

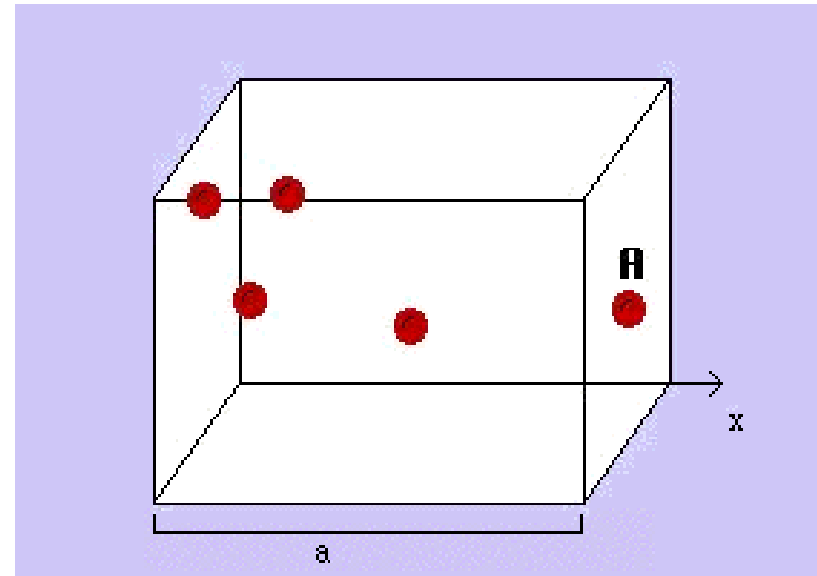
Gases y sus Propiedades



- ✓ Característica general de los gases
- ✓ Presión de gases y el barómetro
- ✓ Leyes de los gases
- ✓ Ecuación de los gases ideales
- ✓ Peso molecular y densidad de los gases
- ✓ Mezcla de gases y presiones parciales

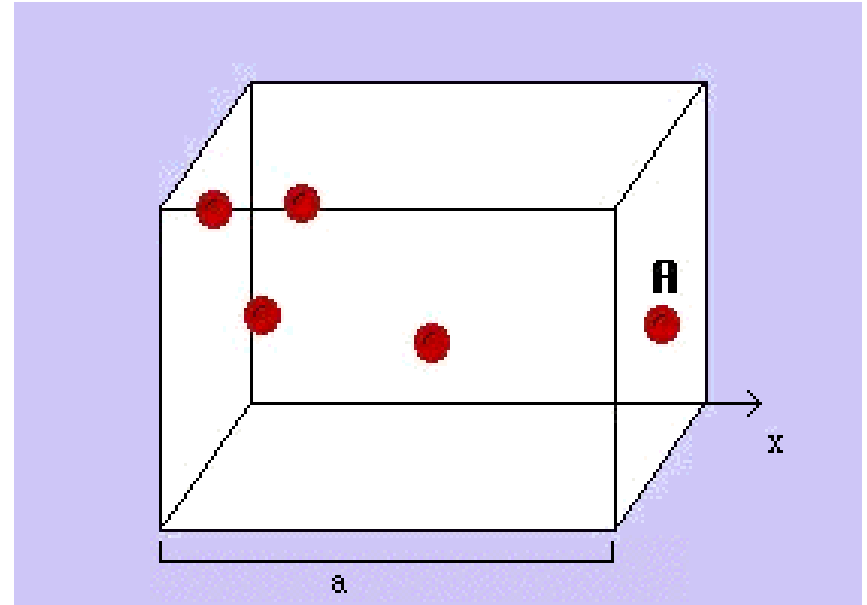
Leyes que rigen el comportamiento de los Gases: TEORIA CINÉTICO-MOLECULAR

- Las moléculas se encuentran separadas y en movimiento continuo.
- Energía cinética promedio constante.
- Los gases ejercen presión como resultado de los choques de las partículas entre sí y con las paredes del recipiente.
- Las moléculas de un gas ocupan todo el volumen del recipiente que lo contiene.



TEORIA CINÉTICO-MOLECULAR

- El volumen (V) que ocupa el gas depende de la presión (P) a la que está sometido, de la temperatura (T) a que se encuentra y del número de moléculas presentes.
- Si se aumenta la temperatura las partículas aumentarán su energía, aumentará el número de choques y como resultado aumentará la presión



Temperatura: manifestación del calor

Grados Celcius ($^{\circ}\text{C}$)

Grados Kelvin ($^{\circ}\text{K}$)

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

Presión: Fuerza por unidad de área

$$P \equiv \frac{F(\text{N})}{A(\text{m}^2)}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$$

Propiedades Generales de los Gases

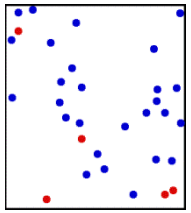
1.- Expansibilidad.

2.- Compresibilidad.

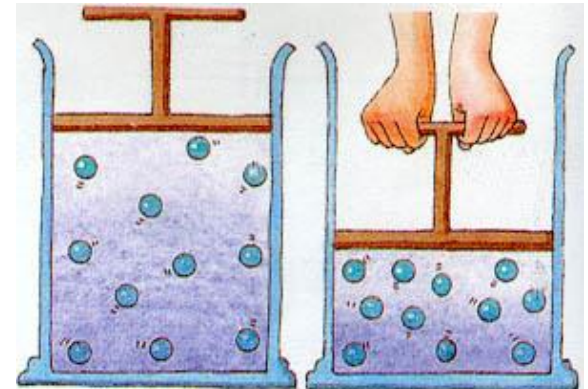
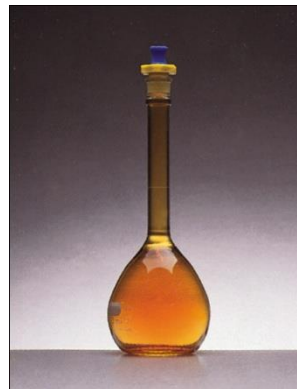
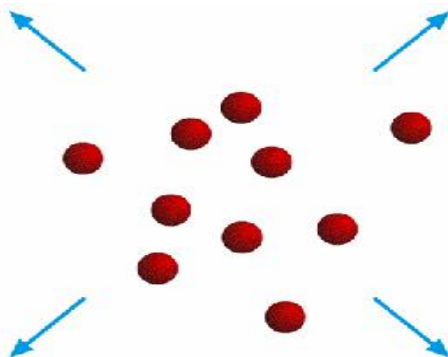
3.- Variación de volumen al pasar
de líquido o sólido a gas.

