

Los Gases

Contenido

1	ESTADOS DE LA MATERIA.....	2
2	COMPORTAMIENTO DE LOS GASES.....	2
3	LEYES DE LOS GASES.....	2
4	ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES.....	2
4.1	LEY DE BOYLE – MARIOTTE ($T = \text{cte}$) $P_1V_1 = P_2V_2$;	3
4.2	LEY DE GAY – LUSSAC $V = \text{cte}$ $P_1T_1 = P_2T_2$	3
4.3	LEY DE CHARLES ($P = \text{cte}$) $V_1T_1 = V_2T_2$	4
4.4	Ecuacion general gases ideales	5
4.5	Ecuación de estado de los gases ideales	7
5	MEZCLA DE GASES.....	9
5.1	LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES.....	9
6	DENSIDAD DE UN GAS IDEAL.....	9
6.1	COMPOSICIÓN EN VOLUMEN DE UNA MEZCLA DE GASES.....	9

1 Estados de la materia

La materia independiente de su estado está formado por partículas muy pequeñas que están en continuo movimiento.

Estado sólido : Las partículas tienen un pequeño movimiento de vibración

Estado Líquido: Las partículas tienen mayor movimiento de vibración que en los sólidos

Estado gaseoso: Las partículas se mueven con total libertad.

2 Comportamiento de los gases

La teoría cinética de los gases es una teoría física y química que explica el comportamiento y propiedades microscópicas de los gases (ley de los gases ideales).

- En los gases las partículas se mueven libremente chocando entre si y con las paredes que los contienen de forma elástica. (en el choque cambian de dirección pero no varía su velocidad)
- Los gases ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene
- Los gases ejercen presión sobre las paredes del recipiente que les contiene
- Cuanto mas rápido es el movimiento de las partículas mayor será la temperatura

3 Leyes de los gases

Para medir la cantidad de gas que tenemos en un recipiente necesitamos conocer el volumen del recipiente presión y temperatura a la que se encuentra el gas.

Volumen en el sistema internacional SI m^3 en litros L o en ml; $m^3 = 10^3 l$,

Temperatura: en el sistema internacional SI K (grados Kelvin) $T(K) = t(^{\circ}C) + 273 K$;

Presión: en el sistema internacional SI Pa(pascales), atm (atmosferas) mm de mercurio

$$1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mm de Hg}$$

4 Ecuación General de los gases ideales

Para una misma masa gaseosa (por tanto, el número de moles «n» es constante), podemos afirmar que existe una constante directamente proporcional a la presión y volumen del gas, e inversamente proporcional a su temperatura.

La ecuación general relaciona La Presión, Volumen y Temperatura de un gas en un estado inicial con la Presión, Volumen y Temperatura en un estado final.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \text{ La presión, volumen y Temperatura pueden estar en cualquier unidad}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = R; \frac{PV}{T} = R = \text{constante}$$

Para 1 mol de un gas ideal cualquiera en un recipiente. $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{Mol} \cdot \text{K}}$;

$$\text{Si hay } n \text{ moles } \frac{PV}{T} = R \cdot n ;$$

$$PV = n \cdot R \cdot T;$$

Dado que R se expresa en $\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{Mol} \cdot \text{K}}$; las unidades deben ser P (atm); T (K); V (L) y n (moles)

a) Un mol de cualquier sustancia contiene 6,022 10^{23} partículas;

b) Condiciones estandar de un gas(T = 273K, P = 1 bar = 10^5 pascales)

Volumen molar estandar que ocupa un gas = 22,7 l

c) Condiciones normales de un gas(T = 25 °C, P = 1 atmosfera = 101325 Pascales)

Volumen molar normal que ocupa un gas = 22,4 l

4.1 LEY DE BOYLE – MARIOTTE (T = cte) $P_1 V_1 = P_2 V_2$;

1. Ejercicio

A presión de 17 atm, 25L de un gas a temperatura constante experimenta un cambio ocupando un volumen de 15 L ¿Cuál será la presión que ejerce?

Solución

$$P_1 V_1 = P_2 V_2; 17 \text{ atm} \cdot 25 \text{ l} = x \text{ atm} \cdot 15 \text{ l}; x = \frac{17 \cdot 25}{15} = 28,333 \text{ atm}$$

2. Ejercicio

Una cantidad de gas ocupa un volumen de 70 cm³ a una presión de 0,78 atm. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,2 atm si la temperatura no cambia?

