

Leyes De Los Gases:

1. Ley de Boyle:

La ley de Boyle establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente. Esto quiere decir que si el volumen del contenedor aumenta, la presión en su interior disminuye y, viceversa, si el volumen del contenedor disminuye, la presión en su interior aumenta.

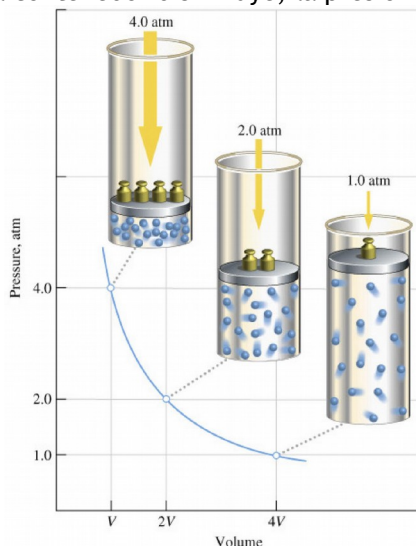


Figura 1. Ilustración de la ley de Boyle

$$V \propto 1/P$$

$$V = k \cdot \frac{1}{p}$$

$$V_1P_1 = V_2P_2$$

La ley de Boyle permite explicar la **ventilación pulmonar**, proceso por el que se intercambian gases entre la atmósfera y los alvéolos pulmonares. El aire entra en los pulmones porque la presión interna de estos es inferior a la atmosférica y por lo tanto existe un gradiente de presión. Inversamente, el aire es expulsado de los pulmones cuando estos ejercen sobre el aire contenido una presión superior a la atmosférica.

Ejemplo 1: Un gas ocupa 500 ml a 25 °C y 690 mm Hg, ¿cuál será su volumen a 25 °C y 860 mm de Hg?

$P_1 = 690 \text{ mm Hg}$ $V_1 = 500 \text{ ml}$ $T_1 = 25^\circ$

$P_2 = 860 \text{ mm Hg}$ $V_2 = ?$ $T_2 = 25^\circ \text{ C}$; T es constante (Ley de Boyle)

$P \uparrow$ $V \downarrow$

$P_1V_1 = P_2V_2$

$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{(690 \text{ mm Hg})(500 \text{ ml})}{860 \text{ mm Hg}} = 401,2 \text{ ml}$

Ejemplo 2: Un gas ocupa 12,0 l a 30 °C y 0,980 Atm, ¿cuál será su volumen a 0,870 Atm si la temperatura permanece constante?

$P_1 = 0,980 \text{ Atm}$ $V_1 = 12,0 \text{ l}$ T es constante (Ley de Boyle)

$P_2 = 0,870 \text{ Atm}$ $V_2 = ?$

$P \uparrow$ $V \downarrow$

$P_1V_1 = P_2V_2$

$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{(0,980 \text{ Atm})(12,0 \text{ l})}{0,870 \text{ Atm}} = 13,5 \text{ l}$

Ejemplo 3: Una muestra de gas ocupa 10,0 l a 500 mm Hg, ¿Qué presión se necesita para reducir su volumen a 6,0 l si la temperatura permanece constante?

$$P_1 = 500 \text{ mm Hg} \quad V_1 = 10,0 \text{ l} \quad T \text{ es constante (Ley de Boyle)} \quad V \downarrow \quad P \uparrow$$

$$P_2 = ? \quad V_2 = 6,0 \text{ l}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{(500 \text{ mm Hg})(10,0 \text{ l})}{6,0 \text{ l}} = 833 \text{ mm Hg}$$

Ejemplo 4: Una muestra de gas ocupa 450 ml a 720 mm Hg, ¿Qué presión se necesita para aumentar su volumen a 900 ml si la temperatura permanece constante?

$$P_1 = 720 \text{ mm Hg} \quad V_1 = 450 \text{ ml} \quad T \text{ es constante (Ley de Boyle)} \quad V \downarrow \quad P \uparrow$$

$$P_2 = ? \quad V_2 = 900 \text{ ml}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{(720 \text{ mm Hg})(450 \text{ ml})}{900 \text{ ml}} = 360 \text{ mm Hg}$$

2. Ley de Charles:

La ley de Charles establece que el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta, asumiendo que la presión se mantiene constante. Esto quiere decir que en un recipiente flexible que se mantiene a presión constante, el aumento de temperatura conlleva un aumento del volumen.

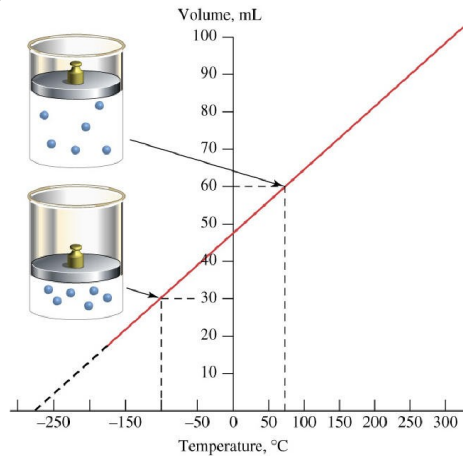


Figura 2. Ilustración de la ley de Charles

$$V \propto T \text{ (K)}$$

$$V = k \cdot T$$

$$V_1 T_2 = V_2 T_1$$

Ejemplo 1: Un gas ocupa 500 ml a 25 °C y 690 mm Hg, ¿cuál será su volumen a 60 °C y 690 mm de Hg?

$$V_1 = 500 \text{ ml} \quad T_1 = 25^\circ + 273 = 298 \text{ K} \quad P_1 = 690 \text{ mm Hg}$$

$$V_2 = ? \quad T_2 = 60^\circ \text{ C} + 273 = 333 \text{ K} \quad P_2 = 690 \text{ mm Hg, } P \text{ es constante} \quad T \uparrow \quad V \uparrow$$

$$V_1 T_2 = V_2 T_1$$

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{(500 \text{ ml})(333 \text{ K})}{298 \text{ K}} = 558,7 \text{ ml}$$

Ejemplo 2: Un gas ocupa 20,0 dm³ a 30 °C y 0,980 Atm, ¿cuál será su volumen a - 10 °C si la presión permanece constante?

$$V_1 = 20,0 \text{ dm}^3 \quad T_1 = 30^\circ + 273 = 303 \text{ K} \quad P \text{ es constante} \quad T \downarrow \quad V \downarrow$$

$$V_2 = ? \quad T_2 = - 10^\circ \text{ C} + 273 = 263 \text{ K}$$

$$V_1 T_2 = V_2 T_1$$

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{(20,0 \text{ dm}^3)(263 \text{ K})}{303 \text{ K}} = 17,4 \text{ dm}^3$$

Ejemplo 3: Una muestra de gas ocupa 18,0 l a 37 °C, ¿Qué temperatura se necesita para reducir su volumen a 15,0 l si la presión permanece constante?

$$V_1 = 18,0 \text{ l} \quad T_1 = 37 \text{ °C} + 273 = 310 \text{ K} \quad P \text{ es constante} \quad V \downarrow \quad T \downarrow$$

$$V_2 = 15,0 \text{ l} \quad T_2 = ?$$

$$V_1 T_2 = V_2 T_1$$

$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1} = \frac{(15,0 \text{ l})(310 \text{ K})}{18,0 \text{ l}} = 258 \text{ K} \quad T_2 = 258 \text{ K} - 273 = -15 \text{ °C}$$

