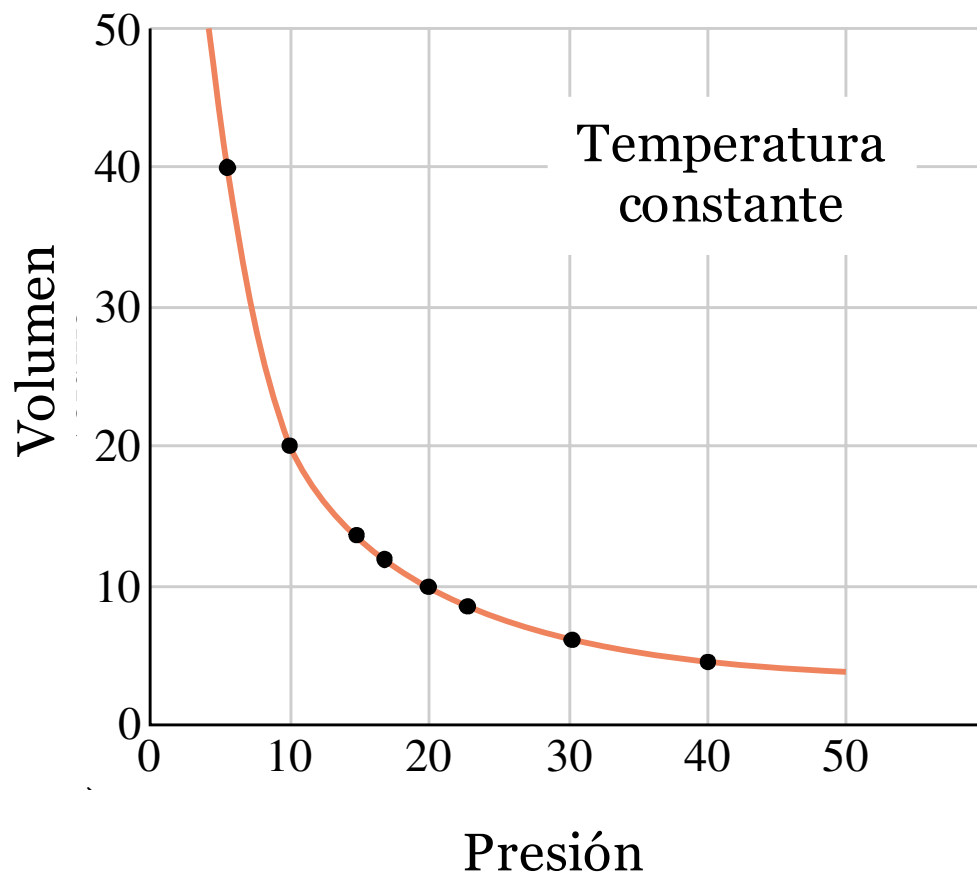


$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$V = K \frac{1}{P}$$

3.- LEY DE BOYLE

$$P \times V = k \quad (n, T, \text{ constante})$$



$$P_1 V_1 = k$$

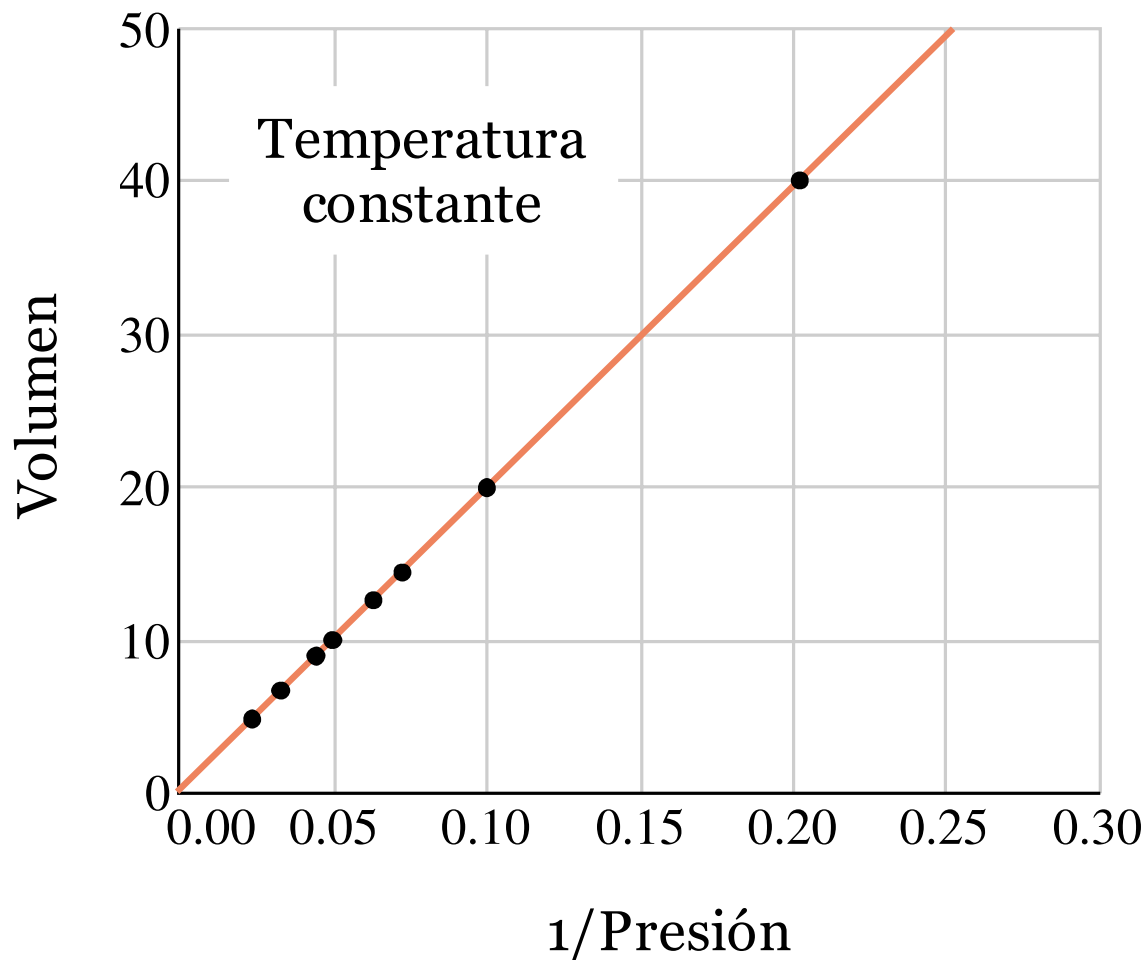
(n, T constantes)