Solución

$$P_1 V_1 = P_2 V_2; 0,78 \text{ atm} \cdot 70 \text{ cm}^3 = 1,2 \text{ atm} \cdot x \text{ cm}^3; x = \frac{0,78 \cdot 70}{1,2} = 45,5 \text{ cm}^3$$

3. Ejercicio

Se tienen 55 litros de un gas sometido a 4,4 atm y de pronto se reduce esa presión a 2,4 atm, ¿Cuál será el volumen que ocupa el gas?

Solución

$$P_1 V_1 = P_2 V_2; 4,4 \text{ atm} \cdot 55 \text{ l} = 2,4 \text{ atm} \cdot x \text{ l}; x = \frac{4,4 \cdot 55}{2,4} = 100,8 \text{ l}$$

4. Ejercicio

Un globo estalla si el volumen en su interior supera los 5 L. Si para una presión de 1,25 atm el volumen del globo es 3 litros, ¿a qué presión estallará el globo?

Solución

$$P_1 V_1 = P_2 V_2; 1,25 \text{ atm} \cdot 3 \text{ l} = x \text{ atm} \cdot 5 \text{ l}; x = \frac{1,25 \cdot 3}{5} = 0,75 \text{ atm}$$

4.2 LEY DE GAY – LUSSAC (V = cte) $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

La presión ha de estar en las mismas unidades en los dos términos y la Temperatura obligatoriamente en grados Kelvin

5. Ejercicio

Calcula cuál será la presión de un recipiente que contiene un gas a 17°C si sabemos que cuando la temperatura es de 45°C su presión es de 2,25 atm.

Solución

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \quad \frac{x \text{ atm}}{17^\circ + 273} = \frac{2,25 \text{ atm}}{45^\circ + 273}; x = \frac{290 * 2,25}{318} = 2,05 \text{ atm}$$

6. Ejercicio

La rueda de un coche contiene aire a una presión de 2,5 atm y la temperatura es de 20°C. Después de un largo recorrido la temperatura del aire asciende hasta 55°C. ¿Qué presión tendrá el aire de la rueda?

Solución

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \quad \frac{2,5 \text{ atm}}{20^\circ + 273} = \frac{x \text{ atm}}{55^\circ + 273}; x = \frac{2,5 * 328}{293} = 2,8 \text{ atm}$$

7. Ejercicio

Un gas se encuentra a una presión de 2 atm y a una temperatura de 27°C. ¿Hasta que temperatura hemos de calentar el gas para que la presión se triplique?. El volumen del gas no cambia.

Solución

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \quad \frac{2 \text{ atm}}{27^\circ + 273} = \frac{3 * 2 \text{ atm}}{x^\circ \text{ C}}; x = \frac{300 * 6}{2} = 900 \text{ K}$$

8. Ejercicio

A 200 K la presión que ejerce un gas es de 0,5 atm, calcula la presión que ejercerá a 25 °C

Solución

$$T_2(\text{k}) = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ k}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \quad \frac{0,5 \text{ atm}}{200 \text{ k}} = \frac{x \text{ atm}}{298 \text{ k}}; x = \frac{0,5 * 298}{200} = 0,745 \text{ atm}$$

4.3 LEY DE CHARLES ($P = \text{cte}$) $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

El volumen ha de estar en las mismas unidades en los dos términos y la Temperatura obligatoriamente en grados Kelvin

9. Ejercicio

Un gas ocupa un volumen de 3.5 litros a una temperatura de 60K. Si la presión permanece constante, ¿A qué temperatura el volumen sería de 12 litros?

Solución

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad \frac{3,5 \text{ l}}{60 \text{ k}} = \frac{12 \text{ l}}{x \text{ k}}; x = \frac{60 * 12}{3,5} = 205,7 \text{ K}$$

10. Ejercicio

Si el volumen del aire de una habitación a 8°C es de 900 litros. Si la presión permanece constante, ¿Cuánto aire escapará de la habitación si se calienta hasta 30°C?

Solución

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad \frac{900 \text{ l}}{8^\circ + 273} = \frac{x \text{ l}}{30^\circ + 273}; \quad x = \frac{900 * 303}{281} = 970,5 \text{ l};$$

Se escapara de la habitación = 970,5l – 900l = 70,5 l

11. Ejercicio

Se encuentran 6 litros de un gas ideal a 24°C y presión constante. ¿Cuánto disminuye su temperatura para que su volumen sea de 4 litros?