Ejemplo 4: Una muestra de gas ocupa 450 ml a 10 °C, ¿qué temperatura se necesita para aumentar su volumen a 600 ml si la temperatura permanece constante?

$$V_1 = 450 \text{ ml} \quad T_1 = 10 \text{ °C} + 273 = 283 \text{ K} \quad P \text{ es constante} \quad V \uparrow \quad T \uparrow$$

$$V_2 = 600 \text{ ml} \quad T_2 = ?$$

$$V_1 T_2 = V_2 T_1$$

$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1} = \frac{(600 \text{ ml})(283 \text{ K})}{450 \text{ ml}} = 377 \text{ K} \quad T_2 = 377 \text{ K} - 273 = 104 \text{ °C}$$

3. Ley de Gay-Lussac:

En 1802, Joseph Gay-Lussac publicó los resultados de sus experimentos que, ahora conocemos como **Ley de Gay-Lussac**. Esta ley establece, que, a volumen constante, la presión de una masa fija de un gas es directamente proporcional a la temperatura en Kelvin.

$$P \propto T(K)$$

$$P = k T$$

$$P_1 T_2 = P_2 T_1$$

Ejemplo 1: Un recipiente contiene 650 cm³ a 25 °C y 690 mm Hg, ¿Qué presión habrá si la temperatura aumenta a 40 °C y el volumen es constante?

$$T_1 = 25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K} \quad P_1 = 690 \text{ mm Hg} \quad V_1 = 650 \text{ cm}^3$$

$$T_2 = 40 \text{ °C} + 273 = 313 \text{ K} \quad P_2 = ? \quad V_2 = 650 \text{ cm}^3, V \text{ es constante} \quad T \uparrow \quad P \uparrow$$

$$P_1 T_2 = P_2 T_1$$

$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} = \frac{(690 \text{ mm Hg})(313 \text{ K})}{298 \text{ K}} = 725 \text{ mm Hg}$$

Ejemplo 2: Un cilindro de 20,0 dm³ contiene un gas a 30 °C y 1,20 Atm, ¿cuál será la presión a - 10 °C?

$$T_1 = 30 \text{ °C} + 273 = 303 \text{ K} \quad P_1 = 1,20 \text{ Atm}$$

$$T_2 = -10 \text{ °C} + 273 = 263 \text{ K} \quad V \text{ es constante} \quad T \downarrow \quad P \downarrow$$

$$P_1 T_2 = P_2 T_1$$

$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} = \frac{(1,20 \text{ Atm})(263 \text{ K})}{303 \text{ K}} = 1,04 \text{ Atm}$$

Ejemplo 3: Un recipiente de aerosol de 500 ml tiene una presión de 800 torr a 20 °C. El recipiente puede soportar presiones de hasta 1000 torr. ¿Hasta qué temperatura se puede calentar el recipiente antes de que explote?

$$P_1 = 800 \text{ torr} \quad T_1 = 20 \text{ °C} + 273 = 293 \text{ K} \quad V \text{ es constante} \quad P \uparrow \quad T \uparrow$$

$$P_2 = 1000 \text{ torr} \quad T_2 = ?$$

$$P_1 T_2 = P_2 T_1$$

$$T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1} = \frac{(1000 \text{ torr})(293 \text{ K})}{800 \text{ torr}} = 366 \text{ K} \quad T_2 = 366 \text{ K} - 273 = 93 \text{ °C}$$

Problemas Sobre Leyes de Boyle, Charles y Gay - Lussac:

- 1) El volumen de un gas a presión estándar (1 Atm.), es 540 ml. Calcular la presión del gas en Torr si el volumen es 742 mL y la temperatura es constante. **Resp. $P_2 = 553$ Torr**
- 2) Se calentó cloro gaseoso desde 25 a 150 grados Celsius, a presión constante. Inicialmente el gas ocupaba un volumen de 225 ml. ¿Cuál es el volumen final?
- 3) Una muestra de 452 ml de gas flúor es calentado de 22 °C a 187 °C a presión constante. ¿Cuál es el volumen final?
- 4) El volumen de un gas es 5,80 l, medido a 1 Atm. ¿Cuál es la presión del gas, en mm Hg, si el volumen cambia a 9,65 l y la temperatura se mantiene constante? **Resp. $P_2 = 456,79$ mm Hg.**
- 5) Un gas ocupando un volumen de 725 ml, a una presión de 0,970 Atm. se le permite expandirse a una temperatura constante hasta que su presión sea 0,541 Atm. ¿Cuál es el volumen final? **R: $V_2 = 1299,9$ ml**
- 6) Una muestra de monóxido de carbono ocupa 250 dm³. a una temperatura de 100 °C. Calcule la temperatura del gas cuando este posee 140 dm³.
- 7) Una muestra de gas ocupa un volumen de 125 cm³ a una presión de 737 mm Hg y una temperatura de 30 grados Celsius. Calcule el nuevo volumen del gas si la presión se mantiene constante y la temperatura:
a) aumenta a 60 grados
b) se reduce a 0 grados.
- 8) Una muestra de aire ocupa 3,8 l cuando la presión es 1,2 Atm. a) ¿Qué volumen ocupa a 6,6 Atm? b) ¿Qué presión se requiere, para poder comprimirlo a 0,075 L? (la temperatura se mantendrá constante). **Resp. a) $V_2 = 0,69$ l**
- 9) Una muestra de H tiene un volumen de 6,20 l a una presión de 1,05 Atm. ¿Cuál es el volumen si el gas es comprimido con una presión de 3,00 Atm? **Resp. $V_2 = 2,17$ l**
- 10) En condiciones de presión constante, una muestra de hidrógeno gaseoso inicialmente a 88 grados Celsius y 9,6 l se enfrió hasta su volumen final de 3,4 l ¿Cuál es su temperatura final?
- 11) Una cantidad de 36,4 dm³ de metano gaseoso se calienta desde 25 grados Celsius hasta 88 grados Celsius. ¿Cuál es su volumen final?
- 12) Un joven infló un globo cuya capacidad es de 0,65 dm³ al nivel del mar, y luego se desplazó 7,8 Kms. En la nueva región, la presión es 0,55 Atm, siendo la temperatura constante, ¿Cuál es el volumen final del globo? **Resp. $V_2 = 1,182$ l**
- 13) Una muestra de O₂ (g) ocupa un volumen de 14,4 l a 748 mm Hg. ¿Cuál es el nuevo volumen del gas si la temperatura y la cantidad del gas se mantiene constante siendo la presión:
a) 615 mm Hg.
b) 240 kPa.
- 14) Una muestra de gas ocupa 250 cm³ a 30 °C. ¿Qué volumen ocupará a 70 °C?
- 15) Una muestra de gas ocupa 1000 ml a 1250 torr. ¿Qué volumen ocupará a 0,985 Atm?
- 16) Una muestra de gas ocupa 10,9 l a 690 mm Hg. ¿Qué presión se requiere para que el volumen se reduzca a la mitad?
- 17) Una muestra de gas dentro de un cilindro tiene una presión de 0,90 Atm a 25 °C. ¿Cuál será su presión a 100 °C?
- 18) Una muestra de gas dentro de una lata tiene una presión de 800 mm Hg a 17 °C. ¿Cuál será su presión a - 10 °C?
- 19) Un litro de gas es calentado a presión constante desde 18 °C hasta 58 °C, ¿qué volumen final ocupará el gas? **Resp. $V_2 = 1,14$ l**

20) Una masa gaseosa a 32 °C ejerce una presión de 18 atmósferas, si se mantiene constante el volumen, ¿Qué aumento de presión sufrió el gas al ser calentado a 52 °C?
Resp. P₂ = 19,18 Atm

4. Ley combinada o general de los gases:

Las relaciones que hasta ahora hemos estudiado entre la presión, el volumen y la temperatura de un gas, pueden ser combinadas en una sola expresión denominada Ley combinada de los gases. Esta ley es comúnmente empleada para poder conocer cómo se comporta una de esas variables (P, V, T) mientras las otras dos cambian, para una cantidad o masa constante de gas.

