QUÍMICA GENERAL

PROBLEMAS DE GASES

Miguel Ángel González González

Maria José Tenorio Serrano

URJC

ÍNDICE

Contenidos

El estudio de los gases es fundamental en la química y la física, ya que nos permite comprender el comportamiento de la materia en diferentes condiciones. Los gases ideales son un modelo teórico que simplifica las interacciones entre moléculas, asumiendo que no hay fuerzas intermoleculares y que las colisiones son perfectamente elásticas. Este modelo es útil para predecir el comportamiento de los gases en condiciones ideales. Sin embargo, en la realidad, los gases reales no siempre siguen estas suposiciones debido a las fuerzas intermoleculares y el volumen propio de las moléculas. La teoría cinético-molecular de los gases proporciona una explicación más detallada, describiendo cómo las partículas de gas se mueven y chocan, y cómo estas interacciones afectan a las propiedades macroscópicas como la presión y la temperatura. Este conocimiento es crucial para aplicaciones prácticas, desde la ingeniería hasta la meteorología, y para el desarrollo de tecnologías como los motores de combustión y los sistemas de refrigeración. Por todas estas razones y para ayudar a los estudiantes en el proceso de aprendizaje de esta parcela del conocimiento, los autores hemos querido realizar una colección de problemas sobre los gases. El documento que tiene ante su pantalla consta de un total de 90 problemas enfocados en el estudio del estado de la materia, los gases. Éste se encuentra estructurado en tres bloques principales: gas ideal, gas real y teoría cinética-molecular de los gases. Cada uno de estos bloques contiene 30 problemas, todos ellos acompañados de sus respectivas soluciones. Además, en cada bloque, 15 de los problemas incluyen una resolución detallada con una explicación paso a paso, facilitando así la comprensión y el aprendizaje de los conceptos tratados.

Por último, queremos agradecer al apoyo de la Universidad Rey Juan Carlos por el Proyecto de Innovación Educativa, PIR23_30: “comparativa de aprendizaje en diferentes grados aplicando el aula invertida como metodología docente”.

GAS IDEAL

I. PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1.1. Calcular la altura que debe tener una columna de mercurio para producir una presión de:

a) 5 atm

b) 0,5 bar

Datos: $g = 9{,}8\ m \cdot s^{-2}$; $\rho_{Hg} = 13{,}53\ g \cdot cm^{-3}$

Solución:

a) Utilizando la ecuación de presión de un líquido: $P = \rho \cdot g \cdot h$

Se realizan las conversiones de unidades de la presión y la densidad a unidades del Sistema Internacional:

$$\rho_{Hg} = (13{,}53\ g \cdot cm^{-3}) \cdot \frac{(10^6 cm^3)}{(1\ m^3)} \cdot \frac{(1\ kg)}{(10^3 g)} = 13530\ kg \cdot m^{-3}$$

$$P = (5\ atm) \cdot \frac{(101325\ Pa)}{(1\ atm)} = 506625\ Pa = 506625\ kg \cdot m^{-1} \cdot s^{-2}$$

Despejando la altura (h) y sustituyendo en la ecuación de presión de un líquido:

$$h = \frac{P}{\rho \cdot g} = \frac{(506625\ kg \cdot m^{-1} \cdot s^{-2})}{(13530\ kg \cdot m^{-3}) \cdot (9{,}8\ m \cdot s^{-2})} = 37{,}4\ m$$

b) Se realiza de la misma manera que el apartado a):

$$h = \frac{P}{\rho \cdot g} = \frac{(5 \cdot 10^4\ kg \cdot m^{-1} \cdot s^{-2})}{(13530\ kg \cdot m^{-3}) \cdot (9{,}8\ m \cdot s^{-2})} = 0{,}38\ m$$

Problema 1.2. Calcule la altura en metros de una columna de mercurio que se necesita para ejercer la misma presión que 2 metros de CCl_4.

Datos: $\rho_{Hg} = 13{,}53\ g \cdot cm^{-3}$; $\rho_{CCl4} = 1{,}59\ g \cdot cm^{-3}$

Solución:

Se realizan las conversiones de unidades de la presión y la densidad a unidades del Sistema Internacional:

$$\rho_{Hg} = (13{,}53\ g \cdot cm^{-3}) \cdot \frac{(10^6 cm^3)}{(1\ m^3)} \cdot \frac{(1\ kg)}{(10^3 g)} = 13530\ kg \cdot m^{-3}$$

$$\rho_{CCl_4} = (1{,}59\ g \cdot cm^{-3}) \cdot \frac{(10^6 cm^3)}{(1\ m^3)} \cdot \frac{(1\ kg)}{(10^3 g)} = 1590\ kg \cdot m^{-3}$$

Sabiendo que $P_{Hg} = P_{CCl4}$ utilizando la ecuación: $P = \rho \cdot g \cdot h$

$$P_{Hg} = P_{CCl_4} = \rho_{Hg} \cdot g \cdot h = \rho_{CCl_4} \cdot g \cdot h$$

Sustituyendo y despejando h:

$$(13530\ kg \cdot m^{-3}) \cdot (9{,}8\ m \cdot s^{-2}) \cdot h = (1590\ kg \cdot m^{-3}) \cdot (9{,}8\ m \cdot s^{-2}) \cdot (2\ m)$$

$$h = \frac{(1590\ kg \cdot m^{-3}) \cdot (9{,}8\ m \cdot s^{-2}) \cdot (2\ m)}{(13530\ kg \cdot m^{-3}) \cdot (9{,}8\ m \cdot s^{-2})} = 0{,}235\ m$$

Problema 1.3. En un experimento se ha llenado un recipiente de 5 litros de hidrógeno gaseoso con una temperatura de 35 ºC y una presión de 1,5 bar.

a) Calcular la cantidad de moles, de masa en gramos y de átomos de hidrógeno en esas condiciones

b) ¿Cuál es la densidad del gas y la concentración molar en esas condiciones?