4.- Licuación de los gases.

Características de los Gases



- Los gases adoptan el volumen y forma del recipiente que los contiene.
- Se consideran los más compresibles de los estados de la materia.
- Cuando se encuentran confinados en el mismo recipiente se mezclan uniforme y completamente.
- Cuentan con densidades mucho menores que los líquidos y sólidos.



Elementos que existen como gases a 25⁰C y 1 atmósfera

[illegible]

Leyes de los Gases

Las cuatro variables que rigen el comportamiento de un gas son:

Volumen (V)

Temperatura (T)

Cantidad de sustancia (n)

Presión (P).

Leyes de los Gases:

-Ley de Boyle

-Ley de Charles

-Ley de Avogadro

y

Ley de los Gases Ideales



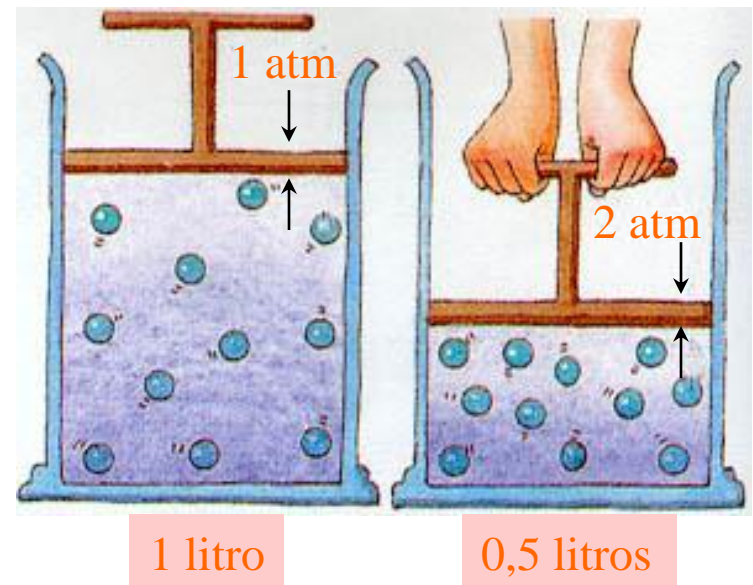
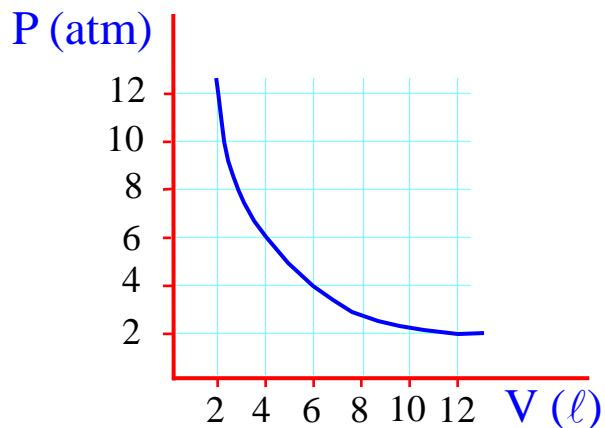
Ley de Boyle

¿Qué sucede con la presión de una bomba para inflar llantas, cuando empujamos hacia abajo?

Ley de Boyle

- Las moléculas de un gas se mueven libremente por todo el volumen del recipiente, chocando con sus paredes. Al reducir el volumen, el número de choques aumenta, y por tanto aumenta su presión
- Para una masa de gas dada a una temperatura fija, el volumen varía inversamente proporcional a la presión

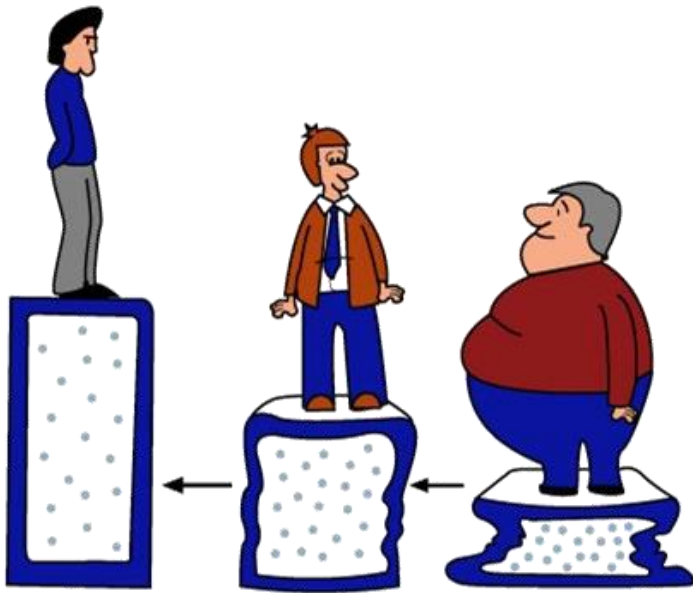
Cuando se dobla la fuerza ejercida sobre el gas, el volumen se reduce a la mitad y se dobla la presión que ejerce el gas. De este modo **el producto $P \cdot V$ permanece constante**



Relación Presión-Volumen: Ley de Boyle



La ley de Boyle establece que a temperatura y cantidad constante de gas, el volumen del gas es inversamente proporcional a su presión.