Dicha ley establece que el volumen (V) ocupado por una masa o cantidad de gas, varía de manera inversa con la Presión (P) que sobre este se ejerce (Ley de Boyle: Si (P) aumenta, (V) disminuye y viceversa) y de manera directa con la Temperatura (T) que experimenta (Ley de Charles: Si (T) aumenta, (V) aumenta y viceversa). Del mismo modo, si dicho Volumen (V) se mantiene constante, la Presión (P) variará de manera directa con la Temperatura (T) (Ley de Gay-Lussac: Si (T) aumenta, (P) aumenta y viceversa).

Dicha combinación de las tres leyes puede ser expresada así:

$$P_1 V_1 T_2 = P_2 V_2 T_1$$

Para una cantidad de gas constante, el volumen (V) es inversamente proporcional a la presión (P) y directamente proporcional a la temperatura (T) que soporta.

La siguiente ilustración, nos resume la relación entre las tres variables: presión, volumen y temperatura y las Leyes que las expresan.

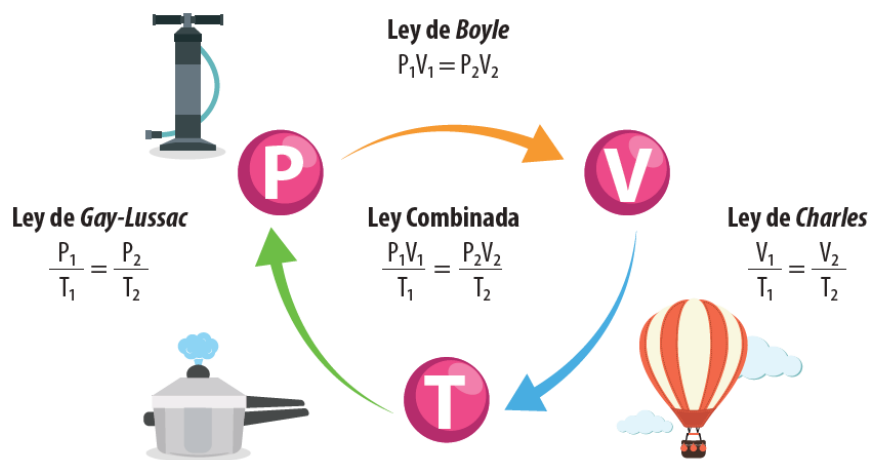


figura 3. Resumen de las Leyes de los Gases

Problemas sobre ley combinada:

1. 25 l de gas hidrógeno están a 37 °C y 0,95 atm. Calcule su nuevo volumen a 25 °C y 812 mm Hg. R: 21,4 l
2. Un recipiente de paredes flexibles se llena con argón hasta un volumen de 225 pulgadas cúbicas cuando la temperatura es de 22 °C y la presión atmosférica es de 749 mm Hg. ¿A qué temperatura en grados Fahrenheit debe calentarse el globo si se desea que el volumen aumente a 3,00 x 10² pulgadas cúbicas en un día en que la presión es 7,60 x 10² mm Hg? R: 258 °F
3. Un buzo en un barco llena un globo a un volumen de 3,0 litros cuando las condiciones atmosféricas son 88 °F y 14,7 psi. Si se lleva el globo a una profundidad de 28 metros, donde la temperatura es de 63 °F, éste se reduce a un volumen de 0,75 litros. ¿Cuál es la presión (en atmósferas) a esta profundidad? R: 56,1 atm

4. Un globo meteorológico está lleno de helio en el suelo a un volumen de 188 m^3 cuando la presión es de 14,5 psi y la temperatura es de 65°F . El globo se lanza y se eleva a una altitud donde la temperatura es -48°C y la presión es 205 mm Hg. ¿Cuál es el volumen del globo a esta altitud? R: 532 l
5. Una muestra de 28 l de gas tiene una presión de 25 psi cuando la temperatura es de 45°C . ¿Cuál es el volumen del gas si la presión es aumentada a 175 psi y la temperatura se incrementa a 320°C ? R: 7,6 l
6. Un recipiente que contiene aire tiene un volumen de 85 cm^3 y una presión de 1,45 atm cuando la temperatura es de 310 K. ¿Cuál es la presión cuando se aumenta el volumen a 180 cm^3 y se reduzca la temperatura a 280 K? R: 0,618 atm.
7. Un gas ocupa 25 l a 60 psi y 298 K. ¿Cuál será su volumen en CNTP? R: 93,5 l
8. La presión de un pistón con un volumen de 150 cm^3 y 25°C es de 790 torr. Si se calienta a 50°C y se comprime hasta un volumen de 65 cm^3 , ¿cuál es la nueva presión? R: 1976 torr
9. Una muestra de 280,0 ml de neón ejerce una presión de 660,0 torr a $26,0^\circ \text{C}$. ¿A qué temperatura ejercerá una presión de 940 torr en un volumen de 0,44 l? R: 396°C
10. Cierta muestra de gas tiene un volumen de 500,0 ml a 350 K y 600,0 torr. Calcule la temperatura si el volumen disminuyó a 400,0 ml y la presión se incrementó hasta 1,00 atm. R: 82°C
11. Un gas ocupa 350 ml a 925 mm Hg y 17°C . ¿Qué presión tendrá si se expande al doble y su temperatura Celsius aumenta 10 grados? R: 478 mm Hg
12. Una muestra dada de gas tiene un volumen de 4,20 l a $60,0^\circ \text{C}$ y una presión de 1,00 atm. Calcular su Presión si el volumen se cambia a 5,00 l y la temperatura a 300 K. R: 0,757 atm.
13. Un gas tiene un volumen de 240 ml a 298 K y 600,0 mm Hg. Calcule su volumen en STP. R: 174 ml.
14. Cierta muestra de gas ocupa un volumen de 550 ml en STP. ¿Cuál sería su volumen a $27,0^\circ \text{C}$ y 125,0 kPa? R: 490 ml.
15. Una muestra de gas tiene un volumen de 256 ml a 720 torr y 25°C . ¿Qué presión ejercerá el gas a 50°C y 245 ml? R: 820 torr.