Solución

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad \frac{6 \text{ l}}{24^\circ + 273} = \frac{4 \text{ l}}{x \text{ K}}; \quad x = \frac{297 * 4}{6} = 198 \text{ K}; \quad 198 - 273 = -75^\circ\text{C}$$

12. Ejercicio

Un gas que ocupaba un volumen de 1,5 litros se calienta de 298 K a 50 °C a presión constante. ¿Cuál es el nuevo volumen que ocupará?

Solución

$$T_2(\text{k}) = 50^\circ\text{C} + 273 = 323 \text{ k}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad \frac{1,5 \text{ l}}{298 \text{ K}} = \frac{x \text{ l}}{323 \text{ K}}; \quad x = \frac{1,5 * 323}{298} = 1,63 \text{ l};$$

4.4 Ecuacion general gases ideales

El Presión y volumen han de estar en las mismas unidades en los dos términos y la Temperatura obligatoriamente en grados Kelvin

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = R; \quad \frac{PV}{T} = R = \text{constante}$$

13. Ejercicio

Una bombona de aire de un buceador contiene 30 litros a 20°C y 15 atmósferas. Calcula el volumen de ese aire en condiciones normales.

Solución

$$T_1(\text{k}) = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ k}; \quad T_2(\text{k}) = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ k}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \quad \frac{15 \text{ atm} * 30 \text{ l}}{293 \text{ k}} = \frac{1 \text{ atm} * x \text{ l}}{273 \text{ k}}; \quad x = \frac{(15 * 30) * 273}{293 * 1} = 419,28 \text{ l}$$

14. Ejercicio

En una botella metálica tenemos un gas a 15°C y una presión de 7.5 atmósferas. Si la presión máxima que aguanta la botella es de 12.5 atm, ¿Cuál es la temperatura máxima a la que se puede calentar el gas de su interior?.

Solución

$$T_1(\text{k}) = 15^\circ\text{C} + 273 = 288 \text{ k}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \quad \frac{7,5 \text{ atm} * V_1 \text{ l}}{288 \text{ k}} = \frac{12,5 \text{ atm} * V_1 \text{ l}}{x \text{ k}}; \quad x = \frac{(12,5 * V_1) * 288}{7,5 * V_1} = 480 \text{ k} = 207^\circ\text{C}$$

15. Ejercicio

Tenemos oxígeno encerrado en un matraz a 27°C y 3.25 atm. ¿Qué presión habrá en el matraz si lo calentamos hasta 320°C? (Resultado: p = 6.46 atmósferas)

Solución

$$T_1(\text{k}) = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ k}; T_2(\text{k}) = 320^\circ\text{C} + 273 = 593 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \frac{3,25 \text{ atm} * V_1 \text{ l}}{300 \text{ k}} = \frac{x \text{ atm} * V_1 \text{ l}}{593 \text{ k}}; x = \frac{(3,25 * V_1) * 593}{300 * V_1} = 6,42 \text{ atm}$$

16. Ejercicio

Medimos la presión del aire de un neumático de coche a 20°C y obtenemos 1.2 kgf/cm². Al circular, las ruedas se calientan y la temperatura sube hasta 45°C. Calcula la presión que tendrán ahora suponiendo que el volumen de la rueda no varía.

Solución

$$T_1(\text{k}) = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ k}; T_2(\text{k}) = 45^\circ\text{C} + 273 = 318 \text{ K}$$

Volumen constante

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \frac{1,2 \text{ kgf/cm}^2}{293 \text{ k}} = \frac{x \text{ atm}}{318 \text{ k}}; x = \frac{1,2 * 318}{293} = 1,30 \text{ kgf/cm}^2$$

17. Ejercicio

Tenemos una botella de vidrio que hemos cerrado herméticamente en lo alto de una montaña a 620 mmHg y 5°C. ¿Qué diferencia de presión tendrá si bajamos al nivel del mar (p = 760 mmHg) y se calienta hasta del 30°C?

Solución

$$T_1(\text{k}) = 5^\circ\text{C} + 273 = 278 \text{ k}; T_2(\text{k}) = 30^\circ\text{C} + 273 = 303 \text{ K}$$

Volumen constante

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \frac{620 \text{ mmHg}}{278 \text{ k}} = \frac{x \text{ mmHg}}{303 \text{ k}}; x = \frac{620 * 303}{278} = 675,76 \text{ mmHg}$$

$$\text{Diferencia de presión } 760 \text{ mmHg} - 675,76 \text{ mmHg} = 84,24 \text{ mmHg}$$

18. Ejercicio

Tenemos un pistón móvil de 3 litros de capacidad a 25°C. Si lo calentamos a presión constante y se expande hasta los 8 litros, ¿qué temperatura se alcanzó?