Solución:

a) Utilizando la ecuación del gas ideal: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{(1{,}5\ bar) \cdot (5\ L)}{(0{,}083\ bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (35 + 273)K} = 0{,}293\ moles\ de\ H_2$$

La cantidad en masa de H_2 en el recipiente es:

$$n = \frac{m}{M_m} \rightarrow m = n \cdot M_m = (0{,}293\ mol) \cdot (2\ g \cdot mol^{-1}) = 0{,}586\ g$$

El número de átomos de H es:

$$nº\ atomos\ de\ H = n \cdot N_A = 2 \cdot (0{,}293\ mol) \cdot (6{,}022 \cdot 10^{23}\ atomos \cdot mol^{-1}) = 3{,}529 \cdot 10^{22}\ atomos\ de\ H$$

b) La densidad de un gas ideal se puede calcular como:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M_m}{V} \quad \text{o bien como:} \quad \frac{n}{V} = \frac{P}{R \cdot T}$$

Así pues, la densidad de un gas ideal es:

$$\rho = \frac{P \cdot M_m}{R \cdot T}$$

Sustituyendo:

$$\rho = \frac{(1{,}5\ bar) \cdot (2\ g \cdot mol^{-1})}{(0{,}083\ bar \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1}) \cdot (35 + 273)\ K} = 0{,}117\ g \cdot L^{-1}$$

Alternativamente, conociendo la masa de gas obtenido en el apartado a), la densidad se puede calcular como:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{(0{,}586\ g)}{(5\ L)} = 0{,}117\ g \cdot mol^{-1}$$

La concentración molar del gas se puede calcular como:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{(0{,}293\ \ mol)}{(5\ L)} = 0{,}059\ M$$

Problema 1.4. Se desea enfriar 3 L de O_2 a 200 ºC, a presión constante hasta que su volumen se reduce hasta un 10% del volumen inicial, ¿cuál será la temperatura final?

Solución:

Considerando la presión y la cantidad de gas constante, utilizando la ley de Charles:

$$\frac{V}{T} = constante\ \rightarrow \frac{V_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{V_{final}}{T_{final}}$$

Despejando T_{final}, la temperatura es:

$$T_f = \frac{V_f . T_i}{V_i} = \frac{(3 \cdot 0{,}1\ L) \cdot (200 + 273) K}{3\ L} = 47{,}3\ K$$

Problema 1.5. ¿Cuál es la presión expresada en atmosferas ejercida por 1 kilogramo de monóxido de carbono gaseoso confinado en un recipiente esférico de 5 dm de diámetro a una temperatura de – 10ºC?

Solución:

Considerando el volumen de la esfera, se calcula el volumen del recipiente como:

$$V = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot \left(\frac{5\ dm}{2}\right)^3 = 65{,}45\ dm^3 = 65{,}45\ L$$

El número de moles de monóxido de carbono son:

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{(1\ kg) \cdot \frac{(1000\ g)}{(1\ kg)}}{(28\ g \cdot mol^{-1})} = 35{,}7\ moles$$

Sustituyendo el volumen y el número de moles en la ecuación del gas ideal, la presión es:

$$P = \frac{(35{,}7\ mol) \cdot\ (0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (-10 + 273)\ K}{(65{,}45\ L)} = 11{,}76\ atm$$

Problema 1.6. La densidad de un determinado gas a 300 ºC y 2,5 atm es 2,6 g·L^{-1}, calcule la masa molecular de dicho gas.

Solución:

A partir de la ecuación del gas ideal: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ se obtiene la masa molecular del gas:

$$P \cdot V = \frac{m}{M_m} \cdot R \cdot T$$

$$M_m = \frac{m \cdot R \cdot T}{V \cdot P} = \frac{\rho \cdot R \cdot T}{P} = \frac{(2{,}6\ g \cdot L^{-1}) \cdot (0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}) \cdot (300 + 273)K}{(2{,}5\ atm)} = 48{,}87\ g \cdot mol^{-1}$$

Problema 1.7. Un recipiente de acero contiene ozono a 30 ºC y presión desconocida. Calcule la presión del recipiente sabiendo que a 70 ºC la presión del recipiente aumenta hasta 15 atm.

Solución:

Considerando el volumen y la cantidad de gas constante, utilizando la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P}{T} = constante\ \rightarrow \frac{P_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{P_{final}}{T_{final}}$$

Despejando $P_{inicial}$, la presión es:

$$P_i = \frac{P_f . T_i}{T_f} = \frac{(15\ atm) \cdot (30 + 273)K}{(70 + 273)K} = 13{,}25\ atm$$

Problema 1.8. Una muestra de He gaseoso tiene un volumen de 20 L a 1 atm. ¿Cuál es el volumen final del gas? (Suponga temperatura y cantidad del gas constante).

a) Disminuye la presión a 0,5 atm

b) Aumenta la presión a 3 atm

Solución:

Considerando la temperatura y la cantidad de gas constante, utilizando la ley de Boyle:

$$P \cdot V = constante\ \rightarrow P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

a) $P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f \rightarrow (1\ atm) \cdot (20\ L) = (0{,}5\ atm) \cdot V_f$ despejando Vf, el volumen final del gas es:

$$V_f = \frac{(1\ atm) \cdot (20\ L)}{(0{,}5\ atm)} = 40\ L$$

b) Si aumenta la presión a 3 atm, el volumen final es:

$$V_f = \frac{(1\ atm) \cdot (20\ L)}{(3\ atm)} = 6{,}7\ L$$

Problema 1.9. Calcule la cantidad de moles y la masa del helio gaseoso que hay en un recipiente de 12 litros en condiciones estándar de temperatura y presión (STP).

Solución:

Sabiendo que las condiciones estándar de temperatura y presión (STP) son 0 ºC y 1 bar, aplicando la ecuación del gas ideal a estas condiciones, el número de moles de helio es:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} =. \frac{(1\, bar) \cdot (12\, L)}{(0{,}083\, bar \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}) \cdot (0 + 273)K} = 0{,}530\, mol$$

Conociendo la masa atómica del helio, la masa de gas en el recipiente es:

$$n = \frac{m}{M_{at}} \rightarrow m = n \cdot M_{at} = (0{,}530\, mol) \cdot (4\, g \cdot mol^{-1}) = 2{,}12\, g$$

Problema 1.10. Un globo lleno de He a 10 ºC y 1 bar, tiene un volumen de 1,5 L. Calcule el volumen del globo si se añaden 5 mmol de H_2 y como consecuencia aumenta la temperatura hasta los 25 ºC. Suponga presión constante.