$$P_2 V_2 = k$$

(n, T constantes)

3.- LEY DE BOYLE

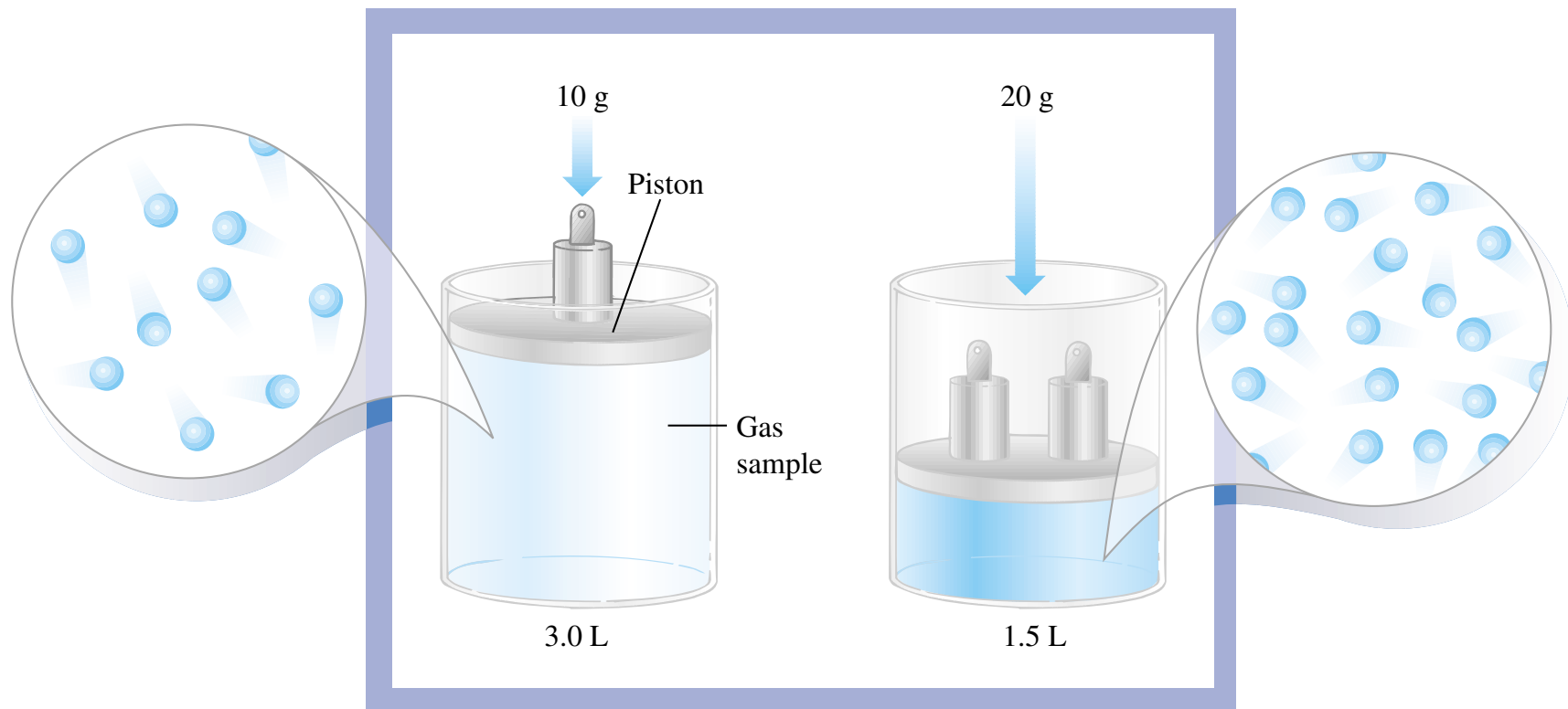
$$V = K \frac{1}{P}$$



$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (n, T \text{ constantes})$$