Solución

Presión constante

$$T_1(\text{k}) = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ k};$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \frac{3 \text{ l}}{298 \text{ k}} = \frac{8 \text{ l}}{x \text{ k}}; x = \frac{8 * 298}{3} = 794,66 \text{ K}$$

19. Ejercicio

Tenemos una jeringuilla de 50 cm³ llena de gas a 1,0 atm. Si comprimimos el émbolo a temperatura constante hasta que tenga un volumen de 10 cm³, ¿qué presión alcanzará?

Solución

Temperatura constante

$$P_1 V_1 = P_2 V_2; 1,0 \text{ atm} * 50 \text{ cm}^3 = x \text{ atm} * 10 \text{ cm}^3; x = \frac{1 * 50}{10} = 5 \text{ atm}$$

20. Ejercicio

Un globo aerostático meteorológico con helio tiene un volumen de 3 m^3 a 27°C y 760 mmHg de presión. Si asciende en la atmósfera hasta un punto en que hay una presión de $0,26 \text{ atm}$ y -40°C , ¿qué volumen alcanzará?

Solución

$$T_1(\text{k}) = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ k}; T_2(\text{k}) = -40^\circ\text{C} + 273 = 233 \text{ K}$$

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

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \frac{1 \text{ atm} * 3 \text{ m}^3}{300 \text{ k}} = \frac{0,26 \text{ atm} * x \text{ l}}{233 \text{ k}}; x = \frac{(1 * 3) * 233}{300 * 0,26} = 8,96 \text{ m}^3$$

21. Ejercicio

Un buceador suelta una burbuja en un punto que está a $2,3 \text{ atm}$ y 8°C con un volumen de 1 litro . ¿Qué volumen tendrá la burbuja cerca de la superficie, a 1 atm y 20°C ? (Resultado: $V = 2,4 \text{ litros}$)

Solución

$$T_1(\text{k}) = 8^\circ\text{C} + 273 = 281 \text{ k}; T_2(\text{k}) = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \frac{2,3 \text{ atm} * 1 \text{ l}}{281 \text{ k}} = \frac{1 \text{ atm} * x \text{ l}}{293 \text{ k}}; x = \frac{(2,3 * 1) * 293}{281 * 1} = 2,4 \text{ l}$$

4.5 Ecuación de estado de los gases ideales

$$P * V = n * R * T; n = \text{numero de moles}; R = \text{cte} = 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}}$$

22. Ejercicio

Tenemos en un recipiente 42 g de un gas que ocupa $31,5 \text{ litros}$ medidos a 60°C y $1,3 \text{ atm}$. Calcula: a) La masa molecular del gas. b) El volumen que ocuparía a 25°C y 608 mmHg

Solución

$$T_1(\text{k}) = 60^\circ\text{C} + 273 = 333 \text{ k}; T_2(\text{k}) = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P_2 \begin{cases} 760 \text{ mm HG son } 1 \text{ atm} \\ 608 \text{ mm HG seran } x \end{cases} x = \frac{1 * 608}{760} = 0,8 \text{ atm}; P_2 = 0,8 \text{ atm}$$

$$\text{a) } P * V = n * R * T; 1,3 \text{ atm} * 31,5 \text{ l} = n * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 333 \text{ K};$$

$$n = \frac{1,3 * 31,5}{0,082 * 333} = 1,5 \text{ mol}; \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \frac{42 \text{ g}}{1,5 \text{ mol}} = 28 \text{ g/mol}$$

$$\text{b) } \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \frac{1,3 \text{ atm} * 31,5 \text{ l}}{333 \text{ k}} = \frac{0,8 \text{ atm} * x \text{ l}}{298 \text{ k}}; x = \frac{(1,3 * 31,5) * 298}{333 * 0,8} = 45,8 \text{ l};$$

$$V_2 = 45,8 \text{ l}$$

23. Ejercicio

Tenemos en un recipiente 21,4 litros de un gas que a 40°C tiene una presión de 1.8 atm. Calcula: a) Cuantos moles de gas hay. b) La masa molecular del gas si su masa es de 48 g c) Su densidad en condiciones normales.