Solución:

Aplicando la ecuación del gas ideal, se calcula el número de moles de helio iniciales en el interior del globo:

$$n_{He} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{(1\, bar) \cdot (1{,}5\, L)}{(10 + 273)K \cdot (0{,}083\, bar \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})} = 0{,}0639\, moles\ de\ helio$$

Al añadir 5 mmol de H_2, el número de moles totales es:

$$n_T = n_{He} + n_{H_2} = (0{,}0639\, mol) + (5 \cdot 10^{-3} mol) = 0{,}0689\, moles$$

El volumen después de añadir H_2 y calentar hasta los 25 ºC es:

$$V = \frac{(0{,}0689\, mol) \cdot (0{,}083\, bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (25 + 273)\, K}{(1\, bar)} = 1{,}70\, L$$

Problema 1.11. En una botella de 10 litros a 25 ºC se colocan 5 g de helio, 3 g de hidrógeno y 7 g de nitrógeno.

a) Calcule la cantidad total obtenida de la mezcla y la fracción molar de cada componente.

b) Calcule las presiones parciales y la presión total en la botella.

Solución:

a) Conociendo las masas atómicas y moleculares: M_{at} (He)= 4 g·mol^{-1}; M_m (H_2)= 2 g·mol^{-1}; M_m (N_2)= 28 g·mol^{-1}, a partir de las masas se calculan los moles de cada componente en la mezcla y los moles totales:

$$n_{He} = \frac{m}{M_{at}} = \frac{(5\, g)}{(4\, g \cdot mol^{-1})} = 1{,}25; \quad n_{H_2} = \frac{m}{M_m} = \frac{(3\, g)}{(2\, g \cdot mol^{-1})} = 1{,}50; \quad n_{N_2} = \frac{m}{M_m} = \frac{(7\, g)}{(28\, g \cdot mol^{-1})} = 0{,}25$$

$$n_T = n_{He} + n_{H_2} + n_{N_2} = 1{,}25 + 1{,}50 + 0{,}25 = 3\, moles$$

Las fracciones molares son:

$$x_{He} = \frac{n_{He}}{n_T} = \frac{(1{,}25\ mol)}{(3\ moles)} = 0{,}417; \quad x_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_T} = \frac{(1{,}50\ mol)}{(3\ moles)} = 0{,}50; \quad x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{(0{,}25\ mol)}{(3\ moles)} = 0{,}083$$

Comprobación sabiendo que la suma de las fracciones molares debe ser 1:

$$x_T = x_{He} + x_{H_2} + x_{N_2} = 0{,}417 + 0{,}50 + 0{,}083 = 1{,}000$$

b) A partir de los datos del enunciado y suponiendo comportamiento ideal de la mezcla, la presión total en el recipiente es:

$$P = \frac{(3\ mol) \cdot (0{,}083 bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (25 + 273)\ K}{(10\ L)} = 7{,}42\ bar$$

Aplicando la ley de Dalton de las presiones parciales: $P_i = x_i \cdot P_T$ las presiones parciales de cada componente en la mezcla son:

$$P_{He} = x_{He} \cdot P_T = 0{,}417 \cdot (7{,}42\ bar) = 3{,}09\ bar \quad P_{H_2} = x_{H_2} \cdot P_T = 0{,}50 \cdot (7{,}42\ bar) = 3{,}71\ bar$$

$$P_{N_2} = x_{N_2} \cdot P_T = 0{,}083 \cdot (7{,}42\ bar) = 0{,}62\ bar$$

Para comprobar que se cumple la ley de Dalton, la presión total calculada a partir de la ecuación del gas ideal de la mezcla debe ser igual a la suma de las presiones parciales que ejerce cada componente en el recipiente, por lo tanto:

$$P_T = P_{He} + P_{H_2} + P_{N_2} = 3{,}09 + 3{,}71 + 0{,}62 = 7{,}42\ bar$$

Problema 1.12. Una muestra de gas está sometida a una presión de 4 bar, a una temperatura de 25 ºC y ocupa un volumen de 2 litros. Si se modifican las condiciones disminuyendo la presión a 3 bar y calentando hasta una temperatura de 30 ºC, ¿cuál sería el volumen que ocuparía?

Solución:

Considerando comportamiento ideal del gas y que el número de moles de gas no cambia al modificar las condiciones de presión y temperatura:

$$\frac{P_{inicial} \cdot V_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{P_{final} \cdot V_{final}}{T_{final}}$$

Despejando el V_f del recipiente y sustituyendo los valores:

$$V_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{T_i \cdot P_f} = \frac{(4\ bar) \cdot (2\ L) \cdot (30 + 273)K}{(25 + 273)K \cdot (3\ bar)} = 2{,}8\ L$$

Problema 1.13. Un globo lleno de helio tiene un volumen de 1,5·10³ m³ al nivel del suelo, donde la presión atmosférica es 1 atm y la temperatura es 25 ºC. Cuando el globo se eleva a un punto donde la presión atmosférica se reduce hasta un 25 % de la presión inicial, su volumen aumenta a 4·10³ m³, calcule la temperatura que alcanza el globo a esa altitud.

Solución:

Considerando comportamiento ideal del gas y que el número de moles de helio no cambian al elevarse el globo:

$$\frac{P_{inicial} \cdot V_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{P_{final} \cdot V_{final}}{T_{final}}$$

Despejando el T_f del globo y sustituyendo los valores:

$$T_f = \frac{P_f \cdot V_f \cdot T_i}{P_i \cdot V_i} = \frac{(0{,}25 \cdot 1\ atm) \cdot (4 \cdot 10^3\ m^3) \cdot (25 + 273)K}{(1{,}5 \cdot 10^3\ m^3) \cdot (1\ atm)} = 200\ K$$

Problema 1.14. Una botella rígida de 5 litros de volumen y equipada con una llave de paso, se llena con 3 g de flúor gaseoso a presión ambiente, cuando la temperatura es T_1. Se calienta dicho recipiente hasta una temperatura 25 ºC mayor que la temperatura inicial y se abre la llave de paso, con lo cual, la presión en su interior vuelve a su valor inicial, quedándose dentro 2 g de flúor.