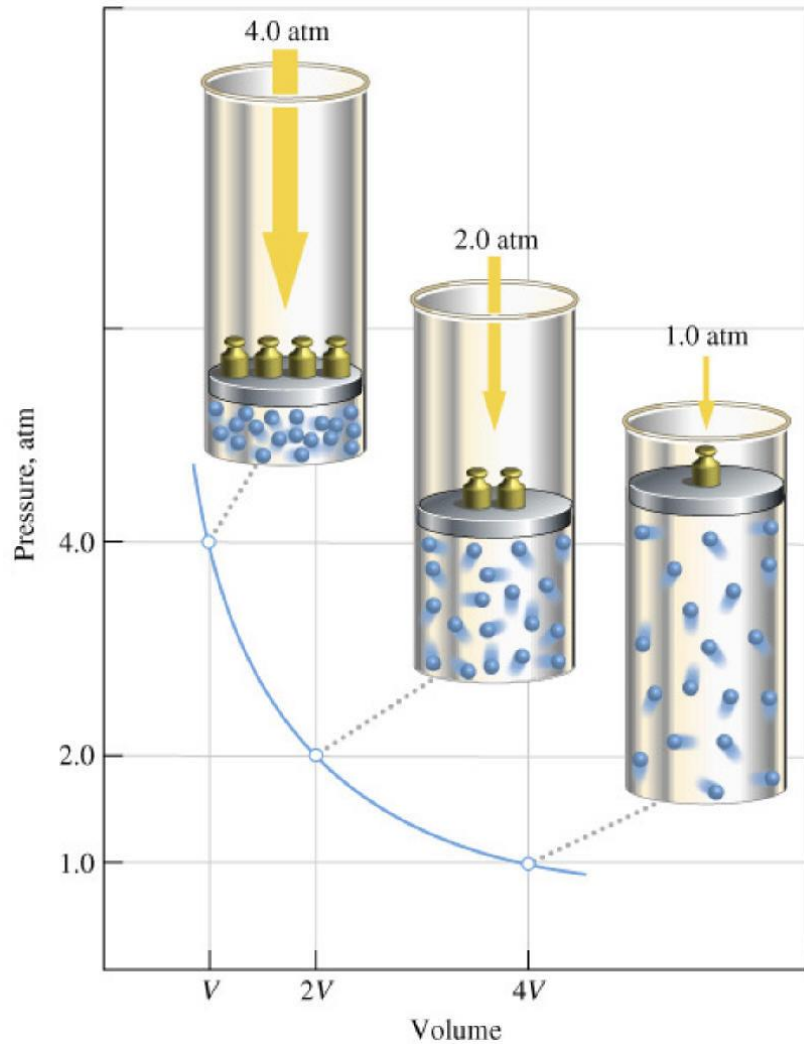


$$V \propto 1/P$$

$$P \times V = \text{constante}$$

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

mientras P crece, V decrece
(inversamente proporcional)



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

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

El volumen de cierta masa de gas es de 10 L a 4 atm de presión. ¿Cuál es su volumen si la presión disminuye a 2 atm a temperatura constante?

R= 20 L

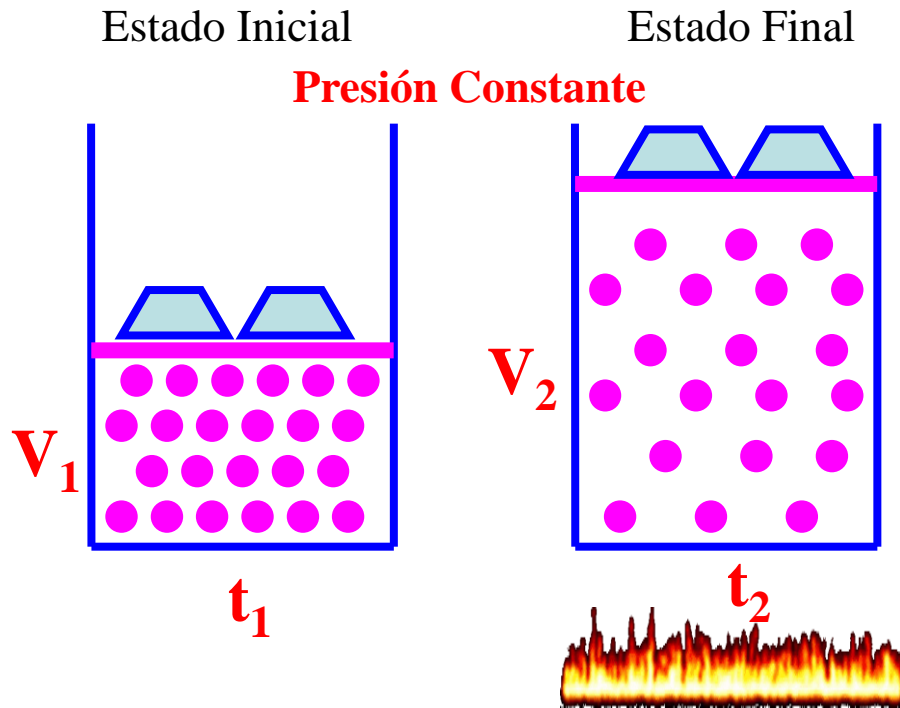


Ley de Charles

Al preparar un globo aerostático para volar, el aire en el globo se calienta con un pequeño quemador de propano. A medida que el aire se calienta, su volumen se expande y por menor densidad del gas, el globo se eleva

Ley de Charles

Para una masa fija de gas, a presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.



$$\frac{V_1}{t_1} = \frac{V_2}{t_2}$$



La temperatura **será**
en escala Kelvin

$$T \text{ (K)} = t \text{ (}^{\circ}\text{C)} + 273.15$$

Una masa de Neón ocupa 200 mL a 100°C. Halle su volumen a 0°C si la presión es constante.