5. Ecuación del Gas Ideal:

Un gas ideal es un gas hipotético formado por partículas puntuales sin atracción ni repulsión entre ellas y cuyos choques son perfectamente elásticos (conservación de momento y energía cinética). La energía cinética es directamente proporcional a la temperatura en un gas ideal. Los gases reales se aproximan al comportamiento del gas ideal en condiciones de baja presión y alta temperatura. Un gas ideal es una simplificación teórica que permite evaluar el comportamiento de los gases, bajo la cual se supone que al gas como una sustancia constituida por moléculas sobre las cuales no existe ninguna fuerza de interacción entre ellas, por lo tanto se encuentra en un total nivel de libertad interna. Un gas real no es un gas ideal pero sus patrones de comportamiento son los mismos, tanto así que en gran parte las estimaciones para gases reales suponiéndoles gases ideales se dan respuestas válidas para la mayor parte de los cálculos en el campo tecnológico. El estudio de los gases ideales se basa en las tres leyes fundamentales de los gases como: La Ley de Boyle Marriotte, Gay Lussac, Charles, establece de forma racional y sencilla de dependencias del comportamiento de los gases en función a parámetros como Presión, Volumen y Temperatura. Lo que significa que todas las masas gaseosas experimentan variaciones de presión, volumen y temperatura que se rigen por las leyes de los gases.

Partiendo de la ecuación de estado: $PV = nRT$, despejando R y reemplazando los valores de condiciones normales (CNTP): tenemos que el valor para dicha constante es:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol}}$$

Como la cantidad de sustancia podría ser dada en masa en lugar de moles, a veces es útil una forma alternativa de la ley del gas ideal. El número de moles (n) es igual a la masa (m) dividido entre la masa molar (MM) y sustituyendo obtenemos:

$$PV = \frac{gRT}{MM}$$

$$PVMM = gRT$$

Y si recordamos que densidad es igual a masa entre volumen, obtenemos:

$$PMM = \frac{gRT}{V}$$

$$PMM = dRT$$

De esta forma, la ley del gas ideal es muy útil porque se vincula la presión, la densidad $d = m/V$, y la temperatura en una fórmula única, independiente de la cantidad del gas considerado.

Problemas de Ecuación del Gas Ideal:

- ¿Qué presión ejercen 13 g de He en una botella de 3,0 l a 200 °C? R: 42 atm
- ¿Qué volumen ocupan 80 g de oxígeno que se encuentra a 100°C y 93,325 kPa? R: 83 litros
- ¿Qué volumen ocupan 100 g de acetileno (C_2H_2) a 120°C y 720 mm Hg? R: 130,9 litros
- ¿Cuántos moles de CO_2 hay en 0,1 m³ de gas a 113,857 kPa y 20 °C? R: 4,68 moles.
- ¿Cuántos moles de oxígeno hay en 200 litros de gas medidos a 790 mm de Hg y 30°C? R: 8,36 moles
- ¿Cuántos gramos de Ne hay en 20 dm³ a 3,0 atm y 15 °C? R: 51,21 g
- ¿Cuántos gramos de CO_2 hay en un recipiente de 10 litros a 27 °C y 2,0 atm? R: 35,75 g
- Una masa de 0,5 g de vapor de un compuesto orgánico ocupa un volumen de 150 ml a 100 °C y 680 mm Hg ¿Cuál es el peso molecular de ese compuesto? R: 114 g/mol
- La fórmula empírica de un compuesto es CH. A 200°C, 145 g de este compuesto ocupan 97,2 l a una presión de 0,74 atm. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

10. Un volumen de 2,00 litros de un gas medidos en condiciones normales tienen una masa de 5,7 gramos. Calcular la masa molecular de dicho gas. R: 64,0 g/mol
11. ¿Cuál es la densidad del amoníaco gaseoso a 23 °C y 1,50 atm?
12. Un gas tiene una densidad de 2,905 g/l a 25 °C y 1 atm de presión: Calcule el peso molecular del gas y la densidad del mismo a 10 °C y 798 mmHg. R: 71 g/mol y $d = 3,21 \text{ g/l}$
13. Una muestra de 0,800 g de un gas ideal se encuentra en un recipiente de 930 ml a 27,0 °C de temperatura y 1,05 atm de presión. ¿Cuál es la masa molar molecular del gas?
14. 0,896 g de un compuesto gaseoso formado únicamente por nitrógeno y oxígeno ocupa 542 ml a 730 mm de presión y 28 °C. ¿Cuál es el peso molecular del gas? ¿Cuál es el gas?
15. En tres recipientes de igual volumen, a la misma presión y temperatura, hay tres gases distintos: hidrógeno, nitrógeno y amoníaco. ¿En cuál de ellos hay mayor n° de moléculas? ¿Y de átomos? ¿Cuál de ellos tiene mayor masa?
16. Calcula el número de moléculas presentes en 1 cm³ de gas en CNTP. ¿Importa la naturaleza del gas para el cálculo? R: $2,7 \times 10^{19}$ moléculas
17. Calcula el número de moléculas de agua presentes en 1 cm³ de agua líquida ($d = 1 \text{ g/cm}^3$). Compara el resultado con el del ejercicio anterior ¿qué conclusión extraes de la comparación? R: $3,3 \times 10^{22}$ moléculas de H₂O
18. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 5 l medidos a 30 °C y 600 mm de Hg? R: $1,9 \times 10^{23}$ átomos de H
19. Un recipiente contiene 2,55 g de neón en CNTP. ¿Qué masa de neón contendrá el mismo recipiente a 100 °C de temperatura y 10130 HPa de presión? R: 18,7 g
20. ¿Cuánto pesa el aire de una habitación de 8 x 5 x 4 m a 27 °C y 960 HPa sabiendo que la densidad del aire en CNTP es 1,293 g/l? R: 178 Kg
21. ¿Qué volumen ocupan 10 g de oxígeno a 2,00 atmósferas y 30°C? R: 3,88 l
22. ¿A qué presión tienen que estar sometidos 40 g de monóxido de carbono para que ocupen 50 l a 27 °C? R: 0,686 atm
23. Si el manómetro de una botella de oxígeno de 16 l marca una presión de 12 atmósferas a la temperatura ambiente (20°C), ¿qué masa de oxígeno contiene? R: 255,72 g
24. Un recipiente rígido de 28 l contiene He. Si la presión ejercida por el gas es de 1780 mm Hg y su temperatura 30 °C:
- a) ¿Qué masa de He hay en el recipiente? R: 10, 56 g
- b) Si la presión máxima que pueden soportar las paredes del recipiente es de 3 atm ¿Cuál sería el límite de temperatura al que se podría trabajar sin que se rompa el recipiente? R: 388 K (115 °C)
25. En un recipiente de 5 l en el que se ha hecho previamente el vacío se inyectan 5,32 g de aire. Si la presión ejercida e de 671 mm Hg y la temperatura 20 °C
- a) ¿Cuál es la masa molar promedio del aire? R: 28,96 g/mol
- b) ¿Cuál es la densidad del aire en CNTP? R: 1,29 g/l
- c) ¿Cuál será su densidad a 760 mm Hg y 70 °C? R: 1,03 g/l
26. ¿Cuál es la masa molecular de un gas cuya densidad en CNTP es 3,17 g/l? R: 71 g/mol
27. El nitrógeno gaseoso de una bolsa de aire de automóvil, con volumen de 65 litros ejerce una presión de 829 mm Hg a 25°C. ¿Qué cantidad de N₂ gaseoso (en mol) se encuentra en la bolsa de aire?