Solución

$$T_1(\text{K}) = 40^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K};$$

$$\text{a) } P \cdot V = n \cdot R \cdot T; 1,8 \text{ atm} \cdot 21,4 \text{ l} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 313 \text{ K};$$

$$n = \frac{1,8 \cdot 21,4}{0,082 \cdot 313} = 1,5 \text{ mol}; \quad n = 1,5 \text{ mol}$$

$$\text{b) } \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \frac{48 \text{ g}}{1,5 \text{ mol}} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \text{Unidad de masa atómica u. m. a.}$$

$$\text{c) En condiciones normales } \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \quad \frac{1,8 \text{ atm} \cdot 21,4 \text{ l}}{313 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot x \text{ l}}{273 \text{ K}};$$

$$x = \frac{(1,8 \cdot 21,4) \cdot 273}{313 \cdot 1} = 33,6 \text{ l};$$

$$\text{Densidad} = \frac{m}{v} = \frac{48 \text{ g}}{33,6} = 1,42 \frac{\text{g}}{\text{l}}; \quad D = 1,42 \frac{\text{g}}{\text{l}};$$

24. Ejercicio

Mediante una reacción química producimos 83,3 g de Cl_2O_3 gaseoso.

Calcula: a) El volumen que ocuparía en condiciones normales (C.N.). b) El volumen que ocuparía a 40 °C y 1.1 atm.

Solución

$$\text{a) En la tabla periódica tomamos } M(\text{Cl}) = 35,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(\text{O}) = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$M(\text{Cl}_2\text{O}_3) = 2(35,45) + 3(16) = 70,9 + 48 = 118,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Un mol de } \text{Cl}_2\text{O}_3 \text{ pesa } 118,9 \text{ g} \\ \text{habrá } x \text{ mol en } 83,3 \text{ g} \end{array} \right. \quad x = \frac{1 \cdot 83,3}{118,9} = 0,7 \text{ mols}$$

$$PV = nRT; \frac{PV}{T} = nR; \frac{PV}{T} = 0,7 \text{ mols} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 0,057 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K}};$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; 0,057 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K}} = \frac{1 \text{ atm } V_2}{273 \text{ K}}; V_2 = 273 \cdot 0,057 = 15,56 \text{ l}; \quad V_2 = 15,56 \text{ l}$$

$$\text{b) } T_2(\text{K}) = 40^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K};$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; 0,057 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K}} = \frac{1,1 \text{ atm } V_2}{313 \text{ K}}; V_2 = \frac{313 \cdot 0,057}{1,1} = 17,84 \text{ l}; \quad V_2 = 16,22 \text{ l}$$

25. Ejercicio

Tenemos 69 g de un gas que a 35°C y 1.2 atm ocupa 31.57 litros. Calcula: a) La masa molecular del gas. b) El volumen que ocuparía a 20 °C y 0.8 atm

Solución

$$\text{a) } T_1(\text{K}) = 35^\circ\text{C} + 273 = 308 \text{ K}$$

$$PV = nRT; \frac{PV}{T} = nR; \frac{1,2 \text{ atm} * 31,57 \text{ l}}{308 \text{ K}} = x \text{ mols} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}};$$

$$x = \frac{1,2 * 31,57}{308 * 0,082} = 1,5 \text{ mols}; \quad \text{u. m. a. del producto} = \frac{69 \text{ g}}{1,5 \text{ mols}} = 46 \text{ u. m. a.}$$

$$b) T_1(\text{k}) = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ k}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \quad \frac{1,2 \text{ atm} * 31,57 \text{ l}}{308 \text{ K}} = \frac{0,8 \text{ atm} * V_2}{293 \text{ K}}; \quad V_2 = \frac{1,2 * 31,57 * 293}{308 * 0,8} = 45,05 \text{ l};$$

5 Mezcla de Gases

5.1 Ley de Dalton de las presiones parciales

En una mezcla de gases, la presión total de la mezcla es igual a la suma de las presiones que ejercerían cada uno de los gases si se encontraran solos en el mismo recipiente y a la misma temperatura.

$$P_t * V = n_1 RT + n_2 RT + n_3 RT + n_4 RT = (n_1 + n_2 + n_3 + n_4) RT;$$

$$P_t * V = P_1 * V + P_2 * V + P_3 * V + P_4 * V = V(P_1 + P_2 + P_3 + P_4);$$

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 + P_4;$$

Otra forma en función de la presión que ejerce un componente:

$$P_t * V = n_t RT; \quad P_1 * V = n_1 RT; \quad \text{Si dividimos las dos expresiones};$$

$$\frac{P_1 * V = n_1 RT}{P_t * V = n_t RT}; \quad \frac{P_1}{P_t} = \frac{n_1}{n_t} = X_1; \quad X_1 = \text{fracción molar del componente 1};$$

$$P_1 = P_t * X_1$$

6 Densidad de un gas ideal

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; \quad m(\text{masa}) = n(\text{número de moles}) * M(\text{masa molar}) \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right); \quad n = \frac{m}{M};$$

$$P * V = n * R * T; \quad n = \text{numero de moles}; \quad R = \text{cte} = 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}}; \quad \text{sustituyo } n$$

$$P * V = \frac{m}{M} * R * T; \quad D = \frac{m}{V} = \frac{P * M}{R * T}; \quad \text{Densidad de un gas} = \frac{P * M}{R * T};$$