3.- LEY DE BOYLE

$$V = K \frac{1}{P}$$



$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (n, T \text{ constantes})$$

3.1. EJEMPLO DE LA LEY DE BOYLE

1.- Una muestra de oxígeno ocupa 10 L bajo una presión de 790 torr, ¿a qué presión debería ocupar éste un volumen de 13.4 L, si la temperatura no cambia?

$$V_1 = 10 \text{ L}$$

$$P_1 = 790 \text{ torr}$$

$$V_2 = 13.4 \text{ L}$$

$$V = K \frac{1}{P}$$

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

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{(790 \text{ torr})(10 \text{ L})}{13.4 \text{ L}} = 590 \text{ Torr}$$

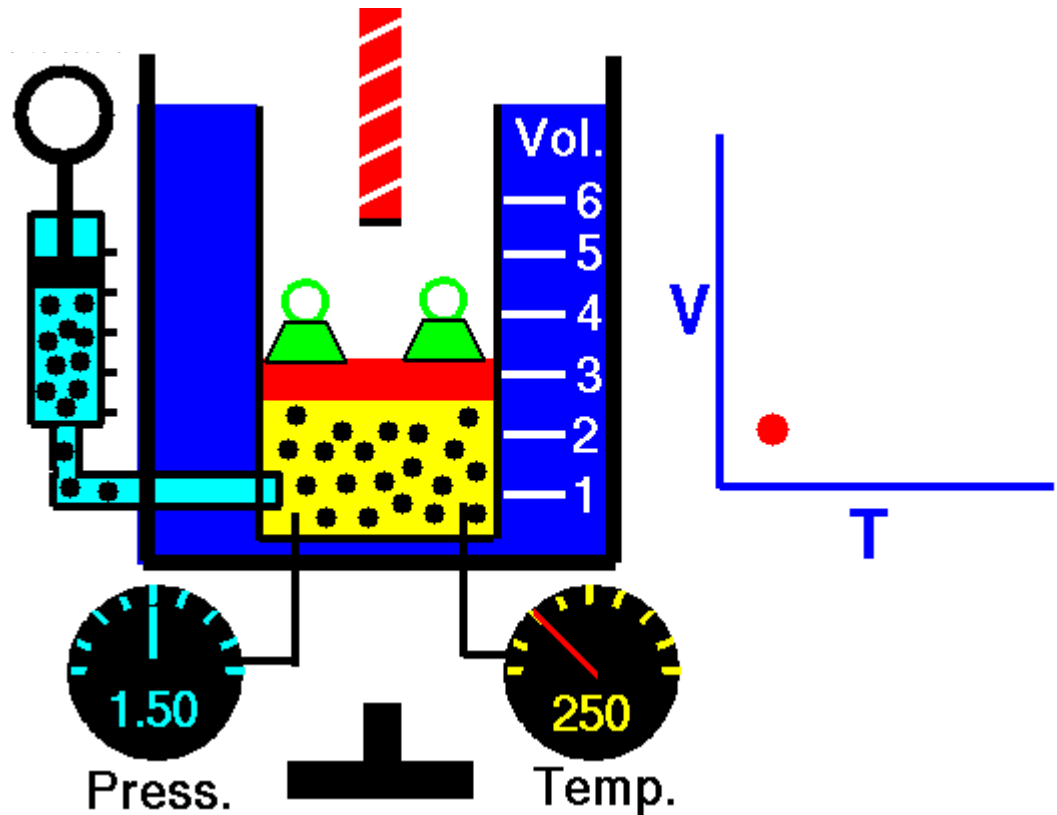
4.- LEY DE CHARLES



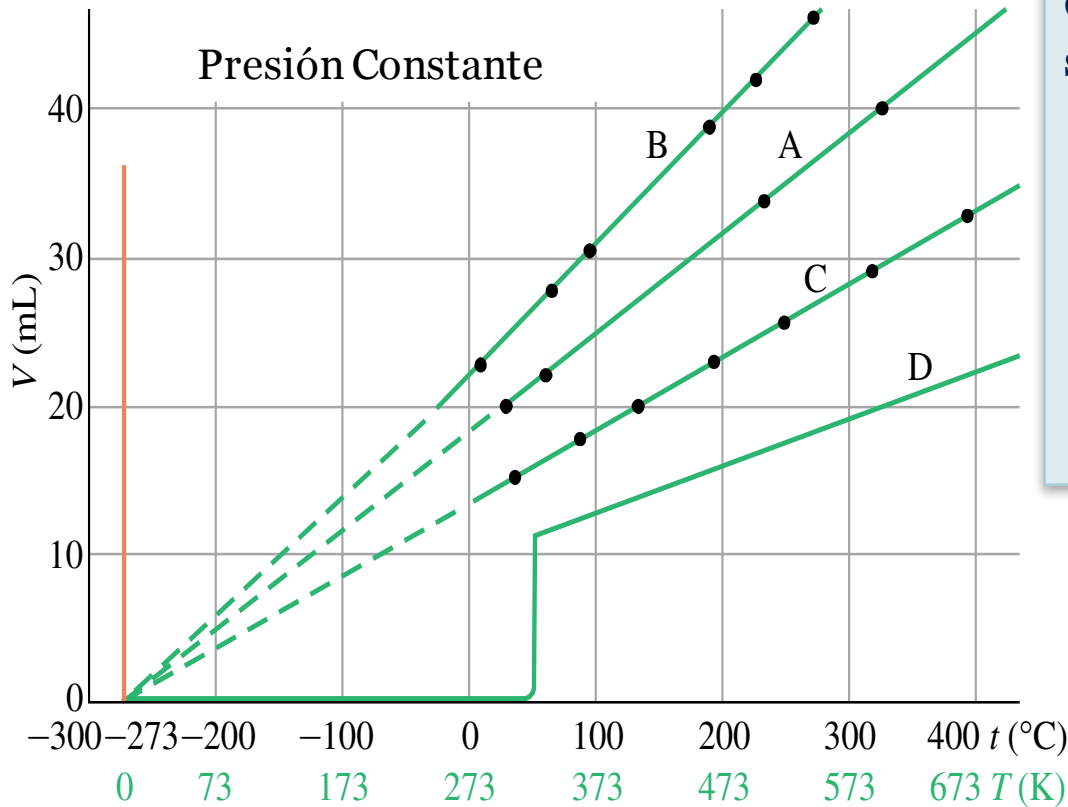
1746 - 1823

Observó que cuando se aumentaba la temperatura, el volumen del gas también aumentaba y que al enfriar el volumen disminuía.

Jack Charles estudió por primera vez la relación entre el volumen y la temperatura de una muestra de gas a presión constante.



4.-LEY DE CHARLES



A presión constante, el volumen ocupado por una masa de gas definida es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$V \propto T \quad \text{ó} \quad V = kT$$

$$(n, P \text{ constantes})$$

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

(para una masa definida de gas a presión constante)

4.1 EJEMPLO DE LA LEY DE CHARLES

2.- Una muestra de nitrógeno ocupa 117 ml a 100 °C . ¿A qué temperatura debería el gas ocupar 234 ml si la presión no cambia?

$$V_1 = 117\text{mL}$$

$$T_1 = 100\text{ °C} + 273 = 373\text{ K}$$

$$V_2 = 234\text{ mL}$$

$$T_2 = ?$$

$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1} = \frac{(234\text{ mL})(373\text{ K})}{(117\text{ mL})} = 746\text{ K} - 273\text{ K} = 473\text{ °C}$$