- **a) Calcule el valor de T_1.**
- **b) Calcule la presión ambiente (expréselo en mmHg).**

Solución:

a) Considerando comportamiento ideal del gas:

$$R = \frac{P_i \cdot V_i}{n_i \cdot T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{n_f \cdot T_f}$$

Al ser una botella rígida, se supone que el volumen no cambia y, por tanto: $V_i = V_f$; además, la presión en el interior de la botella se mantiene constante al dejar salir parte de su contenido, por tanto: $P_i = P_f$; así pues, la ecuación anterior queda como:

$$n_{iniciales} \cdot T_{inicial} = n_{finales} \cdot T_{final}$$

El número de moles iniciales y finales dentro de la botella se pueden calcular a partir de las masas y la masa molecular del flúor: Mm(F_2)= 38 g·mol^{-1}:

$$n_i = \frac{m_i}{M_m} = \frac{(3\ g)}{(38\ g \cdot mol^{-1})} = 0{,}079\ mol; \quad n_f = \frac{m_f}{M_m} = \frac{(2\ g)}{(38\ g \cdot mol^{-1})} = 0{,}053\ mol$$

Sabiendo que la $T_f = (T_i + 25)$ sustituyendo en la ecuación anterior y despejando la temperatura inicial:

$$n_i \cdot T_i = n_f \cdot (T_i + 25)$$

$$0{,}079 \cdot T_i = (0{,}053 \cdot T_i) + 1{,}325 \ \rightarrow T_i = \frac{1{,}325}{(0{,}079 - 0{,}053)} = 51\ K$$

b) Utilizando los datos iniciales, la presión en el recipiente es:

$$P = \frac{(0{,}079\ mol) \cdot (0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (51\ K)}{(5\ L)} = 0{,}066\ atm$$

Conociendo que la conversión 1 atm = 760 mmHg, la presión en el recipiente es:

$$P = (0{,}066\ atm) \cdot \frac{(760\ mmHg)}{(1\ atm)} = 50{,}2\ mmHg$$

Problema 1.15. En una botella están contenidos 3 gases D, E y F. La presión parcial de F es 1 bar. La fracción molar del compuesto D es el triple que la de E. Si la presión total de la botella es de 2500 mmHg, calcule:

a) las fracciones molares de cada componente

b) las presiones parciales de cada componente

Solución:

a) Suponiendo comportamiento ideal, a partir de los datos del enunciado se conoce que:

$$P_T = P_D + P_E + P_F = (2500\ mmHg) \cdot \frac{(1\ atm)}{(760\ mmHg)} \cdot \frac{(1{,}01325\ bar)}{(1\ atm)} = 3{,}33\ bar$$

Como la presión parcial del componente F es 1 bar, se calcula la fracción molar a partir de la ecuación de Dalton de las presiones parciales:

$$P_F = x_F \cdot P_T \ \rightarrow \text{despejando la fracción molar: } x_F = \frac{P_F}{P_T} = \frac{(1\ bar)}{(3{,}33\ bar)} = 0{,}30$$

Como la fracción molar del compuesto D es 3 veces la del compuesto E y sabiendo que la suma de las fracciones molares debe ser 1:

$$1 = x_D + x_E + x_F = 3 \cdot x_E + x_E + 0{,}30$$

Despejando x_E, la fracción molar del compuesto E es:

$$x_E = \frac{(1-0,30)}{4} = 0,175$$

La fracción molar de D es:

$$x_D = 1 - x_E - x_F = 1 - 0,175 - 0,30 = 0,525$$

b) Aplicando la ecuación de Dalton: $P_i = x_i \cdot P_T$, las presiones parciales de cada componente son:

$$P_D = 0,525 \cdot (3,33\ bar) = 1,76\ bar \quad P_E = 0,175 \cdot (3,33\ bar) = 0,57\ bar; \quad P_F = 0,30 \cdot (3,33\ bar) = 1,00\ bar$$

II. PROBLEMAS COMPLEMENTARIOS

Problema 1.16. Calcular la altura que debe tener una columna de plomo para producir una presión:

a) **10 atm**

b) **380 mmHg**

Datos: g = 9,8 m·s^{-2}; ρ= 11,4 g·cm^{-3}

Solución: a) h = 9,07 m; b) h = 0,45 m

Problema 1.17. Calcular la altura en metros de una columna de plomo que se necesita para ejercer la misma presión que 3 metros de PVC.

Datos: ρ_{Pb} = 11,4 g·cm^{-3}; ρ_{PVC} = 1,42 g·cm^{-3}; g = 9,8 m·s^{-2}

Solución: h = 0,374 m

Problema 1.18. Un globo lleno de Ar a 20 ºC y 1,5 bar, tiene un volumen de 2 L. Al globo se le añade 1 mmol de N_2 y aumenta la temperatura hasta los 35 ºC, manteniendo constante la presión y la cantidad de gas. Calcular el volumen final.

Solución: V = 2,12 L

Problema 1.19. Un recipiente de acero contiene helio a -10 ºC y una presión desconocida. ¿Cuál es la presión inicial del ozono a volumen y cantidad de dicho gas constante, sabiendo que a 90 ºC la presión es 19000 mmHg?

Solución: P = 18,12 atm

Problema 1.20. Una muestra de nitrógeno gaseoso está contenida en un recipiente de volumen de 7 L y a presión de 2 atm. Calcule el volumen del gas a temperatura constante si: (considere comportamiento ideal)

a) **disminuye la presión a 190 mmHg.**

b) **aumenta la presión a 6 bar.**

Solución: a) 28 L; b) 2,36 L

Problema 1.21. **En una botella de 5 litros a 45 ºC se introducen 3 g de oxígeno, 5 g de argón y 2 g de cloro.**

a) **Calcule la cantidad de moles totales de la mezcla y la fracción molar de cada componente.**
b) **Calcule las presiones parciales y la presión total.**

Solución: a) 0,247 mol; x_{Ar}*: 0,506;* x_{O2}*: 0,381;* x_{Cl2}*: 0,113; b)* P_{Ar}*= 0,65 atm;* P_{O2}*= 0,49 atm;* P_{Cl2}*= 0,15 atm;* P_T*= 1,29 atm*

Problema 1.22. **En un experimento se ha llenado un recipiente de 4 litros de flúor gaseoso con una temperatura de 15 ºC y una presión de 2660 mmHg.**

a) **Calcule la cantidad de moles y de átomos de flúor en esas condiciones**
b) **¿Cuál es la densidad y la concentración molar del gas en esas condiciones?**

Solución: a) 0,593 mol F_2*; 7,142 ·* 10^{23} *átomos de F; b)* ρ_{F2} *= 5,634 g·*L^{-1}*; C = 0,148 M*