6.1 Composición en Volumen de una mezcla de gases

$$\frac{P * V_1 = n_1 RT}{P * V_t = n_t RT}; \quad \frac{V_1}{V_t} = \frac{n_1}{n_t} = X_1; \quad X_1 = \text{fracción molar del componente 1};$$

$$V_1 = V_t * X_1$$

La proporción en volumen coincide con la proporción en el numero de partículas (fracción Molar).

26. Ejercicio

Tenemos tres recipientes que contienen 1 litro de metano CH_4 , 2 litros de N_2 y 15 litros de O_2 todos en estado gaseoso. Responde razonadamente: a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas? b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos? c) ¿Cuál tiene mayor densidad

Solución

	CH_4	N_2	O_2
<i>Volumen</i>	1 l	2 l	15 l
<i>Peso Molecular</i>	$16,028 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$28,014 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
<i>Nº de Moléculas</i>	$2,69 \cdot 10^{22}$	$5,378 \cdot 10^{22}$	$4,035 \cdot 10^{23}$
<i>Nº de átomos</i>	$2,69 \cdot 10^{22}$	$1,0755 \cdot 10^{23}$	$8,0653 \cdot 10^{23}$
<i>Densidad</i>	0,715 g/l	1,245 g/l	1,43 g/l

En la tabla periódica tomamos $M(\text{CH}_4) = 12 + 4(1,007) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 16,028 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$;

$M(\text{O}_2) = 2 * 16 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $M(\text{N}_2) = 2 * 14,007 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 28,014 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$;

a) { Un mol de cualquier gas en (CN) ocupa 22,4 l $x = \frac{1 * 1}{22,4} = 0,0446$ mols;
habrá x mol en

{ Un mol hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas $x = 2,69 \cdot 10^{22}$ moléculas;
En 0,0446 moles habrá x moléculas

a) { Un mol de cualquier gas en (CN) ocupa 22,4 l $x = \frac{1 * 2}{22,4} = 0,0893$ mols;
habrá x mol en

{ Un mol hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas $x = 5,378 \cdot 10^{22}$ moléculas;
En 0,0893 moles habrá x moléculas

a) { Un mol de cualquier gas en (CN) ocupa 22,4 l $x = \frac{1 * 15}{22,4} = 0,67$ mols;
habrá x mol en

{ Un mol hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas $x = 4,035 \cdot 10^{23}$ moléculas;
En 0,67 moles habrá x moléculas

b) { Un mol de CH_4 en (CN) ocupa 22,4 l $x = \frac{1 * 1}{22,4} = 0,0446$ mols;
habrá x mol en

{ Un mol hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos $x = 2,69 \cdot 10^{22}$ átomos;
En 0,0446 moles habrá x átomos

b) { 2 mol de N en (CN) ocupa 22,4 l $x = \frac{1 * 4}{22,4} = 0,1786$ mols;
habrá x mol en

{ Un mol hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos $x = 1,0755 \cdot 10^{23}$ átomos;
En 0,1786 moles habrá x átomos

b) { 2 mol de O en (CN) ocupa 22,4 l $x = \frac{2 * 15}{22,4} = 1,3393$ mols;
habrá x mol en

{ Un mol hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos $x = 8,0653 \cdot 10^{23}$ átomos;
En 1,3393 moles habrá x átomos

c) { Un mol de CH_4 en (CN) ocupa 22,4 l $x = \frac{1 * 1}{22,4} = 0,0446$ mols;
habrá x mol en

$$M(\text{CH}_4) = \text{Peso molecular} * \text{moles} = 0,0446 * 16,028 = 0,715 \text{ g};$$

$$\text{Densidad} (\text{CH}_4) = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} = \frac{0,715}{1} = 0,715 \text{ g/l};$$

$$c) \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de N en (CN) ocupa } 22,4 \text{ l} \\ \text{habrá } x \text{ mol en } 2 \text{ l} \end{array} \right. x = \frac{1 * 2}{22,4} = 0,089 \text{ mols};$$