5.- LEY COMBINADA DE LOS GASES

LEY DE BOYLE

LEY DE CHARLES

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (n, T \text{ constantes})$$

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



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

(*cantidad de gas constante*)

5.1. EJEMPLO DE LA LEY COMBINADA

3.- Una muestra de neón ocupa 105 L a 27 °C bajo una presión de 985 torr. ¿Cuál es el volumen que debería ocupar el gas a temperatura y presión estándar (STP).

$$V_1 = 105 \text{ L} \quad P_1 = 985 \text{ torr} \quad T_1 = 27^\circ\text{C}$$

$$+273 = 300 \text{ K}$$

$$V_2 = ? \quad P_2 = 760 \text{ torr} \quad T_2 = 273 \text{ K}$$

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

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{(985 \text{ torr})(105 \text{ L})(273 \text{ K})}{(760 \text{ torr})(300 \text{ K})} = 124 \text{ L}$$

5.1. EJEMPLO DE LA LEY COMBINADA

4.- Los neumáticos de un coche deben estar a una presión de 1,8 atm, a 20 °C. Con el movimiento se calientan hasta 50 °C, pasando su volumen de 50 a 50,5 litros. ¿Cuál será la presión del neumático tras la marcha?

$$V_1 = 50 \text{ L} \quad P_1 = 1.8 \text{ atm} \quad T_1 = 20^\circ\text{C} + 273 \\ = 293 \text{ K}$$

$$V_2 = 50.5 \text{ L} \quad P_2 = ? \quad T_2 = 50 + 273 \text{ K} = 323\text{K}$$

$$P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{V_2 T_1} = \frac{(1.8 \text{ atm})(50\text{L})(323\text{K})}{(50.5\text{L})(293 \text{ K})} = 1.964 \text{ atm}$$

6.- LEY DE AVOGADRO



1776- 1856

Cerca de año de 1811, Amadeo Avogadro postuló que a la misma temperatura y presión, igual volumen de todos los gases contienen el mismo número de moléculas.