$$R = 0.146 \text{ L}$$



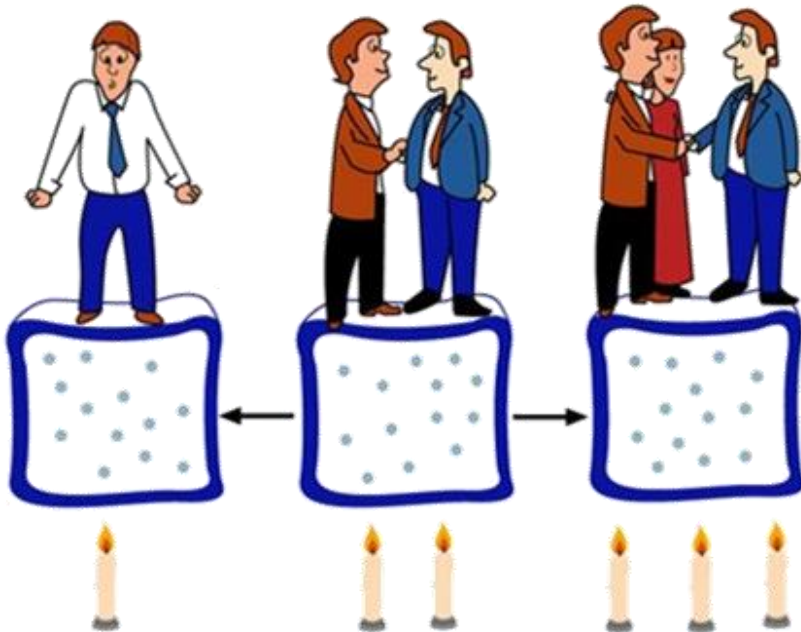
Ley de Gay - Lussac

¿Por qué son más
rápidas las ollas
exprés en la
cocción de los
alimentos?

Relación Temperatura-Presión: Ley de Gay Lussac



A **cantidad** y **volumen** constante, la **presión** de un gas es **directamente proporcional** a la **temperatura absoluta**.



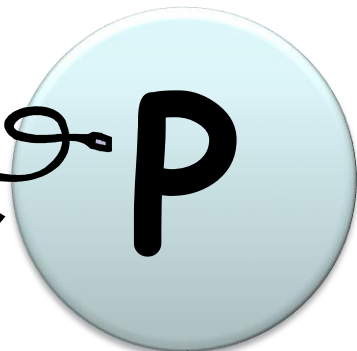
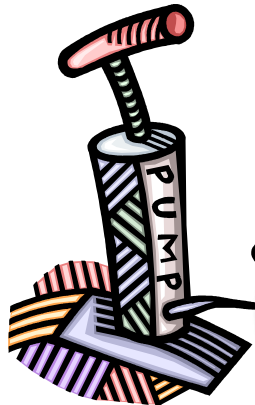
$$P \propto T$$

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

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

Un tanque de almacenamiento contiene un gas a 5°C y 5 atm. Una válvula de seguridad del tanque explota cuando la presión supera el doble de la presión inicial, ¿Hasta qué temperatura se puede calentar el tanque?

R= 556 K



Ley de Boyle

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Inversamente proporcional



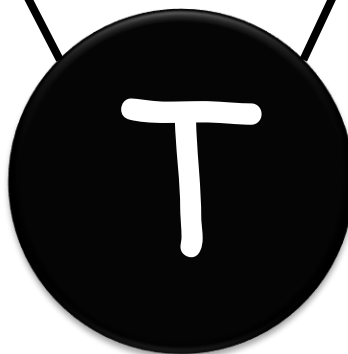
Ley General de los gases

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

Ley de Gay - Lussac

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

Directamente proporcional



Ley de Charles

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

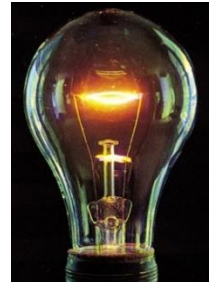
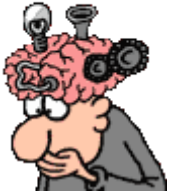
Directamente proporcional



Ejemplo:

El Argón es un gas inerte usado en ampolletas para retardar la vaporización del filamento. Ciertas ampolletas contienen argón a 1,20 atm. Al encenderlas pasan de 18°C a 85°C a volumen constante. ¿Cuál es la presión final (en atm) del argón en la ampolleta?

R= 1.48 atm

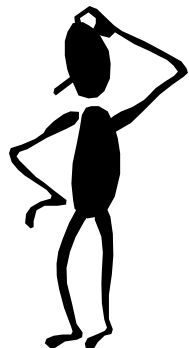


Ejemplo:

Una muestra de gas del cloro ocupa un volumen de 946 mL a una presión de 726 mmHg. ¿Cuál es la presión del gas (en mmHg) si el volumen está reducido a temperatura constante de 154 mL?

R= 4460 mmHg





Una muestra de gas de monóxido de carbono ocupa 3.20 L a 125 °C. ¿A qué temperatura el gas ocupará un volumen de 1.54 L si la presión permanece constante?

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

$$V_1 = 3.20 \text{ L}$$

$$V_2 = 1.54 \text{ L}$$

$$T_1 = 398.15 \text{ K}$$

$$T_2 = ?$$

$$T_2 = \frac{V_2 \times T_1}{V_1} = \frac{1.54 \text{ L} \times 398.15 \text{ K}}{3.20 \text{ L}} = 192 \text{ K}$$

HIPÓTESIS DE AVOGADRO

A P y T constantes, volúmenes iguales de gases diferentes contienen igual número de moléculas.

Experimentalmente se demuestra:

En CNPT, $P = 1 \text{ atm}$, $T = 273,15 \text{ K}$ (0°C), 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros (volumen molar).

$$n = 1$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 0^{\circ}\text{C}$$



M: 2g

32 g

18 g

V: 22,4 l

22,4 l

22,4 l

Nº de moléculas
gaseosas

$6,023 \cdot 10^{23}$

$6,023 \cdot 10^{23}$

$6,023 \cdot 10^{23}$

Considere las tres leyes de los gases

- Ley de Boyle: $V \propto \frac{1}{P}$ (constante n, T)
- Ley de Charles: $V \propto T$ (constante n, P)
- Ley de Avogadro: $V \propto n$ (constante P, T)

**Combinando las tres leyes generales de los gases
obtenemos:**

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

La ecuación de los Gases Ideales

Si designamos R como la constante de proporcionalidad, llamada **constante de los gases**, entonces la **ecuación del gas ideal** es:

$$V = R \left(\frac{nT}{P} \right)$$

$$PV = nRT$$

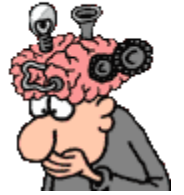
Con $R = 0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K} = 8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$

Ejemplo:

¿Cuál es el volumen (en litros) ocupado por 49.8 g de HCl a 800mmHg y 10°C?