Problema 1.23. **La densidad de un determinado gas a 150 ºC y 1,25 atm es 2 g·**L^{-1}**. Calcule la masa molecular de dicho gas e indique a que elemento de la tabla periódica pertenece.**

Solución: Mm = 35,33 g·mol^{-1}*. El elemento es el cloro.*

Problema 1.24. **Se desea enfriar 15 L de** H_2 **a 350 ºC y a presión constante hasta que su volumen se reduzca hasta un 15 % del volumen inicial, ¿cuál será la temperatura final?**

Solución: 93,47 K

Problema 1.25. **¿Cuál es la presión expresada en atmósferas ejercida por 0,25 kilogramos de metano gaseoso confinado en un recipiente esférico de 3 dm de diámetro a 0 ºC?**

Solución: 24,75 atm

Problema 1.26. **Calcule la cantidad en moles y en masa (gramos) de amoniaco confinado en un recipiente de 5 litros en condiciones estándar de presión y temperatura (STP).**

Solución: 0,223 moles; 3,791 g

Problema 1.27. **Una muestra de gas está sometida a una presión de 3420 mmHg, a una temperatura de 10 ºC y ocupando un volumen de 5 litros. Si se modificaran las condiciones y ahora estuviera a una presión de 4560 mmHg y una temperatura de 40 ºC. ¿Cuál sería el volumen que ocuparía? Suponga comportamiento ideal.**

Solución: 4,15 L

Problema 1.28. **Un globo aerostático lleno de helio tiene un volumen de** $4·10^3$ m^3 **al nivel del mar, donde la presión atmosférica es 1 atm y la temperatura es 10 ºC. Cuando el globo se eleva a un punto donde la presión atmosférica se reduce hasta un 15 % de la presión inicial, su volumen aumenta a** $7·10^3$ m^3**, ¿cuál es la temperatura a esa altitud?**

Solución: 74,33 K

Problema 1.29. Una botella de 3 litros y equipada con una llave de paso, se llena con 10 g de dióxido de carbono a presión ambiente, cuando la temperatura es de T_1 (K). Se calienta dicho recipiente hasta una temperatura 50 ºC mayor que la temperatura inicial y se abre la llave de paso, con lo cual, la presión en su interior vuelve a su valor inicial, quedándose dentro 4 g de dióxido de carbono.

a) **Calcule el valor de T_1 en unidades de Kelvin.**
b) **Calcule la presión ambiente, (expréselo en unidades de mmHg).**

Solución: a) T_1 = 216,25 K; b) P = 1019,74 mmHg.

Problema 1.30. En una botella están contenidos 3 gases A, B y C. La presión parcial de C es 1710 mmHg. La fracción molar del compuesto A es el cuádruple que la de B. Si la presión total de la botella es de 4560 mmHg, calcule:

a) **las fracciones molares de cada componente**
b) **las presiones parciales de cada componente.**

Solución: a) x_A= 0,5; x_B= 0,175; x_C= 0,375; b) P_A= 3 atm; P_B= 0,75 atm; P_C= 2,25 atm.

GAS REAL

I. PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 2.1. Las coordenadas críticas del etano son P_c = 48,2 atm y T_c = 305,4 K. Calcule la presión ejercida por 74,8 g de etano contenidos en un recipiente de 200 cm³ que se encuentra a una temperatura de 37,5 ºC utilizando:

a) la ley de los gases ideales;

b) la ecuación de Van der Waals.

Solución:

a) Utilizando la ecuación de los gases ideales: $PV = nRT$

Conociendo la masa molecular del etano (C_2H_6) 30,07 g·mol^{-1}, calculamos n (número de moles):

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{(74{,}8\ g)}{(30{,}07\ g \cdot mol^{-1})} = 2{,}49\ moles$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$P = \frac{(2{,}49\ mol) \cdot (0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (37{,}5 + 273)K}{(200 \cdot 10^{-3}\ L)} = 317\ atm$$

b) Utilizando la ecuación de Van der Waals:

$$P = \frac{R \cdot T}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

Los parámetros a y b para el etano son:

$$a = \frac{27 \cdot R^2 \cdot T_c^2}{64 \cdot P_c} = \frac{27 \cdot (0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1})^2 \cdot (305{,}4\ K)^2}{64 \cdot (48{,}2\ atm)} = 5{,}49\ L^2 \cdot atm \cdot mol^{-2}$$

$$b = \frac{R \cdot T_c}{8 \cdot P_c} = \frac{(0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (305{,}4\ K)}{8 \cdot (48{,}2\ atm)} = 0{,}065\ L \cdot mol^{-1}$$

El volumen molar es:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{(0{,}200\ L)}{(2{,}49\ mol)} = 0{,}08\ L \cdot mol^{-1}$$

Sustituyendo en la ecuación de Van der Waals:

$$P = \frac{(0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (37{,}5 + 273)\ K}{(0{,}080 - 0{,}065)\ L \cdot mol^{-1}} - \frac{(5{,}49\ L^2 \cdot atm \cdot mol^{-2})}{(0{,}080\ L \cdot mol^{-1})^2} = 804\ atm$$

Problema 2.2. Una muestra que contiene 35,0 g de argón (Ar) está encerrada en un contenedor de volumen 0,165 L a 390 K. Calcule:

a) **la presión del gas utilizando la ecuación del gas ideal.**
b) **los parámetros a y b de la ecuación de Van der Waals para el Ar.**
c) **la presión del gas utilizando la ecuación de Van der Waals.**
d) **A partir de los resultados del apartado a) y c), a la temperatura de 390 K, indique qué tipo de fuerzas intermoleculares son dominantes en el Ar.**

Solución:

a) Utilizando la ecuación de los gases ideales: $PV = nRT$

Conociendo la masa atómica del argón 39,95 g·mol^{-1}, calculamos n (número de moles):