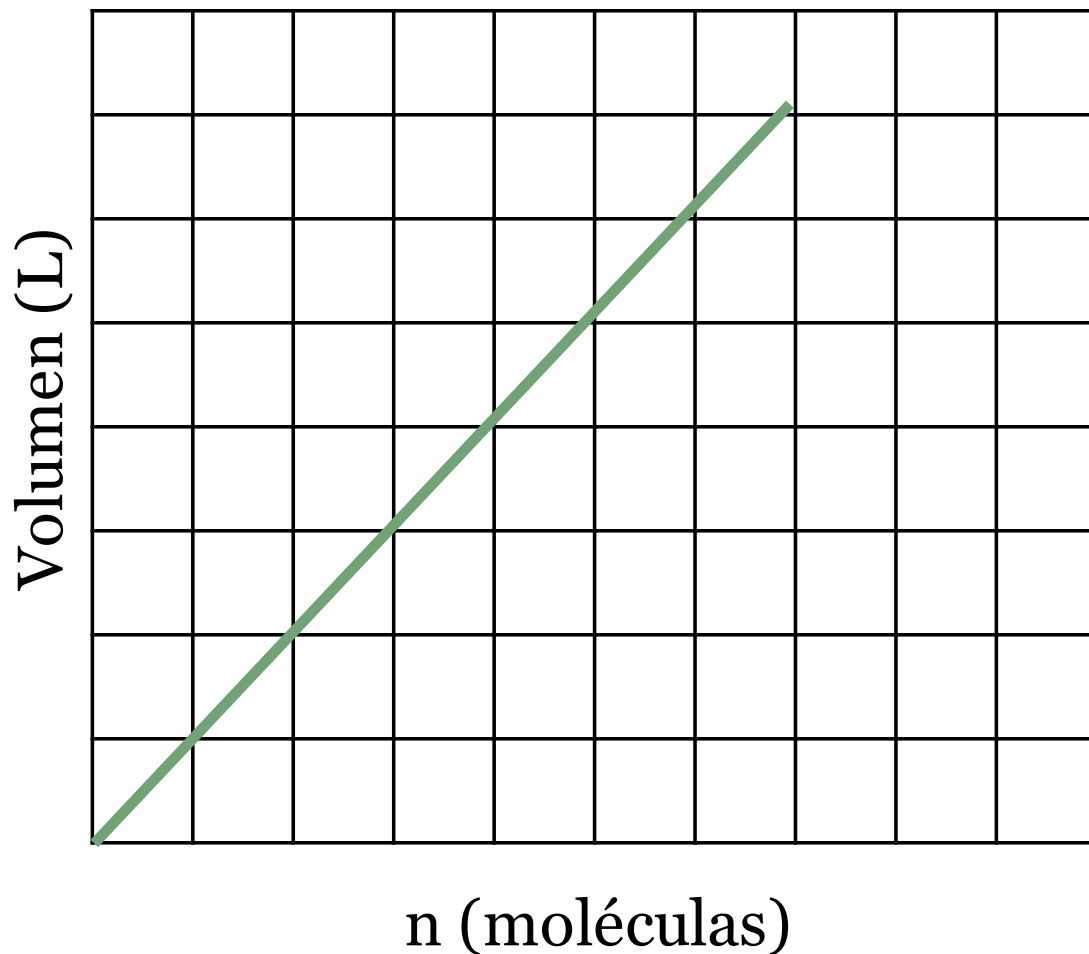
A temperatura y presión constantes, el volumen V ocupado por una muestra de gas, es directamente proporcional al número de moles, n , del gas.

$$V \propto n \quad \text{ó} \quad V = kn \quad \text{ó} \quad \frac{V}{n} = k \quad (P, T \text{ constantes})$$

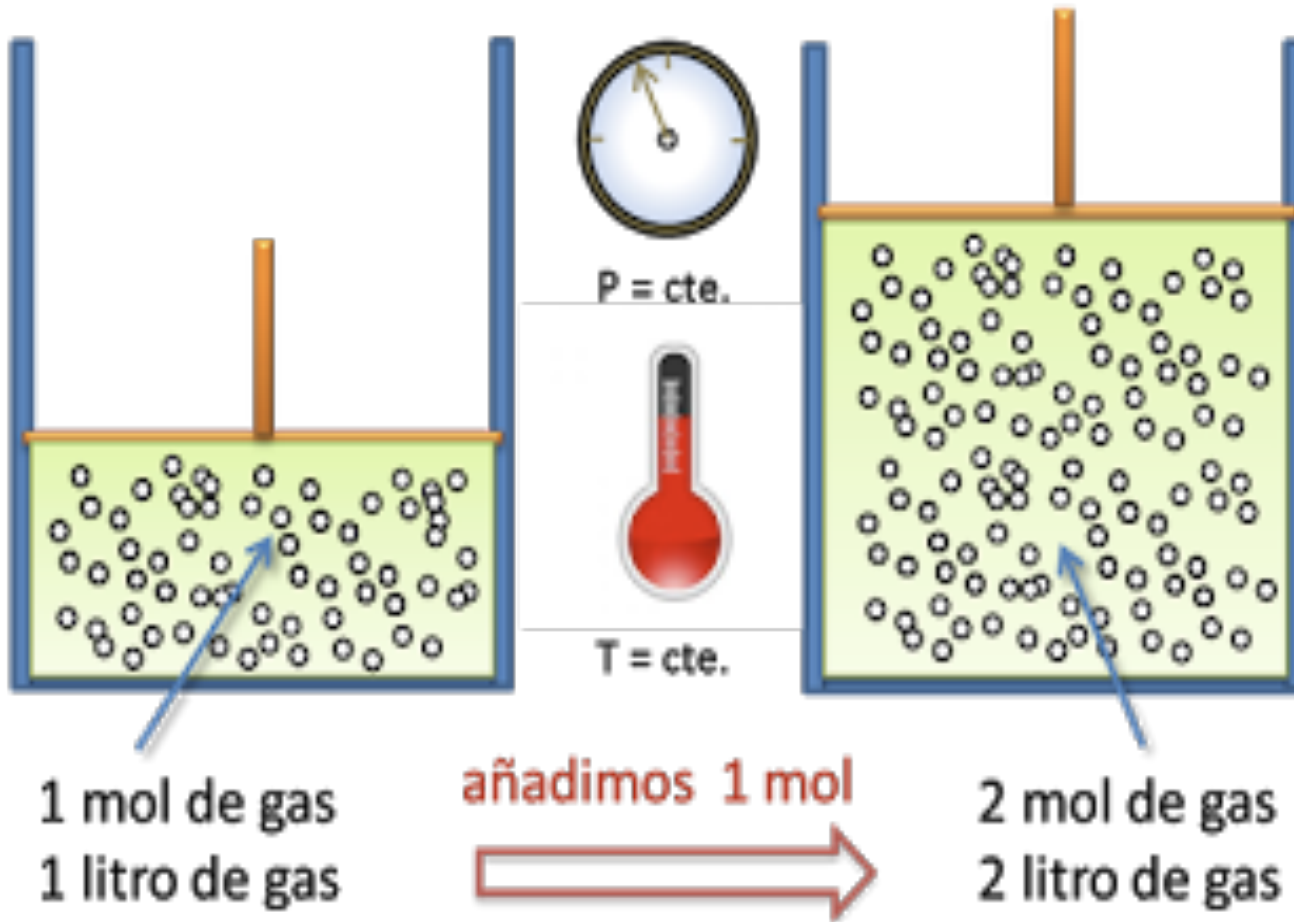
$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad (T, P \text{ constantes})$$