(PM= 36.5 g/mol)

R= 30.1 L



Aplicaciones de la ecuación de los Gases Ideales

Densidades de los gases y masa molar

Sabemos que

$$d = \frac{m}{V}$$

Reordenando la ecuación del gas ideal con M como masa molar

$$PV = nRT$$

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

$$\frac{nM}{V} = d = \frac{PM}{RT}$$

Ejemplo:

Calcule la densidad del vapor de tetracloruro de carbono,
 CCl_4 a 714 torr y 125°C

R= 4.43 g/L



1- ¿Cuál es el volumen que ocupa 3,50 g de Cl_2 a 45°C y 745 mmHg de presión? $M_{\text{Cl}_2} = 70,9 \text{ g/mol}$

Calcule la densidad del vapor de CCl_4 a 714 torr y 125°C . (Para resolver este ejercicio, deduzca una ecuación que incorpore la densidad a partir de la ecuación de los gases ideales)

La densidad de un compuesto gaseoso de fósforo es 3,6 g/L a 420 K, cuando la presión es de 727mmHg. (1atm=760mmHg)

a) Calcular la masa molar del gas

b) Calcular la densidad que tendrá el gas a 1 atm. y 298 K

La masa molar de un gas

La masa molar de un gas puede ser determinado a través de la relación:

$$\mathcal{M} = \frac{dRT}{P}$$

1.-Calcule la densidad del bromuro de hidrógeno (HBr) gaseoso en g/L a 733 mmHg y 46°C.

2.-Es relativamente fácil conseguir una presión tan baja como $1,0 \times 10^{-6}$ mmHg usando una bomba de difusión. ¿Cuántas moléculas de gas ideal habrá en 1 L. a 25°C en estas condiciones?

R1: 2,98 g/L

R2: 3.3×10^{13} moléculas

Ejemplo:

La masa de un matraz es de 134,567 g el que es llenado con un gas desconocido hasta una presión de 735 torr a 31°C. Se determina nuevamente la masa que es 137,456 g. Después el matraz se llena con agua siendo su masa de 1067,9 g. La densidad del agua es 0,997 g/cm³ a los 31°C. Determine la masa molar del gas.



R= 80 g/mol

Ley de Dalton: Las Presiones Parciales

La Ley de Dalton establece que en una mezcla de gases la presión total esta dada por la suma de las presiones parciales de cada componente:

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Cada uno de los gases obedece la ecuación de los gases ideales:

$$P_i = n_i \left(\frac{RT}{V} \right)$$

$$P_i = X_i P_{\text{total}}$$
$$X_i = \frac{n_i}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$

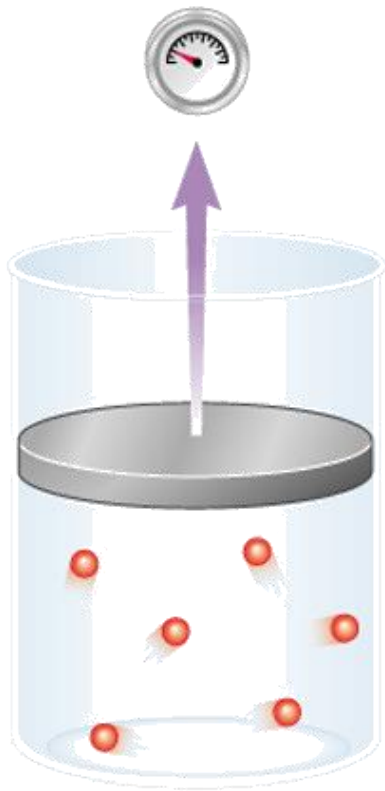
Ley de Dalton de las presiones parciales



- Las leyes de los gases se aplican a las *mezclas* de gases.
- Presión parcial:
Cada componente de una mezcla de gases ejerce una presión igual a la que ejercería si estuviese él sólo en el recipiente.

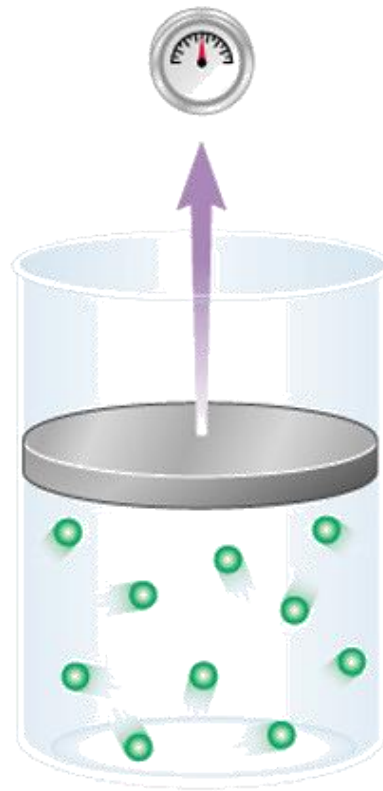
Ley de Dalton

V y T son constantes



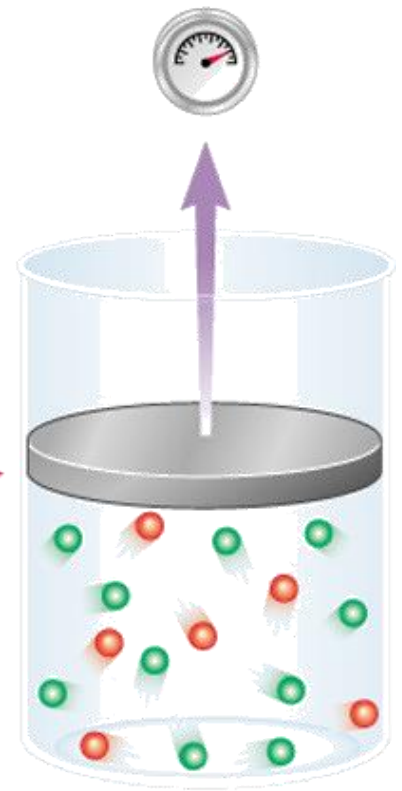
P_1

+



P_2

Combining
the gases



$P_{\text{total}} = P_1 + P_2$

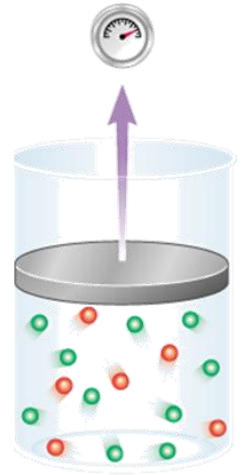
Considere el caso en el cual dos gases, **A** y **B**, están en un contenedor de volumen V .