$$M(\text{N}_2) = \text{Peso molecular} * \text{moles} = 0,089 * 28,014 = 2,49 \text{ g};$$

$$\text{Densidad} (\text{N}_2) = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} = \frac{2,49}{2} = 1,245 \text{ g/l};$$

$$c) \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de O en (CN) ocupa } 22,4 \text{ l} \\ \text{habrá } x \text{ mol en } 15 \text{ l} \end{array} \right. x = \frac{1 * 15}{22,4} = 0,67 \text{ mols};$$

$$M(\text{O}_2) = \text{Peso molecular} * \text{moles} = 0,67 * 32 = 21,44 \text{ g};$$

$$\text{Densidad} (\text{O}_2) = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} = \frac{21,44}{15} = 1,43 \text{ g/l};$$

27. Ejercicio

En un recipiente de 25 litros introducimos 3,0 moles de amoníaco gaseoso (NH_3) y 4,5 moles de nitrógeno gaseoso (N_2). Calcula la presión parcial de cada uno y la presión total en condiciones normales.

Solución

$$(\text{CH}_3) P_1 * V = n_1 RT; P_1 = \frac{n_1 RT}{V} = \frac{3 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 273 \text{ K}}{25 \text{ l}} = 2,69 \text{ atm}$$

$$(\text{N}_2) P_2 * V = n_2 RT; P_2 = \frac{n_2 RT}{V} = \frac{4,5 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 273 \text{ K}}{25 \text{ l}} = 4,03 \text{ atm}$$

$$P_t = P_1 + P_2; P_t = 2,69 \text{ atm} + 4,03 \text{ atm} = 6,72 \text{ atm}; P_t = 6,72 \text{ atm};$$

28. Ejercicio

Tenemos una mezcla de 64 g de oxígeno y 84 g de nitrógeno que ocupa 75 litros a una temperatura de 30°C .

Calcula: a) La presión parcial de cada componente. b) La presión total que ejerce la mezcla.

Solución

$$\text{En la tabla periódica } M(\text{O}_2) = 2 * 16 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(\text{N}_2) = 2 * 14,007 = 28,014 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

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

$$\text{moles}(\text{O}_2) = \frac{\text{masa}}{\text{peso molecular}} = \frac{64 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2 \text{ mole}$$

$$\text{moles}(\text{N}_2) = \frac{\text{masa}}{\text{peso molecular}} = \frac{84 \text{ g}}{28,014 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3 \text{ mole}$$

$$(\text{O}_2) P_1 * V = n_1 RT; P_1 = \frac{n_1 RT}{V} = \frac{2 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 303 \text{ K}}{75 \text{ l}} = 0,662 \text{ atm}$$

$$(\text{N}_2) P_2 * V = n_2 RT; P_2 = \frac{n_2 RT}{V} = \frac{3 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 303 \text{ K}}{75 \text{ l}} = 0,994 \text{ atm}$$

$$P_t = P_1 + P_2; P_t = 0,662 \text{ atm} + 0,994 \text{ atm} = 1,66 \text{ atm}; P_t = 1,656 \text{ atm};$$

29. Ejercicio

En una reacción química se han liberado 2.2 moles de CO₂ y 2.4 moles de metano (CH₄).

Calcular: a) ¿Qué volumen ocupará el CH₄ en condiciones normales? b) ¿Qué volumen ocupará el CO₂ a 37°C y 1.7 atm? c) ¿Cuál será la masa de cada uno? d) ¿Cuáles serán sus fracciones molares y sus presiones parciales en C.N.? (Resultado: pCO₂= 0,478 atm; pCH₄= 0,522 atm)

Solución

$$\text{En la tabla periódica } M(\text{CO}_2) = M(\text{C})12,0107 + 2 * M(\text{O})16 = 44,0107 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{En la tabla periódica } M(\text{CH}_4) = M(\text{C})12,0107 + 4 * M(\text{H})1,008 = 16,075 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{a) } \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de CH}_4 \text{ en (CN) ocupa } 22,4\text{l} \\ 2,4 \text{ moles ocuparan } x\text{l} \end{array} \right. x = \frac{22,4 * 2,4}{1} = 53,76 \text{ l};$$

$$\text{b) CO}_2 \text{ T} = ^\circ\text{C} + 273\text{K}; \text{ T} = 37 ^\circ\text{C} + 273\text{K} = 310\text{K};$$