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{(35{,}0\ g)}{(39{,}95\ g \cdot mol^{-1})} = 0{,}88\ moles$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$P = \frac{(0{,}88\ mol) \cdot (0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (390\ K)}{(0{,}165\ L)} = 170\ atm$$

b) Conociendo su P_c = 49,0 atm y su T_c = 150,9 K, los parámetros a y b para el Ar son:

$$a = \frac{27 \cdot R^2 \cdot T_c^2}{64 \cdot P_c} = \frac{27 \cdot (0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1})^2 \cdot (150{,}9\ K)^2}{64 \cdot (49{,}0\ atm)} = 1{,}32\ L^2 \cdot atm \cdot mol^{-2}$$

$$b = \frac{R \cdot T_c}{8 \cdot P_c} = \frac{(0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (150{,}9\ K)}{8 \cdot (49{,}0\ atm)} = 0{,}032\ L \cdot mol^{-1}$$

c) Calculando el volumen molar y sustituyendo en la ecuación de Van der Waals:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{(0{,}165\ L)}{(0{,}88\ mol)} = 0{,}19\ L \cdot mol^{-1}$$

$$P = \frac{(0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (37{,}5 + 273)\ K}{(0{,}19 - 0{,}032)\ L \cdot mol^{-1}} - \frac{(1{,}32\ L^2 \cdot atm \cdot mol^{-2})}{(0{,}19\ L \cdot mol^{-1})^2} = 167\ atm$$

d) P de gas real calculada a partir de la ecuación de Van der Waals es menor que la presión calculada con la ecuación del gas ideal, las fuerzas predominantes a estas condiciones son las fuerzas atractivas.

Problema 2.3. Calcule la temperatura a la que 20 moles de helio ejercerían una presión de 120 atm en un recipiente de 10 dm³, usando:

a) la ecuación del gas ideal.

b) **la ecuación de Van der Waals.**

Solución:

a) Despejando la temperatura de la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$T = \frac{P \cdot V}{n \cdot R} = \frac{(120\ atm \cdot 10\ L)}{(20\ mol) \cdot (0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1}K^{-1})} = 732\ K$$

b) Conociendo los parámetros a y b del helio: a= 0,035 $L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2}$ y b = 0,024 $L \cdot mol^{-1}$; y sustituyendo en la ecuación de Van der Waals:

$$T = \frac{\left(P + \frac{a \cdot n^2}{V^2}\right) \cdot (V - n \cdot b)}{n \cdot R} =$$

$$= \frac{\left((121{,}6\ bar) + \frac{(0{,}035\ L^2 \cdot \mathrm{bar} \cdot mol^{-2})\ \cdot (20\ mol)^2}{(10\ L)^2}\right) \cdot ((10\ L) - ((20\ mol) \cdot (0{,}024\ \mathrm{L} \cdot \mathrm{mol}^{-1})))}{(20\ mol) \cdot (0{,}083\ atm \cdot L \cdot mol^{-1}K^{-1})} = 698\ K$$

Problema 2.4. Se introducen 1,58 moles de CO_2 en un cilindro metálico de 1,0 L. Suponiendo que se cumple la ecuación de Van der Waals:

a) ¿Cuál sería la presión en el interior del cilindro a 313 K?

b) ¿Cuál es el volumen del CO_2 a 323 K y 3,5 MPa?

Solución:

a) Sabiendo que los parámetros a y b para el CO_2 son: a= 3,640 $L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2}$ y b = 0,043 $L \cdot mol^{-1}$

El volumen molar es:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{(1{,}0\ L)}{(1{,}58\ mol)} = 0{,}633\ L \cdot mol^{-1}$$

Sustituyendo en la ecuación de Van der Waals:

$$P = \frac{(0{,}083\ bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (313\ K)}{(0{,}633 - 0{,}043)\ L \cdot mol^{-1}} - \frac{(3{,}640\ L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2})}{(0{,}633\ L^1 \cdot mol^{-1})^2} = 34{,}9\ bar$$

b) Para calcular el volumen de CO_2 a 323 K y 3,5 MPa, debemos despejar el volumen y resolver la ecuación cúbica de Van der Waals:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

$$PV - Pnb + \frac{an^2}{V} - \frac{an^3b}{V^2} - nRT = 0$$

multiplicando por V^2:

$$PV^3 - PnbV^2 + an^2V - an^3b - nRTV^2 = 0$$

dividiendo por P y sacando factor común nV^2

$$V^3 - n\left(b + \frac{RT}{P}\right)V^2 + \left(\frac{an^2}{P}\right)V - \left(\frac{an^3b}{P}\right) = 0$$

Sustituyendo y despejando el volumen:

$$V^3 - 1{,}58\left(0{,}043 + \frac{(0{,}083 \cdot 323)}{35}\right)V^2 + \left(\frac{(3{,}640 \cdot 1{,}58^2)}{35}\right)V - \left(\frac{3{,}640 \cdot 1{,}58^3 \cdot 0{,}043}{35}\right) = 0$$

$$V^3 - 1{,}2782 \cdot V^2 + 0{,}260 \cdot V - 0{,}018 = 0$$

$$V = 1{,}05\ L$$

Problema 2.5. Se introducen 0,350 kg de CH_4 en un cilindro metálico de 1,5 L. Suponiendo que se cumple la ecuación de Van der Waals:

- **a) ¿Cuál sería la presión en el interior del cilindro a temperatura ambiente (300 K)?**
- **b) ¿Cuál es el volumen molar del CH_4 en esas condiciones?**
- **c) Calcule la temperatura máxima a la que se puede encontrar dicho recipiente si la presión no puede superar 300 bar.**

Solución:

a) Conociendo la masa molecular de CH_4, a partir de la masa calculamos el número de moles:

$$n(\mathrm{CH_4}) = \frac{m}{M_m} = \frac{(0{,}350 \cdot 10^3 g)}{(16\ g \cdot mol^{-1})} = 21{,}88\ moles$$

Sabiendo que los parámetros a y b para el CH_4 son: a= 2,283 $L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2}$ y b = 0,043 $L \cdot mol^{-1}$, sustituimos en la ecuación de Van der Waals:

$$P = \frac{nRT}{(V - nb)} - \frac{an^2}{V^2}$$

$$P = \frac{(21{,}88\ mol) \cdot (0{,}083\ bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (300\ K)}{((1{,}5\ L) - ((21{,}88\ mol) \cdot (0{,}043\ \mathrm{L \cdot mol^{-1}}))} - \frac{(2{,}283\ L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2}) \cdot (21{,}88\ mol)^2}{(1{,}5\ L)^2} = 488\ bar$$

b) El volumen molar de CH_4 es:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{(1{,}5\ L)}{(21{,}88\ mol)} = 0{,}069\ L \cdot mol^{-1}$$

c) La temperatura máxima para que la presión no supere 300 bar es:

$$T = \frac{\left(P + \frac{a \cdot n^2}{V^2}\right) \cdot (V - n \cdot b)}{n \cdot R} =$$

$$= \frac{\left((300\ bar) + \frac{(0{,}0483\ L^2 \cdot \mathrm{bar} \cdot mol^{-2})\ \cdot (21{,}88\ mol)^2}{(1{,}5\ L)^2}\right) \cdot ((1{,}5\ L) - ((21{,}88\ mol) \cdot (0{,}043\ \mathrm{L} \cdot \mathrm{mol}^{-1})))}{(21{,}88\ mol) \cdot (0{,}083\ bar \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1})} = 242\ K$$

Problema 2.6. Calcule la presión y la temperatura crítica del gas cloruro de hidrógeno a partir de los valores de las constantes de van der Waals: a = 3,67 atm·L²·mol⁻² y b = 0,0408 L·mol⁻¹.