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

n_A es el número de moles de **A**

$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

n_B es el número de moles de **B**



$$P_T = P_A + P_B \quad X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$P_A = X_A P_T \quad P_B = X_B P_T$$

$$P_i = X_i P_T$$

Ejemplo:



Una muestra de gas natural contiene 8.24 moles de CH_4 , 0.421 moles de C_2H_6 , y 0.116 moles de C_3H_8 . Si la presión total de los gases es 1.37 atm, ¿Cuál es la presión parcial del propano (C_3H_8)?

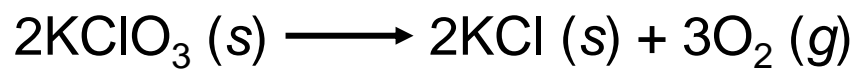
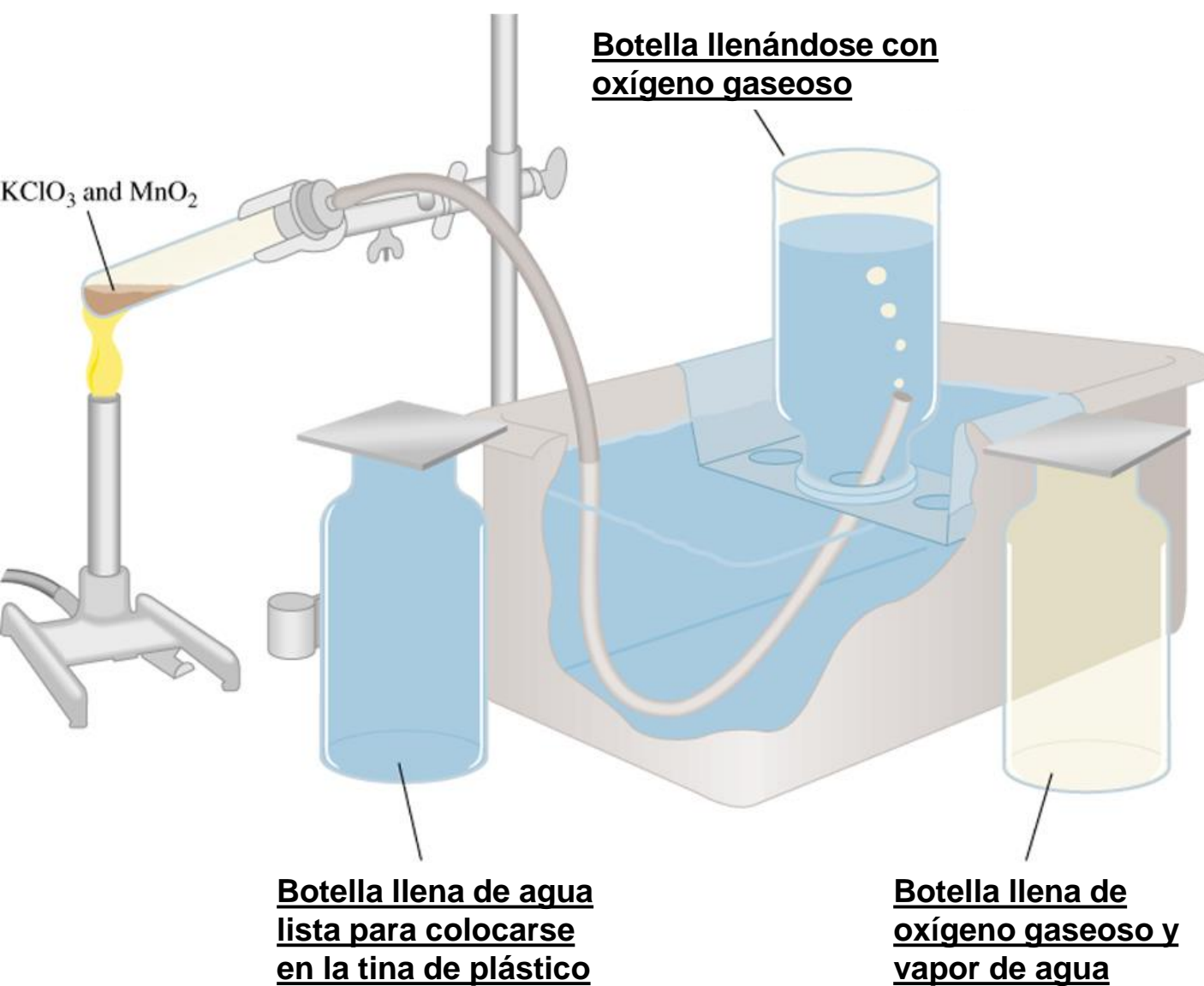
$$P_i = X_i P_T \quad P_T = 1.37 \text{ atm}$$

$$X_{\text{propano}} = \frac{0.116}{8.24 + 0.421 + 0.116} = 0.0132$$

$$P_{\text{propano}} = 0.0132 \times 1.37 \text{ atm} = 0.0181 \text{ atm}$$

Una aplicación de la ley de Dalton es en la recolección de gases insolubles sobre agua. Cuando el oxígeno se prepara en el laboratorio se colecta por el desplazamiento de agua hacia abajo, De modo que el oxígeno no está puro sino mezclado con vapor de agua, en este caso la presión atmosférica será iguala:

$$P_{\text{atm}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$



$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Table 5.3 Pressure of Water Vapor at Various Temperatures