28. El globo que empleó Jacques Charles en su vuelo histórico de 1783 se llenó aproximadamente con 1300 mol de H₂. Si la temperatura del gas era 23°C y su presión 750 mmHg ¿Qué volumen tenía el globo?

PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA DE GASES

1) Calcular el volumen de hidrógeno a 2,8 atm y 37 °C que se obtiene al reaccionar 3,0 g de cinc pulverizado con ácido sulfúrico diluido y en exceso? $Zn (s) + H_2SO_4 (ac) \Rightarrow ZnSO_4 (ac) + H_2 (g)$ Rta: 0,416 l

2) ¿Qué volumen de H₂, medido a 28 °C y 1060 mbar, se obtendrá por la reacción de 1,5 g de Mg con exceso de HCl? $Mg (s) + 2 HCl (ac) \Rightarrow MgCl_2 (ac) + H_2 (g)$ Rta: 1,46 l.

3) Si se descomponen 3,0 g de carbonato de sodio, ¿qué volumen de CO₂ se podrá obtener a 24 °C y 130 kPa? Rta: 0,53 l.

4) Si reacciona 2,0 g de Al con exceso de ácido sulfúrico, ¿qué volumen de H₂, medido a 30 °C y 720 mm Hg, se formará? $2 Al (s) + 3 H_2SO_4 (ac) \Rightarrow Al_2(SO_4)_3 (ac) + 3 H_2 (g)$ Rta: 2,92 l.

5) Se tratan 850 g de CaCO₃ con un exceso de disolución de HCl. Calcula la masa de CO₂ obtenido y su volumen medido a 30 °C y 0,977 atm. Rta: 374 g; 216,4 l

6) ¿Cuántos litros de hidrógeno medidos a 100 °C y 2280 torr se obtienen al hacer reaccionar 12,0 g de H₂SO₄ con 5,0 g de magnesio que contiene 1,2 % de impurezas? $Mg (s) + H_2SO_4 (ac) \Rightarrow MgSO_4 (ac) + H_2 (g)$ Rta: 1,25 l

7) Sobre 1 gramo de un material que contiene sulfuro ferroso se agrega una solución de ácido HCl y se desprenden 112 cm³ de gas sulfuro de hidrógeno medido a 20 °C y 2 atm. Calcule los gramos de sulfuro ferroso y el porcentaje de pureza del material ferroso. Rta: 81,8 %

8) Una reacción de gasificación que se utiliza en repostería es la siguiente:
 $NaHCO_3 + H_3C_6H_5O_7 \Rightarrow CO_2 (g) + H_2O + Na_3C_6H_5O_7$ (sin ajustar)
 Si se mezclan 3,3 g de ácido cítrico y 3,3 g de bicarbonato sódico que se utilizan en la receta. Calcule:

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
 b) ¿Qué volumen de CO₂ se obtiene a la presión de 1 atmósfera y 25 °C de temperatura? Rta: 0,960 l CO₂

9) Al reaccionar 40 g de CaCO₃ de 86 % de pureza con un exceso de ácido sulfúrico, se desea saber ¿Cuál es el volumen que ocupará el CO₂ obtenido si se recibe en un recipiente a 7 °C de temperatura y 1 atm de presión? Rta: 3,95 dm³

10) La acidez del estómago se debe a un exceso de HCl por parte de nuestro organismo. Para contrarrestarla se puede utilizar bicarbonato de sodio que reacciona con el ácido dando cloruro de sodio, agua y dióxido de carbono que eliminamos.

a. Escribe la reacción que tiene lugar, de qué tipo de reacción se trata?
 b. ¿Qué masa de HCl se pueden neutralizar con una tableta de 250 mg de antiácido?
 c. Calcula el volumen de dióxido de carbono que se formará si la presión es de 1 atm y la temperatura es de 37 °C. Rta: 217 mg y 151 ml

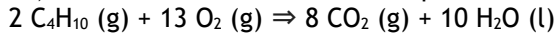
11) El oxígeno puede ser generado en el laboratorio por calentamiento de clorato de potasio. La reacción se representa por la siguiente ecuación: $2 KClO_3 (s) \Rightarrow 2 KCl (s) + 3 O_2 (g)$
 ¿Qué masa de KClO₃ debe ser utilizado con el fin de generar 5,00 l de O₂, medido a 27 °C y 2,15 bar? Rta: 17,56 g

12) En las centrales térmicas se quema combustible para obtener energía. Debido al origen del petróleo, el combustible suele contener compuestos de azufre que, cuando se queman, producen dióxido de azufre, un gas irritante que en la atmosfera suele causar lluvia acida. Para evitarlo, en las chimeneas se coloca un filtro de hidróxido de magnesio que reacciona con el gas dando sulfito de magnesio y agua.

a. Escribe y ajusta la reacción.
 b. Determina el volumen de dióxido de azufre que evitamos que se vierta a la atmosfera si cada hora se recogen 1,67 kg de sulfito de magnesio. El gas sale a a 70 °C y a la presión atmosférica normal.

c. Calcula la masa de hidróxido de magnesio que hace falta para capturar el dióxido de azufre que se produce cada hora.

13) La combustión de butano se representa en la siguiente ecuación:



- Si 4,74 g de butano reaccionan con exceso de oxígeno, ¿qué volumen de CO_2 , medida a 150°C y 1,14 atm, se formará?
- ¿Qué volumen de oxígeno, medida a 0,980 atm y 75°C , será consumido por la combustión completa de 0,500 g de butano?
- ¿Qué masa de H_2O se produce cuando se quema butano y produce 3720 l de CO_2 , medido a 35°C y 0,993 atm de presión?

14) Los camellos almacenan la grasa triestearina ($\text{C}_{57}\text{H}_{10}\text{O}_6$) en sus jorobas. Además de ser una fuente de energía, la grasa es una fuente de agua porque cuando el camello utiliza la grasa como energía se produce agua mediante la reacción: $2 \text{C}_{57}\text{H}_{10}\text{O}_6 + 163 \text{O}_2 (\text{g}) \Rightarrow 114 \text{CO}_2 (\text{g}) + 110 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

¿Qué masa de agua produce un camello a partir de 1,0 kg de grasa? ¿Qué volumen de O_2 se requiere y que volumen de CO_2 se formará a 1,0 atm y 37°C ?
Rta: 1,253 kg y 1836 dm^3

15) El sulfato de amonio, un fertilizante importante, puede prepararse por la reacción de amoníaco con ácido sulfúrico según la siguiente ecuación balanceada: $2 \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) \Rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 (\text{ac})$

Calcule el volumen de NH_3 (en litros) necesario a 20°C y 25,0 atm para reaccionar con 150 kg de H_2SO_4 .