Solución:

La presión y la temperatura crítica a partir de la ecuación de Van der Waals se calcula como:

$$P_c = \frac{a}{27 \cdot b^2}$$

$$T_c = \frac{8 \cdot a}{27 \cdot b \cdot R}$$

Sustituyendo a y b, en las ecuaciones anteriores, la presión y la temperatura críticas son:

$$P_c = \frac{(3{,}67\ atm \cdot L^2 \cdot mol^{-2})}{27 \cdot (0{,}0408\ L \cdot mol^{-1})^2} = 81{,}7\ atm$$

$$T_c = \frac{8 \cdot (3{,}67\ atm \cdot L^2 \cdot mol^{-2})}{27 \cdot (0{,}0408\ L \cdot mol^{-1}) \cdot (0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1})} = 325\ K$$

Problema 2.7. Calcule la presión y la temperatura crítica del propano a partir de los valores de las constantes de van der Waals: a = 8,779 atm·L²·mol⁻² y b = 0,0845 L·mol⁻¹.

Solución:

Sustituyendo a y b, en las ecuaciones del ejercicio [2.1], la presión y la temperatura críticas son:

$$P_c = \frac{(8{,}779\ atm \cdot L^2 \cdot mol^{-2})}{27 \cdot (0{,}0845\ L \cdot mol^{-1})^2} = 45{,}5\ atm$$

$$T_c = \frac{8 \cdot (8{,}779\ atm \cdot L^2 \cdot mol^{-2})}{27 \cdot (0{,}0845\ L \cdot mol^{-1}) \cdot (0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1})} = 375\ K$$

Problema 2.8. Las constantes a y b del benceno para la ecuación de Van der Waals son 18,24 atm·L²·mol⁻² y 0,115 L·mol⁻¹, respectivamente. Calcule las constantes críticas del benceno.

Solución:

Sustituyendo a y b, en las ecuaciones del ejercicio [2.1], las constantes críticas del benceno son:

$$P_c = \frac{(18{,}24\, atm \cdot L^2 \cdot mol^{-1})}{27 \cdot (0{,}115\, L \cdot mol^{-1})^2} = 51{,}1\, atm$$

$$T_c = \frac{8 \cdot (18{,}24\, atm \cdot L^2 \cdot mol^{-2})}{27 \cdot (0{,}115\, L \cdot mol^{-1}) \cdot (0{,}082\, atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1})} = 573\, K$$

Considerando un mol de benceno, se puede calcular el volumen molar crítico como:

$$\overline{V_c} = 3 \cdot b = 3 \cdot (0{,}115\, L \cdot mol^{-1}) = 0{,}345\, L \cdot mol^{-1}$$

Problema 2.9. Calcule para el O_2 gaseoso a 375 K y 385 bar, suponiendo comportamiento ideal:

a) la densidad del O_2.

b) el volumen molar del O_2.

Si el O_2 se comportara como un gas de Van der Waals, calcule:

c) Los parámetros a y b a partir de las coordenadas críticas del O_2.

d) Con los datos obtenidos en el apartado b) y c), determine cual sería la presión del O_2 a 375 K si se comporta como gas de Van der Waals.

e) Si el recipiente que contiene el O_2 no puede superar la presión de 350 bar, calcule la temperatura máxima a la que puede estar el recipiente.

Solución:

a) La densidad de un gas ideal se puede calcular como: $\rho = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M_m}{V}$ o bien como: $\frac{n}{V} = \frac{P}{R \cdot T}$

Así pues, la densidad de un gas ideal es:

$$\rho = \frac{P \cdot M_m}{R \cdot T}$$

Sustituyendo:

$$\rho = \frac{(385\, bar) \cdot (32\, g \cdot mol^{-1})}{(0{,}083\, bar \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1}) \cdot (375\, K)} = 396\, g \cdot L^{-1}$$

b) El volumen molar es:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{R \cdot T}{P} = \frac{(0{,}083\, bar \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1}) \cdot (375\, K)}{(385\, bar)} = 0{,}0808\, L \cdot mol^{-1}$$

c) Conociendo su P_c =51,5 bar y su T_c = 154,6 K, los parámetros a y b del O_2 son:

$$a = \frac{27 \cdot R^2 \cdot T_c^2}{64 \cdot P_c} = \frac{27 \cdot (0{,}083\, bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1})^2 \cdot (154{,}6\, K)^2}{64 \cdot (51{,}6\, bar)} = 1{,}346\, L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2}$$

$$b = \frac{R \cdot T_c}{8 \cdot P_c} = \frac{(0{,}083\, bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (154{,}6\, K)}{8 \cdot (51{,}6\, bar)} = 0{,}031\, L \cdot mol^{-1}$$

d) Sustituyendo el volumen molar y los parámetros a y b en la ecuación de Van der Waals, la presión es:

$$P = \frac{(0{,}083\, bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (375\, K)}{(0{,}0808 - 0{,}031)\, L \cdot mol^{-1}} - \frac{(1{,}346\, L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2})}{(0{,}0808\, L \cdot mol^{-1})^2} = 419\, bar$$

e) La temperatura máxima para que la presión no supere 350 bar es:

$$T = \frac{\left(P + \frac{a}{V_m^2}\right) \cdot (V_m - b)}{R} =$$

$$= \frac{\left((350\, bar) + \frac{(1{,}346\, L^2 \cdot bar \cdot mol^2)}{(0{,}0808\, L \cdot mol^{-1})^2}\right) \cdot ((0{,}0808\, L \cdot mol^{-1}) - (0{,}031\, L \cdot mol^{-1}))}{(0{,}083\, bar \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1})} = 334\, K$$

Problema 2.10. En una mezcla compuesta por 0,085 moles de etano y 0,250 moles de CO_2 en un recipiente de 700 cm^3 a 40 ºC, calcule:

a) La presión que ejerce la mezcla suponiendo comportamiento ideal.

b) Los parámetros a y b de la ecuación de Van der Waals para la mezcla CO_2 y etano.

c) La presión suponiendo comportamiento de gas real de Van der Waals.