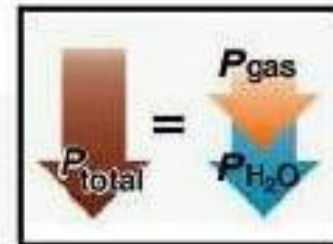
Temperature (°C)	Water Vapor Pressure (mmHg)
0	4.58
5	6.54
10	9.21
15	12.79
20	17.54
25	23.76
30	31.82
35	42.18
40	55.32
45	71.88
50	92.51
55	118.04
60	149.38
65	187.54
70	233.7
75	289.1
80	355.1
85	433.6
90	525.76
95	633.90
100	760.00

Recolección del producto de reacción gaseoso insoluble en agua y determinación de su presión

① Un producto gaseoso insoluble en agua burbueja a través del agua hasta un tubo de colección

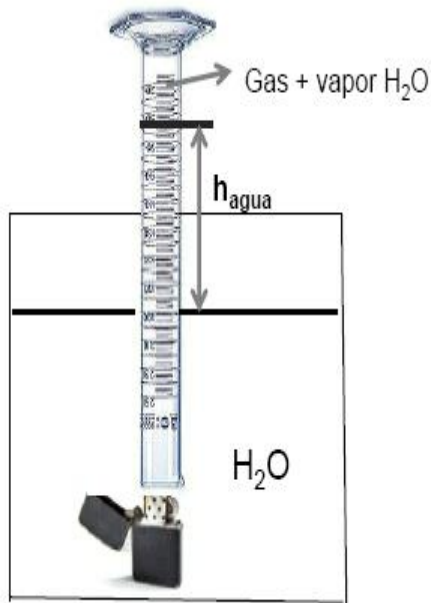
② La P_{gas} se suma a la presión del vapor de agua ($P_{\text{H}_2\text{O}}$) para dar la P_{total} . Como se muestra $P_{\text{total}} < P_{\text{atm}}$

③ La P_{total} se iguala a la P_{atm} ajustando la altura del tubo hasta que el nivel del agua se iguala al del vaso de precipitado



④ La P_{total} se iguala a la P_{gas} mas la P_{total} a la temperatura del experimento. Por tanto $P_{\text{gas}} = P_{\text{total}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$

DESPLAZAMIENTO DE GAS SOBRE AGUA (LABORATORIO)



Para simplificar el cálculo se debe procurar que el nivel del agua en el tubo colector coincida con el nivel del agua de la cubeta. Para esto el tubo colector se sumerge o levanta, según necesidad. En estas condiciones la presión parcial del gas recogido será:

$$P_{\text{gas}} + P_{\text{vapor der agua}} = P_{\text{atm}}$$

En caso contrario debe considerarse el desnivel entre el agua del tubo y el de la cubeta y expresarlo en mm Hg, considerando la densidad del agua. En este caso:

$$P_{\text{gas}} + P_{\text{vapor der agua}} + P_{\text{columna de agua}} = P_{\text{atm}}$$

La presión que ejerce la columna de agua debe expresarse en mm de Hg, esto se obtiene:

$$P_{\text{columna de agua}} = h_{\text{agua}} d_{\text{agua}} / d_{\text{Hg}}$$

donde: h_{agua} = altura de columna de agua, en mm; d_{agua} = densidad del agua y d_{Hg} = densidad del Hg = 13.6 g/mL

Finalmente despejando la presión del gas, resulta:

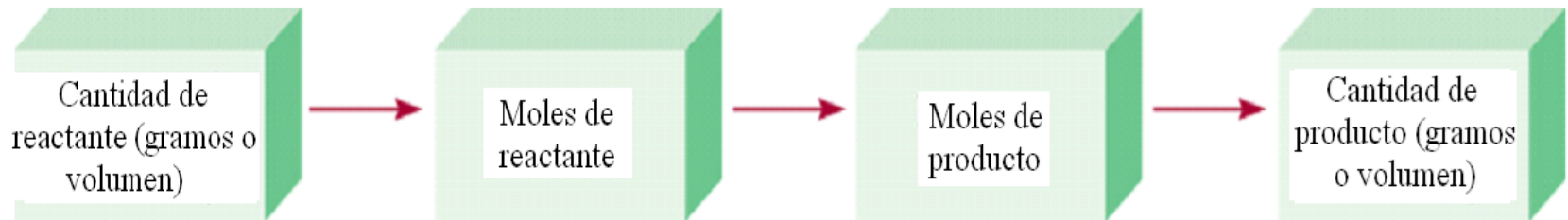
$$P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}} - P_{\text{vapor der agua}} - P_{\text{columna de agua}}$$

Estequiometría de un Gas

Volumen de los Gases en las reacciones químicas

La ecuación de los gases ideales relaciona P , V , y T al número de moles de un gas.

El n puede ser usado en los cálculos estequiométricos.



Ejemplo:

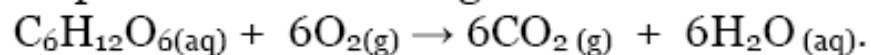
¿Cuál es el volumen de CO_2 producido a 37°C y 1.00 atm si 5.60 g de glucosa son usados en la reacción:



$R = 4.76\text{ L}$



38. La oxidación metabólica de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ en nuestro cuerpo produce $\text{CO}_2(\text{g})$ que es expulsado de nuestros pulmones como un gas:



Calcule el volumen de CO_2 producido a la temperatura corporal de 37°C y 0.970 atm de presión cuando se consumen $24,5\text{ g}$ de glucosa en esta reacción.

37.El cloruro de amonio (NH_4Cl) se descompone por calentamiento en cloruro de hidrógeno (HCl) y amoníaco (NH_3) según la siguiente ecuación:

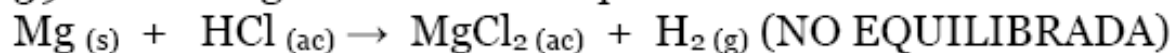


Al respecto:

a.- ¿Qué volumen total de gases se obtendrá al descomponer completamente 42,6 g de NH_4Cl a 500°C y 718 mmHg?

b.- ¿Calcule la presión parcial de cada gas en la mezcla producida?