Rta: 2945 l de NH_3

16) Si 45,0 l de gas natural, que es esencialmente metano (CH_4) sufren combustión completa a 730 mm Hg y 20°C , cuántos gramos de cada producto se forman?
Rta: $\text{CO}_2 = 79,2 \text{ g}$, $\text{H}_2\text{O} = 64,8 \text{ g}$

17) Una muestra de 3,25 gramos de carburo de calcio sólido (CaC_2) reacciona con agua produce gas de acetileno (C_2H_2) e hidróxido de calcio acuoso. Si el acetileno se recogió sobre agua a 17°C y 740 mm Hg, ¿cuántos mililitros de acetileno fueron producidos?
Rta: 1250 ml de C_2H_2

18) ¿A qué presión está el gas nitrógeno muestra que se recoge cuando 48,4 g de NaN_3 se descompone? La temperatura del gas es 25°C y el volumen es 18,4 l. $2 \text{NaN}_3 (\text{s}) \Rightarrow 2 \text{Na} (\text{s}) + 3 \text{N}_2 (\text{g})$

19) Cuando se agregan 2,4 g de zinc a ácido clorhídrico, se forman 450 ml del gas hidrógeno a temperatura de 32°C . ¿Cuál es la presión del gas? $\text{Zn} (\text{s}) + 2 \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$

20) Cuando la nitroglicerina detona, produce grandes volúmenes de calor gases casi instantáneamente según la siguiente ecuación. $4 \text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 (\text{l}) \Rightarrow 6 \text{N}_2 (\text{g}) + 12 \text{CO}_2 (\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

¿Qué volumen total de gases se produce a 300°C y 1,00 atm, cuando 10,0 g de nitroglicerina explotan?

6. Ley de Dalton:

La ley de Dalton establece que en una mezcla de gases cada gas ejerce su presión como si los restantes gases no estuvieran presentes. La presión específica de un determinado gas en una mezcla se llama **presión parcial**, P .

En 1801, Dalton formuló una ley que actualmente lleva su nombre: **Ley de Dalton de las Presiones Parciales**, la cual describe que la Presión Total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo. La presión total de la mezcla se calcula simplemente sumando las presiones parciales de todos los gases que la componen.

$$P_T = P_A + P_B + P_C \dots\dots$$

Por ejemplo, la presión atmosférica es 760 mm Hg debido a la suma de las presiones parciales de todos los gases presentes en ella:

Presión atmosférica (760 mm de Hg) = P_{O_2} (160 mm Hg) + P_{N_2} (593 mm Hg) + P_{CO_2} (0,3 mm Hg) + P_{H_2O} (alrededor de 8 mm de Hg)

Si se considera el caso en el que dos gases, A y B, están en un recipiente de volumen V. La presión ejercida por el gas A, de acuerdo con la ecuación del gas ideal, es:

$$P_A = n_A RT / V$$

Donde n_A es el número de moles de A presente. Del mismo modo, la presión ejercida por el gas B es:

$$P_B = n_B RT / V$$

En una mezcla de gases A y B, la presión total P_T es el resultado de las colisiones de ambos tipos de moléculas A y B, con las paredes del recipiente. Por lo tanto, de acuerdo con la ley de Dalton:

$$P_T = P_A + P_B$$

$$P_T = (n_A RT / V) + (n_B RT / V)$$

Reagrupamos poniendo RT/V como factor común, y sumando por su parte n_A y n_B

$$P_T = (n_A + n_B) (RT/V)$$

Como $n_A + n_B = n_t$:

$$P_T = n_t \cdot RT/V$$

Donde n_t , el número total de moles de los gases presentes está dado por $n_t = n_A + n_B$, y P_A y P_B son las presiones parciales de los gases A y B, respectivamente. Así, para una mezcla de gases, la P_T **depende sólo del número total de moles del gas presente**, no de la naturaleza de las moléculas del gas.

En general, la presión total de una mezcla de gases está dada por

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Donde P_1, P_2, P_3, \dots son las presiones parciales de los componentes 1, 2, 3, ... Para darse cuenta cómo está relacionada cada presión parcial con la Presión total, se considera de nuevo el caso de la mezcla de dos gases A y B. Dividiendo P_A entre P_T se obtiene:

$$P_A / P_T = (n_A RT/V) / (n_t \cdot RT/V)$$

Como RT/V se encuentra arriba y debajo en la relación, se eliminan, quedando:

$$P_A / P_T = n_A / n_t$$

Y como $n_t = n_A + n_B$ (moles totales = moles de gas A + moles de gas B):

$$P_A / P_T = n_A / (n_A + n_B)$$

$$P_A / P_T = X_A$$

Donde X_A se denomina **Fracción Molar del gas A**. La Fracción Molar es una Cantidad adimensional (sin unidades) que expresa la **relación del número de moles de un componente con el número de moles de todos los componentes presentes**.

En general, la fracción molar del componente i en una mezcla está dado por:

$$X_i = n_i / n_t$$

Donde n_i y n_t son el número de moles del componente i y el número total de moles presentes, respectivamente. La **fracción molar siempre es más pequeña que 1**, por supuesto, ya que una fracción, por definición, es una parte de 1.

Es posible expresar la Presión Parcial de A como:

$$P_A = X_A P_T$$

Y de manera similar, para el gas B:

$$P_B = X_B P_T$$

La suma de las Fracciones Molares de una mezcla de gases debe ser igual a la unidad. Si sólo dos componentes están presentes, entonces

$$X_A + X_B = (n_A/n) + (n_B/n) = 1$$

Si un sistema contiene más de dos gases, la presión parcial del componente i se relaciona con la presión total por:

$$P_i = X_i P_T$$

Ejemplo # 1. Una mezcla gaseosa contiene 4,46 moles de Neón (Ne), 0,74 moles de Argón (Ar) y 2,15 moles de Xenón (Xe). Calcular las Presiones Parciales de los gases si la Presión Total es 2,00 atmósferas.

$$n_t = 4,46 + 0,74 + 2,15 = 7,35 \text{ moles}$$

$$P_T = 2,0 \text{ atm}$$

Presión Parcial del Neón:

$$n_{Ne} = 4,46 \text{ moles}$$

$$X_{Ne} = 4,46 / 7,35 = 0,6068$$

$$P_{Ne} = X_{Ne} * P_T = (0,6068) * (2,00 \text{ atm}) = 12,136 \text{ atm}$$

Presión Parcial del Argón:

$$n_{Ar} = 0,74 \text{ moles}$$

$$X_{Ar} = 0,74 / 7,35 = 0,1007$$

$$P_{Ar} = X_{Ar} * P_T = (0,1007) * (2,00 \text{ atm}) = 0,2014 \text{ atm}$$

Presión Parcial del Xenón:

$$n_{Xe} = 2,15 \text{ moles}$$

$$X_{Xe} = 2,15 / 7,35 = 0,2925$$

$$P_{Xe} = (0,2925) * (2,00 \text{ atm}) = 0,5850 \text{ atm}$$

Comprobación:

La Presión Total de 2,00 atm debe resultar igual al sumarse todas las presiones parciales:

$$P_T = 1,2136 \text{ atm} + 0,2014 \text{ atm} + 0,5850 \text{ atm} = 2,00 \text{ atm}$$

Ejemplo # 2: En un balón de 5 l, se tiene una muestra que contiene 2,43 moles de nitrógeno y 3,07 moles de oxígeno, a 298,15 K. Determina:

- la presión total de los gases en el balón.
- la presión parcial de cada gas en el recipiente.