6.- LEY DE AVOGADRO

$$V \propto n \quad \text{ó} \quad V = kn \quad \text{ó} \\ \frac{V}{n} = k \quad (P, T \text{ constantes})$$



6.- LEY DE AVOGADRO



$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad (T, P \text{ constantes})$$

7.- LEY DE LOS GASES IDEALES

Ley de Boyle

$$V \propto \frac{1}{P} \quad (\text{a } T \text{ y } n \text{ constantes})$$

Ley de Charles

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

Ley de Avogadro

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

Suma

$$V \propto \frac{nT}{P} \quad \rightarrow \quad V = R \frac{nT}{P}$$

7.- LEY DE LOS GASES IDEALES

$$V = R \left(\frac{nT}{P} \right) \quad \text{o bien} \quad PV = nRT$$

Esta relación es llamada ecuación de gas ideal y el valor numérico de R, la constante universal de los gases, donde una mol de un gas ideal ocupa 22.414 litros a 1.0 atmosfera de presión y 273.15 K (STP). Por lo tanto:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1.0 \text{ atm})(22.414 \text{ L})}{(1.0 \text{ mol})(273.15 \text{ K})} = 0.082057 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

7.1. EJEMPLO DE LA LEY DE LOS GASES IDEALES

6. ¿Cuál es el volumen de un globo que se llenó con 4.0 moles de helio cuando la presión atmosférica es 748 torr y la temperatura es 30 °C.?

$$P = 748 \text{ torr} \times \frac{1.0 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0.984 \text{ atm}$$

$$T = 30 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 303 \text{ K}$$

$$n = 4.0 \text{ moles}$$

$$V = ?$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(4.0 \text{ mol}) \left(0.082 \text{ l.} \frac{\text{atm}}{\text{mol}} \cdot \text{K}\right) (303 \text{ K})}{0.984 \text{ atm}} = 101 \text{ L}$$

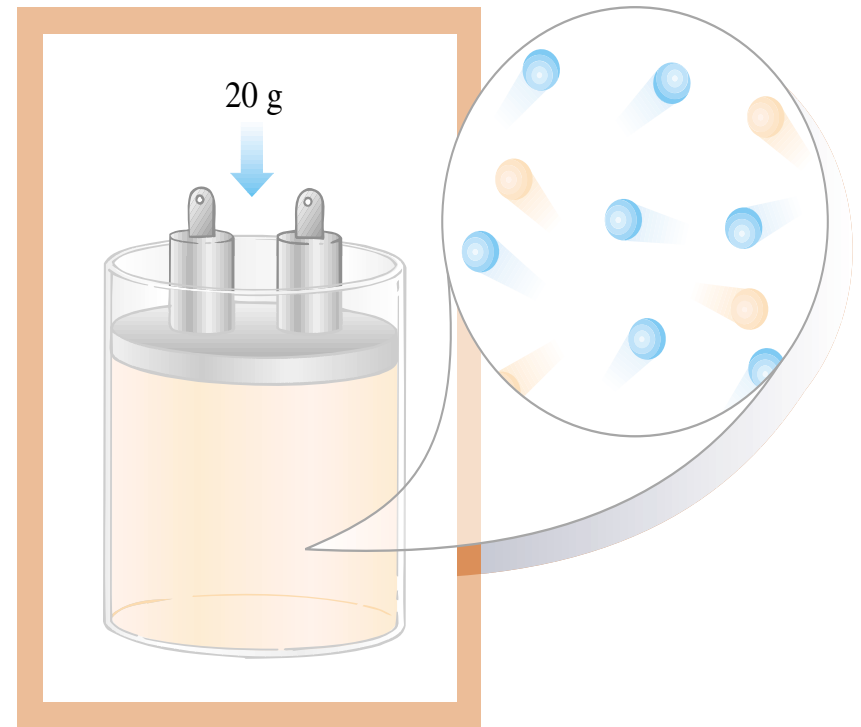
8.-LEY DE DALTON

La presión total ejercida por una mezcla de gas ideal, es la suma de las presiones parciales de esos gases.