$$P * V = nRT; V = \frac{nRT}{P} = \frac{2,2 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 310\text{K}}{1,7 \text{ atm}} = 32,9 \text{ l}$$

$$\text{c) CH}_4; m = M * n; m = 2,4 \text{ moles} * 16,075 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 38,58 \text{ g}; m(\text{CH}_4) = 38,58 \text{ g};$$

$$\text{CO}_2; m = M * n; m = 2,2 \text{ moles} * 44,0107 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 96,80 \text{ g}; m(\text{CO}_2) = 96,80 \text{ g};$$

$$\text{d) } n_t = n_1 + n_2; n_t = 2,2 \text{ moles} + 2,4 \text{ moles} = 4,6 \text{ moles};$$

$$\frac{P_1}{P_t} = \frac{n_1}{n_t} = \frac{2,2}{4,6} = X_1; X_1 = 0,478 \text{ fracción molar del CO}_2$$

$$\frac{P_2}{P_t} = \frac{n_2}{n_t} = \frac{2,4}{4,6} = X_2; X_2 = 0,522 \text{ fracción molar del CH}_4$$

30. Ejercicio

En un recipiente de 2 litros y a 25 °C, introducimos 0.03 moles de oxígeno y 0.07 moles de nitrógeno. Calcula la presión parcial de cada uno y la presión total del recipiente. (Resultado: p_{oxígeno}: 0.366 atm p_{nitrógeno}: 0.855 atm p_{total}=1.22 atm)

Solución

$$T = ^\circ\text{C} + 273\text{K}; T = 25 ^\circ\text{C} + 273\text{K} = 298\text{K};$$

$$(\text{O}_2) P * V = nRT; P = \frac{nRT}{V} = \frac{0.03 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 298\text{K}}{2 \text{ l}} = 0,367 \text{ atm}$$

$$(\text{N}_2) P * V = nRT; P = \frac{nRT}{V} = \frac{0.07 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 298\text{K}}{2 \text{ l}} = 0,855 \text{ atm}$$

$$P_t = P_1 + P_2; P_t = 0,367 \text{ atm} + 0,855 \text{ atm} = 1,22 \text{ atm}; P_t = 1,22 \text{ atm};$$

31. Ejercicio

El aire está formado aproximadamente por un 21% de O₂ y un 79% N₂ en volumen. Calcular: a) fracciones molares de oxígeno y nitrógeno en el aire. B) Presiones parciales de ambos en condiciones normales. Resultado: p_{oxígeno}: 0.21 atm p_{nitrógeno}: 0.79 atm

Solución

$$a) V_1 (N_2) = 79; V_2 (O_2) = 21;$$

$$\frac{V_1}{V_t} = \frac{n_1}{n_t} = X_1; \frac{79}{100} = 0,79 \quad X_1 = 0,79 \text{ fraccion molar del } N_2;$$

$$\frac{V_2}{V_t} = \frac{n_2}{n_t} = X_2; \frac{21}{100} = 0,21 \quad X_2 = 0,21 \text{ fraccion molar del } O_2;$$

$$b) (N_2); P_T = 1 \text{ atm}; \quad \frac{V_1}{V_t} = \frac{P_1}{P_t}; \frac{79}{100} = \frac{P_1}{1}; P_1 = 0,79 \text{ atm}$$

$$(O_2); P_T = 1 \text{ atm}; \quad \frac{V_2}{V_t} = \frac{P_2}{P_t}; \frac{21}{100} = \frac{P_2}{1}; P_2 = 0,21 \text{ atm}$$

32. Ejercicio

Una bombona de butano, C_4H_{10} tiene una capacidad de 26 l y cuando está llena su masa es 12,5 Kg mayor que cuando está vacía. ¿Que presión ejercería el butano que hay en el interior, si estuviera en estado gaseoso? La temperatura es de 20°C.

Solución:

$$\text{En la tabla periódica } M(C_4H_{10}) = M(C)4 * 12,0107 + 10 * M(H)1,008 = 58,123 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m(C_4H_{10}) = 12500\text{g}; n(\text{moles}) = \frac{\text{masa}}{\text{M. molar}} = \frac{12500\text{g}}{58,123 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 215,06 \text{ moles};$$

$$T = ^\circ\text{C} + 273\text{K}; T = 20 ^\circ\text{C} + 273\text{K} = 293\text{K};$$

$$P * V = nRT; P = \frac{nRT}{V} = \frac{215,06 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 293\text{K}}{26 \text{ l}} = 198,73\text{atm}$$