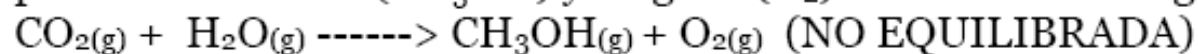
39. Dada la siguiente reacción química.



En un experimento de laboratorio se hace reaccionar **3,00 g** de magnesio metálico con **30,0 g** de ácido clorhídrico, obteniéndose **0,21 g** de hidrógeno gaseoso como producto. Con respecto a esto determine:

- Determine el reactivo limitante.
- Calcule el rendimiento teórico.
- Calcule el porcentaje (%) de rendimiento.

42. Cuando el anhídrido carbónico (CO_2) reacciona con el agua (H_2O) a altas temperaturas, se producen metanol (CH_3OH) y oxígeno (O_2) de acuerdo a la siguiente ecuación:



Si inicialmente se colocan 68 L de CO_2 y 99 L de H_2O ambos a 500°C y 2 atm, señale :

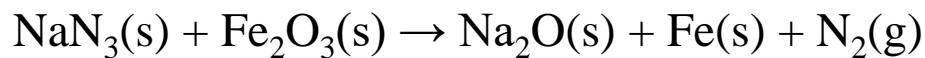
a.- ¿Cuál es el reactivo limitante de la reacción?

Sabiendo que el rendimiento de la reacción es de un 80 %

b.- ¿Qué cantidad de moles de O_2 se producirá?

c.- El volumen de O_2 producido, en CNPT, (0°C y 1 atm).

Una de las reacciones que pueden usarse para inflar las bolsas de aire que se usan en los automóviles como sistema de seguridad en una colisión es:



Donde el N_2 , infla la bolsa al liberarse rápidamente como resultado de la reacción entre la azida de sodio NaN_3 y el óxido de hierro (III), Fe_2O_3 .

- a) Cuántos gramos de azida de sodio se requieren para proporcionar 75.0 L de gas nitrógeno a 25 °C y 748 mmHg.
- b)Cuál sería el volumen de nitrógeno generado en la reacción si la reacción tuviera un rendimiento del 75%

Por combustión de 0.171g de azúcar en atmósfera de oxígeno, se obtuvieron única y exclusivamente 2.264g de CO_2 y 0.099g de H_2O . Determine la composición porcentual del azúcar, fórmula empírica y formula molecular si la masa molar es de 180g/mol

La composición porcentual de un aminoácido es 40.44% de C, 7.87% de H, 15,73% de N y 35.96% de O. Sabiendo que contiene un único átomo de nitrógeno, ¿cuál es su fórmula empírica y molecular?

El cloruro de amonio (NH_4Cl) se descompone en cloruro de hidrógeno (HCl) y amoníaco (NH_3) según la siguiente reacción.

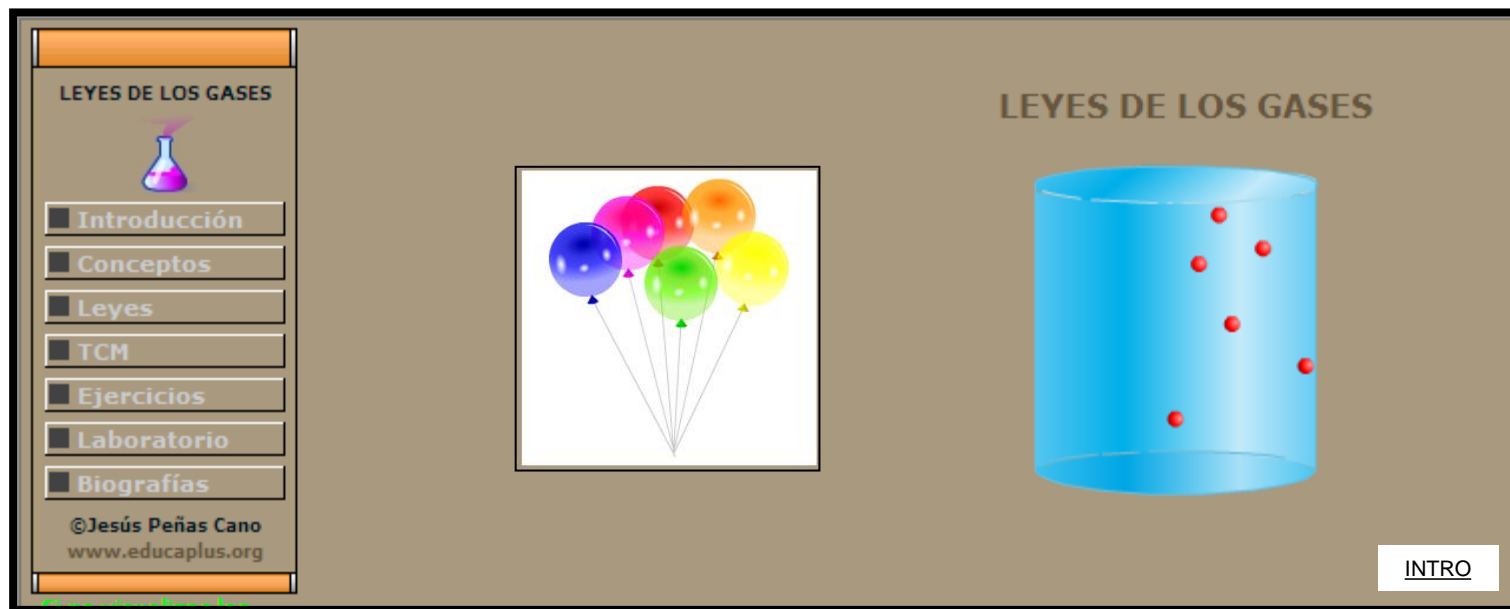


a)¿Qué volumen total de gases se obtendrá al descomponer completamente 42,6 g de NH_4Cl a 500°C y 718 mmHg?

b)¿Calcule la presión parcial de cada gas en la mezcla producida?

Materiales premiados CNICE

“Leyes Gases”



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

FIN



¡A descansar!