$$n_{\text{total}} = n_A + n_B + n_C + \dots$$

$$P_{\text{total}} = \frac{n_{\text{total}}RT}{V} = \frac{(n_A + n_B + n_C + \dots) RT}{V}$$

$$P_{\text{total}} = \frac{n_A RT}{V} + \frac{n_B RT}{V} + \frac{n_C RT}{V} + \dots$$



$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$

7.1. EJEMPLO DE LA LEY DE DALTON

7. Un contenedor de 10L contiene 0.200 mol de metano, 0.300 mol de nitrógeno a 25°C. A)¿Cuál es la presión, en atmosferas, dentro del contenedor?, b) ¿Cuál es la presión parcial de cada componente de la mezcla de gases?

a)

$$n = 0.200 \text{ mol CH}_4 + 0.300 \text{ mol H}_2 + 0.400 \text{ mol N}_2 = 0.900 \text{ mol}$$

$$V = 10.0 \text{ L} \quad T = 25^\circ\text{C} + 273^\circ = 298 \text{ K}$$

De la ecuación de gas ideal, despejamos P y sustituimos los datos

$$P = \frac{(0.900 \text{ mol}) \left(0.0821 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) (298 \text{ K})}{10.0 \text{ L}} = 2.20 \text{ atm}$$

7.1. EJEMPLO DE LA LEY DE DALTON

7. **CONTINUACIÓN.** Un contenedor de 10L contiene 0.200 mol de metano, 0.300 mol de hidrógeno y 0.400 mol de nitrógeno a 25°C. a) ¿Cuál es la presión, en atmosferas, dentro del contenedor?, b) ¿Cuál es la presión parcial de cada componente de la mezcla de gases?

b) Para calcular la presión parcial de cada componente, a partir de la ecuación despejada para P, sustituimos cantidad en mol del metano, hidrógeno y nitrógeno.

$$P_{\text{CH}_4} = \frac{(n_{\text{CH}_4})RT}{V} = \frac{(0.200 \text{ mol})\left(0.0821 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}}\right)(298 \text{ K})}{10.0 \text{ L}} = 0.489 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = 0.734 \text{ atm} \quad P_{\text{N}_2} = 0.979 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{CH}_4} + P_{\text{H}_2} + P_{\text{N}_2} = (0.489 + 0.734 + 0.979) \text{ atm} = 2.20 \text{ atm}$$

TAMBIÉN PODEMOS DESCRIBIR LA COMPOSICIÓN DE UNA MEZCLA EN TÉRMINOS DE LA FRACCIÓN MOLAR DE CADA COMPONENTE.

Recuerda que:

$$X_A = \frac{\text{no. mol A}}{\text{no. mol A} + \text{no. mol B} + \dots},$$

$$X_B = \frac{\text{no. mol B}}{\text{no. mol A} + \text{no. mol B} + \dots},$$

$$n_A = P_A V/RT, \quad n_B = P_B V/RT,$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots} = \frac{P_A V/RT}{P_{\text{total}} V/RT}$$

$$X_A = \frac{P_A}{P_{\text{total}}};$$

$$X_B = \frac{P_B}{P_{\text{total}}};$$

$$P_A = X_A \times P_{\text{total}}$$

$$P_B = X_B \times P_{\text{total}}$$

7.1. EJEMPLO "FRACCIONES PARCIALES"

8. Dos tanques estan conectados por una válvula cerrada. Cada tanque esta lleno con gas O_2 (5L, 24 atm), y N_2 (3L, 32 atm). Ambos a la misma temperatura. Cuando se abre la válvula los gases se mezclan. a) Despues de la mezcla, ¿Cuál es la presión parcial de cada gas y cual es la presión total?, b) ¿Cuál es la fracción molar de cada gas en la mezcla?

a) Para el O_2

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad \text{or} \quad P_{2,O_2} = \frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{24.0 \text{ atm} \times 5.00 \text{ L}}{8.00 \text{ L}} = 15.0 \text{ atm}$$

Para el N_2

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad \text{or} \quad P_{2,N_2} = \frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{32.0 \text{ atm} \times 3.00 \text{ L}}{8.00 \text{ L}} = 12.0 \text{ atm}$$

7.1. EJEMPLO "FRACCIONES PARCIALES"

8. CONTINUACIÓN. Dos tanques estan conectados por una válvula cerrada. Cada tanque esta lleno con gas O₂ (5L, 24 atm), y N₂ (3L, 32 atm). Ambos a la misma temperatura. Cuando se abre la válvula los gases se mezclan. a) Despues de la mezcla, ¿Cuál es la presión parcial de cada gas y cual es la presión total?, b) ¿Cuál es la fracción molar de cada gas en la mezcla?

b)

$$P_{\text{total}} = P_{2,\text{O}_2} + P_{2,\text{N}_2} = 15.0 \text{ atm} + 12.0 \text{ atm} = 27.0 \text{ atm}$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{P_{2,\text{O}_2}}{P_{\text{total}}} = \frac{15.0 \text{ atm}}{27.0 \text{ atm}} = 0.556$$