Desarrollo A

Determinamos los moles totales: 2,43 mol de N₂ + 3,07 mol de O₂ = 5,5 mol

A través de ley de los gases ideales, obtendremos la presión total de los gases en el balón:

$$P = nRT/V$$

$$n = 5,5 \text{ mol}$$

$$R = 0,082 \text{ L.atm/mol.K}$$

$$T = 298,15 \text{ K}$$

$$V = 5,0 \text{ L}$$

$$P = \frac{5,5 \text{ mol} \times 0,0821 (\text{atm.l/mol.K}) \times 298,15 \text{ K}}{5,0 \text{ L}} = 26,89 \text{ atm}$$

Desarrollo B

Determinaremos las fracciones molares de cada gas:

$$X_{N_2} = 2,43 \text{ mol} / 5,5 \text{ mol} = 0,44$$

$$X_{O_2} = 3,07 \text{ mol} / 5,5 \text{ mol} = 0,56$$

Finalmente determinamos las presiones parciales de cada gas:

$$P_{N_2} = 0,44 \times 26,89 \text{ atm} = 11,83 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = 0,56 \times 26,89 \text{ atm} = 15,05 \text{ atm}$$

Para comprobar, sumamos las presiones parciales y el resultado debe ser igual a la presión total del sistema:

$$11,83 \text{ atm} + 15,05 \text{ atm} = 26,89 \text{ atm}$$

En la siguiente figura se ilustra el procedimiento empleado para recoger los gases producidos en una reacción. En este procedimiento se aplica la ley de Dalton para determinar la presión del gas seco (restando la presión del vapor de agua a la presión total).

$$P_{TOTAL} = P_{GAS} + P_{VH_2O}$$

Hay una presión de vapor correspondiente para cada valor de temperatura (tablas de presiones de vapor del agua).

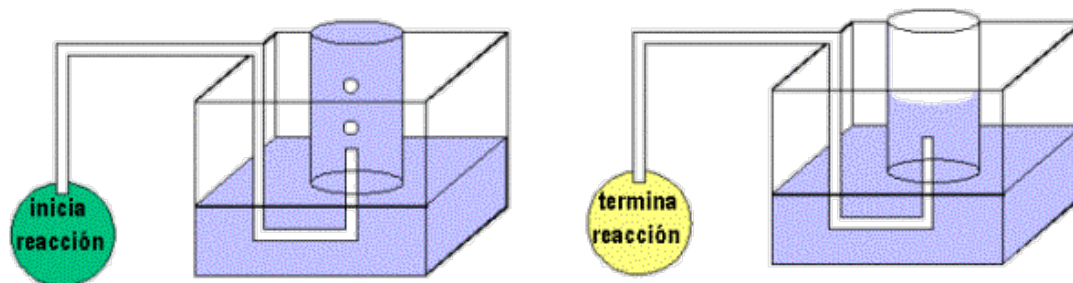


figura 4. Esquema de recolección de un gas por desplazamiento de agua

Ejemplo # 3:

Una muestra de $KClO_3$ se descompone parcialmente, produciendo O_2 el cual se recolecta de agua. El volumen recolectado es de 0,25 L a 25 °C y la presión total es de 765 torr. ¿Cuántos moles de O_2 se recolectaron?

$$P_{total} = 765 \text{ torr} = P_{O_2} + P_{H_2O}$$

$$P_{H_2O} \text{ a } 25 \text{ °C es } 23,76 \text{ torr}$$

$$P_{O_2} = P_{total} - P_{H_2O} = 765 - 23,76 = 741,2 \text{ torr}$$

$$P_{O_2} = 741,2 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0,975 \text{ atm}$$

$$PV = nRT$$

$$(0,975 \text{ atm})(0,25 \text{ l}) = n(0,0821 \text{ atm.l/mol K})(298 \text{ K})$$

$$\text{Despejando se obtiene } n = 9,96 \times 10^{-3} \text{ mol } O_2$$

7. Ley de Graham:

Has notado que cuando en casa usan un aromatizador, éste se esparce y se "siente" o puedes olerlo a cierta distancia, al cabo de unos segundos. Recordarás también que cuando niño, te regalaban un globo, sea lleno de aire o de helio, jugabas con él y luego lo guardabas unos días, ¿qué le pasaba ... se "achicaba". ¿Cómo se explican estos hechos?

En 1829 **Thomas Graham** determinó que cuando **P y T son constantes**, la velocidad de difusión y de efusión de las sustancias gaseosas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de sus pesos moleculares:



La difusión es el proceso de mezclar lentamente dos gases. La efusión es el proceso que ocurre cuando se permite que un gas escape de su contenedor a través de una pequeña abertura.

La ley de Graham establece que la velocidad a la que un gas se difundirá o efundirá es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de las masas molares del gas. Esto significa que los gases ligeros se difunden rápidamente y los gases más pesados se difunden lentamente. En otras palabras, bajo las mismas condiciones de P y T, las moléculas de un gas ligero se desplazan con mayor rapidez que las de un gas pesado.

Las velocidades de efusión de dos gases también pueden relacionarse con sus densidades mediante proporcionalidad inversa, es decir, el gas de menor densidad (más ligero) se escapa con mayor rapidez.

Cuando se comparan los tiempos de efusión la relación es de proporcionalidad directa, lo cual significa que el gas de mayor masa molar o más denso tarda mayor tiempo en escaparse.

Resuelva los siguientes problemas sobre la ley de Dalton y la ley de Graham:

1. Un matraz de 10,0 l contiene 1,031 g de O_2 y 0,572 g CO_2 a $10^\circ C$, ¿cuál es la presión total de la mezcla?
2. En un recipiente de 25 l se encierran (a $25^\circ C$) 15 g de dióxido de carbono y 20 g de monóxido de carbono. A) ¿Cuál será la presión total ejercida? B) ¿Cuál será la presión parcial que ejerza cada uno de los gases?
3. Determina la fracción molar de cada componente, la presión parcial de cada componente y la presión total para una mezcla de 3,58 g H_2 y 6,51 g N_2 en un envase de 10,0 l a $90^\circ C$.
4. 46 l de He a $25^\circ C$ y 1,0 atm y 12 l de O_2 a $25^\circ C$ y 1,0 atm son bombeados hacia un tanque con un volumen de 5,0 l. calcule la presión parcial de cada gas y la presión total en el nuevo tanque.
5. Una muestra de clorato de potasio solido fue calentada en un tubo de ensayo mediante la siguiente ecuación: $2 KClO_3 (s) \rightarrow 2 KCl (s) + 3 O_2 (g)$. El gas formado se midió por desplazamiento de agua a $22^\circ C$ a una presión total de 754 mm Hg. El volumen del gas colectado fue de 0,650 l, la presión de vapor del agua a $22^\circ C$ es 21 torr. Calcule la presión parcial del O_2 y la masa de clorato de potasio que se descompuso.
6. Cuál es la presión total (en atm) de una mezcla de 9 g de N_2 y 9 g de He en un recipiente de volumen igual a 30 litros y a una temperatura de $30^\circ C$?
7. Un volumen de 125 cm^3 de un gas A medido a 0,60 atm y 150 cm^3 de un gas B medido a 0,80 atm se introducen en un recipiente cuya capacidad es de 500 cm^3 . ¿Cuál es la presión total de la mezcla en el recipiente, a la misma temperatura?
8. Calcule la presión total que tienen 3 g de C_3H_8 y 5 g de C_4H_{10} contenidos en un recipiente de 7 litros a $25^\circ C$. Considere que los gases se comportan como ideales.
9. Calcule las presiones parciales de O_2 , N_2 y CO_2 en una mezcla cuya presión total es de 2 atm. En la misma hay 8 g de O_2 , 15 g de N_2 y 1 g de CO_2 dentro de un recipiente de 3 litros.
10. Un recipiente de 5,0 l contiene 10 g de SO_3 y 1,00 g de He a $20^\circ C$. Calcule la presión parcial de cada gas y la presión total de la mezcla.
11. Cual será la presión de una mezcla gaseosa cuando 0,5 l de H_2 a 0,8 bar y 2,0 l de O_2 a 0,7 bar son introducidos en un recipiente de 1,0 l a $27^\circ C$.
12. Una muestra de nitrógeno gaseoso se burbujea a través de agua líquida a $25^\circ C$ y se recolecta un volumen de 750 cm^3 . La presión total del gas, saturado con vapor de agua, es 740 mm de Hg a $25^\circ C$ y la presión de vapor del agua a dicha temperatura es de 24 mm de Hg. ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en la mezcla?
13. Un bulbo A de 500 ml de capacidad contiene inicialmente N_2 a 0,7 atm y $25^\circ C$; un bulbo B de 800 ml de capacidad contiene inicialmente O_2 a 0,5 atm y $0^\circ C$. Los dos bulbos se conectan de tal forma que hay paso libre de gases entre ellos. El ensamblaje se lleva a la temperatura de $20^\circ C$. Calcule la presión final.
14. 1 g de hidrogeno y 1 g de oxígeno molecular se introducen en un envase de 2 litros a $27^\circ C$. Determine la presión parcial de cada gas, la presión total y la fracción molar de cada gas en la mezcla.
15. El halotano es un gas que se utiliza como anestésico inhalable. Se mezclan 0,08 moles de halotano con 24 g de oxígeno y la presión de la solución resultante es de 900 mm Hg. ¿Cuál será la presión parcial que ejerce cada uno de los gases en dicha mezcla?
16. Una mezcla de gases utilizada en el laboratorio contiene 93,5 % de nitrógeno y 6,5 % de oxígeno y ejerce una presión de 15 atmosferas. Calcule la presión parcial ejercida por cada gas en la mezcla.
17. El aire exhalado por el ser humano tiene la siguiente composición expresada como presiones parciales: Oxígeno: 0,15 atm; dióxido de carbono: 0,04 atm; vapor de agua: 0,06 atm; nitrógeno: 0,75 atm. Calcule la fracción molar de cada gas en la mezcla.

18. La presión parcial del oxígeno en el aire a temperatura constante es de 156 mm Hg cuando la presión atmosférica es de 740 mm Hg. Calcular la fracción molar del oxígeno en el aire.
19. Una mezcla de 0,770 g de N_2O (g) y 0,770 g de N_2 (g) ejerce una presión de 0,500 atm. ¿Cuál es la presión parcial de cada gas?
20. Una muestra de un gas se recogió sobre agua a $32^\circ C$, ocupando un volumen de 1,00 l. El gas húmedo ejerce una presión de 760 mm Hg. Al secarse la muestra ocupó 1,0 l y ejerció una presión de 1,0 atm, a $47^\circ C$. ¿Cuál es la presión de vapor de agua a $32^\circ C$?
21. Si la densidad del H_2 es 0,090 g/l y su velocidad de efusión es 6 veces mayor que la del cloro, ¿cuál es la densidad del cloro?
22. ¿Cuánto más rápido escapa el hidrógeno a través de una membrana porosa en comparación con el dióxido de azufre?
23. Se midió el tiempo de efusión del hidrógeno y del neón a través de membranas porosas iguales y en las mismas condiciones de temperatura y de presión. Al cabo de 6 horas se habían escapado $2/3$ del hidrógeno. ¿Qué tiempo se necesitara para que se escape la mitad del neón?
24. Se tienen iguales cantidades de helio y de nitrógeno en sendos matraces iguales, en las mismas de temperatura y presión. Si el nitrógeno se escapa a razón de 75 ml/h, ¿cuál será la velocidad de efusión del helio?
25. Si 1,00 ml de N_2 se escapa a través de una barrera porosa en 145 s, mientras que 1,00 ml de un gas desconocido en las mismas condiciones tarda 230 s en escaparse, ¿cuál es la masa molar del gas?

RESPUESTAS:

- 1) $PO_2 = 0,0749$ atm; $PCO_2 = 0,0302$ atm.
- 2) $PCO = 0,697$ atm; $PCO_2 = 0,331$ atm; $P_{total} = 1,03$ atm
- 3) $PH_2 = 5,33$ atm; $PN_2 = 0,69$ atm; $P_{total} = 6,02$ atm
- 4) $PN_2 = 9,2$ atm; $PO_2 = 2,4$ atm; $P_{total} = 11,6$ atm
- 5) $PO_2 = 733$ mm Hg; $n_{O_2} = 2,587 \times 10^{-2}$ moles; 2,11 g de $KClO_3$
- 6) $PN_2 = 0,2665$ atm; $P_{He} = 1,8657$ atm; $P_{total} = 2,1322$ atm
- 7) $PA = 0,15$ atm; $PB = 0,24$ atm; $P_{total} = 0,39$ atm
- 8) Igual que los problemas: 1, 2, 3 y 6.
- 9) $PO_2 = 1,854$ atm; $PN_2 = 1,325$ atm; $PCO_2 = 0,057$ atm
- 10) $P_1 = 0,601$ atm; $P_2 = 1,202$ atm
- 11) $PH_2 = 0,5$ bar; $PO_2 = 1,4$ bar; $P_{total} = 1,8$ bar
- 12) $P_{gas\ seco} = 716$ mm Hg; $2,89 \times 10^{-2}$ moles de N_2
- 13) $PN_2 = 0,2647$ atm; $PO_2 = 0,3302$ atm; $P_{total} = 0,5949$ atm
- 14) Igual que los problemas: 1, 2, 3, 6 y 8.
- 15) $P_{halotano} = 86,75$ mm Hg; $PO_2 = 813,25$ mm Hg
- 16) $PN_2 = 14,025$ atm; $PO_2 = 0,975$ atm
- 17) Usar $X_{gas} = P_{gas}/P_{total}$; como $P_{total} = 1,0$ atm \rightarrow las $X_{gas} = P_{gas}$
- 18) Usar $X_{gas} = P_{gas}/P_{total}$; la $X_{O_2} = 0,21$
- 19) $PN_2O = 0,194$ atm; $PN_2 = 0,306$ atm
- 20) $P_{del\ gas\ seco} = 0,953$ atm; $P_{v.H_2O} = 0,047$ atm o 35,72 mm Hg a $32^\circ C$
- 21) $dCl_2 = 3,24$ g/l
- 22) $t_{H_2} = 0,177$ t SO_2
- 23) El neón gastara 14,45 h para que se escape la mitad
- 24) $v_{He} = 198,4$ ml/h
- 25) $MM_{gas\ X} = 70,55$ g/mol