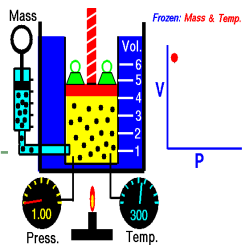
$$X_{\text{N}_2} = \frac{P_{2,\text{N}_2}}{P_{\text{total}}} = \frac{12.0 \text{ atm}}{27.0 \text{ atm}} = 0.444$$

8.- RESUMEN

Leyes de los gases

Ley de Boyle

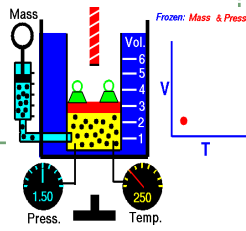
A temperatura constante el volumen (V) ocupado por una masa definida de un gas es inversamente proporcional a la presión aplicada.
 $V = R (1/P)$
 (T y n ctes)



Ley de Charles

A presión constante, el volumen ocupado por una masa de gas definida es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$V = RT \quad (P \text{ y } n \text{ ctes})$$

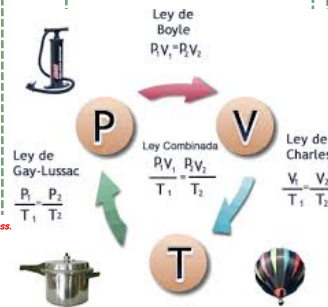


Ley combinada de los gases

Combinación de las leyes de Boyle y Charles

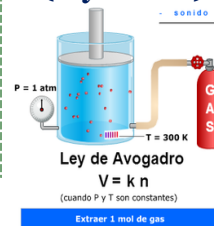
$$\frac{P_1 V_1 / T_1}{P_2 V_2 / T_2} = 1$$

 (n constante)



Ley de Avogadro

A temperatura y presión constantes, el volumen V ocupado por una muestra de gas, es directamente proporcional al número de moles, n, del gas.
 $V = Rn$
 (T y P ctes)



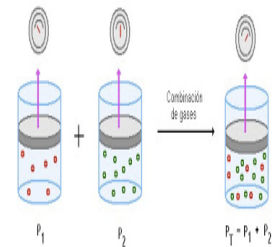
Ley de los gases ideales

Es la suma de todas las leyes (Boyle, Charles, y Avogadro)
 $PV = RnT$



Ley de Dalton

La presión total ejercida por una mezcla de gas ideal, es la suma de las presiones parciales de esos gases.
 $P_{tot} = P_a + P_b + P_c + \dots$



9.- EJERCICIOS ADICIONALES

1.- Un globo que contiene 1.50 L de aire a 1.0 atm es colocado bajo el agua a una profundidad a la cual la presión es 3.0 atm. Calcula el nuevo volumen del globo. Asume que la temperatura es constante.

2.- Un gas ocupa un volumen de 31 La 17 °C. Si la temperatura del gas alcanza los 34 °C a presión constante. a) Podría esperarse que el volumen se duplique al doble 62 L?, b) Calcule el nuevo volumen a 34 °C, c) a 400 K y d) a 0.00 °C.

3.- Una muestra de gas ocupa 400 ml a STP. ¿Bajo qué presión debería la muestra ocupar 200 ml si la temperatura se incrementara a 819 °C?.

4.- Un buque tanque que contenía 580 ton de cloro líquido tuvo un accidente. a)¿Qué volumen ocuparía esta cantidad de cloro si todo se convirtiera en gas a750 torr y 18°C, b) Asuma que todo el cloro queda confinado en un volumen de 0.500 milla de ancho y una profundidad promedio de 60 pies. ¿Cuál sería la longitud en pies de esta nube de cloro?

9.- EJERCICIOS ADICIONALES

5.- Una mezcla gaseosa contiene 5.23 g de cloroformo (CHCl_3), y 1.66 g de metano (CH_4). ¿Qué presión es ejercida por la mezcla dentro de un contenedor metálico de 50 L a 275°C ?, ¿Cuál es la presión con la que contribuye el CHCl_3 ?

6.- Un contenedor de 4.0L que contiene He a 6.0 atm es conectado a otro contenedor de 3.0L que contiene N_2 a 3.0 atm. Si los gases se mezclan, a) Encuentre la presión parcial de cada gas después de la mezcla, b) Encuentre la presión total de la mezcla, c) ¿Cuál es la fracción molar del He?

NOTA: CONSULTA EL CAPITULO 12 DEL LIBRO DE QUÍMICA GENERAL. KENNETH W. WHITTEN Y RESOLVE LOS EJERCICIOS DE TU INTRÉS.

10.- REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- 1.- Química. Raymond Chang. Ed. Mc Graw Hill. 11^a edición. México (2013).**
- 2.- Química General. Kenneth W. Whitten. Ed. Cengage Learning. 8^a edición. México (2008).**
- 3.- Química. Jerome L. Rosenberg, Lawrence M. Epstein y Peter J. Krieger. Ed. Mc Graw Hill. 9^a edición. México (2009).**
- 4.- Problemas de Química y Como Resolverlos. Paul Frey. Ed. CECSA. México (2000).**