Solución:

a) Calculamos el número de moles totales:

$$n_T = n(C_2H_6) + n(CO_2) = 0{,}085 + 0{,}250 = 0{,}335\, moles$$

Sustituimos en la ecuación del gas ideal, la presión del recipiente es:

$$P = \frac{(0{,}335\, mol) \cdot (0{,}083\, bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (40 + 273)\, K}{(700 \cdot 10^{-3}\, L)} = 12{,}4\, bar$$

b) Para calcular los parámetros a y b de la ecuación de Van der Waals para una mezcla, a_m y b_m, utilizamos una regla de mezclas para dos componentes:

$$a_m = \sum\sum x_i \cdot x_j \cdot a_{ij} = x_1^2 \cdot a_1 + x_2^2 \cdot a_2 + 2 \cdot x_1 \cdot x_2 \cdot \sqrt{a_1 \cdot a_2}$$

$$b_m = \sum x_i \cdot b_i = x_1 \cdot b_1 + x_2 \cdot b_2$$

Siendo los subíndices *i* y *j*, los componentes 1 y 2, respectivamente; *x*, la fracción molar de cada componente; y a_i y b_i, los parámetros a y b de cada componente puro.

Las fracciones molares de cada componente son:

$$x_1(C_2H_6) = \frac{n(C_2H_6)}{n_T} = \frac{0{,}085}{0{,}335} = 0{,}254 \qquad x_2(CO_2) = \frac{n(CO_2)}{n_T} = \frac{0{,}250}{0{,}335} = 0{,}746$$

Sabiendo que los parámetros a y b del etano son 5,562 $L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2}$ y 0,0638 $L \cdot mol^{-1}$, respectivamente y los del CO_2 son (ver ejercicio 5), los parámetros a y b de la mezcla son:

$$a_m = ((0{,}254)^2 \cdot 5{,}562) + ((0{,}746)^2 \cdot 3{,}640) + 2 \cdot \left(0{,}254 \cdot 0{,}746 \cdot \sqrt{(5{,}562 \cdot 3{,}640)}\right) = 4{,}090\ L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2}$$

$$b_m = (0{,}254 \cdot 0{,}0638) + (0{,}746 \cdot 0{,}0427) = 0{,}0481\ L \cdot mol^{-1}$$

c) Sustituyendo el número de moles, a_m y b_m en la ecuación de Van der Waals, se obtiene la presión total que ejerce la mezcla de gases reales:

$$P = \frac{(0{,}335\ mol) \cdot (0{,}083\ bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (313\ K)}{((700 \cdot 10^{-3}\ L) - ((0{,}335\ mol) \cdot (0{,}0481\ L \cdot mol^{-1})))} - \frac{(4{,}090\ L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2}) \cdot (0{,}335\ mol)^2}{(700 \cdot 10^{-3}\ L)^2} = 11{,}8\ bar$$

Problema 2.11. Considere los siguientes gases en condiciones de 25 ºC y 1 atm: argón, criptón, nitrógeno, metano, cloruro de hidrógeno, cloro, dióxido de carbono y helio:

a) ¿Qué gas se esperaría que se aproximara más al comportamiento ideal?

b) ¿Qué gas se desviaría más del comportamiento ideal?

c) ¿Qué gas tendría la velocidad cuadrática media más alta y baja?

Solución:

a) Helio y argón, son gases monoatómicos, se puede considerar que tiene forma esférica y sus átomos no interaccionan intensamente entre sí; b) cloruro de hidrógeno y dióxido de carbono, se considera que aquellas moléculas polares y de mayor tamaño molecular presentan mayores desviaciones del comportamiento ideal; c) conociendo que la velocidad cuadrática media, a temperatura constante, es inversamente proporcional a la masa de la molécula, el gas con mayor velocidad sería el helio y el gas con la velocidad más baja sería el dióxido de carbono.

Problema 2.12. En un recipiente de 3,5 L se introduce una mezcla de 25,0 g de CH_4 y 35,1 g de CO_2 a 300 K. Suponiendo comportamiento ideal:

a) **Calcule la presión total del recipiente.**

b) **Calcule las fracciones molares y las presiones parciales de cada gas.**

Suponiendo que se cumple la ecuación de Van der Waals y sabiendo que los parámetros a y b de la mezcla son: a= 2,712 $L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2}$; b= 0,0428 $L \cdot mol^{-1}$, calcule:

c) **La presión total de Van der Waals para la mezcla.**

d) **Si la presión como máximo puede ser 10 bar, determine la temperatura a la que se encontrará la mezcla.**

Solución:

a) Conociendo las masas moleculares, los moles de cada componente en la mezcla son:

$$n(\mathrm{CH_4}) = \frac{m}{M_m} = \frac{(25{,}0\ g)}{(16\ g \cdot mol^{-1})} = 1{,}56\ moles \qquad n(\mathrm{CO_2}) = \frac{m}{M_m} = \frac{(35{,}1\ g)}{(44\ g \cdot mol^{-1})} = 0{,}80\ moles$$

Aplicando la ecuación del gas ideal, la presión en el recipiente es:

$$P = \frac{(1{,}56 + 0{,}80)\ mol \cdot (0{,}083 bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (300\ K)}{(3{,}5\ L)} = 16{,}8\ atm$$

b) Las fracciones molares son:

$$x_1(CH_4) = \frac{n(CH_4)}{n_T} = \frac{1{,}56}{(1{,}56 + 0{,}80)} = 0{,}661 \qquad x_2(CO_2) = \frac{n(CO_2)}{n_T} = \frac{0{,}80}{(1{,}56 + 0{,}80)} = 0{,}339$$

A partir de la ecuación de Dalton, considerando que la mezcla de gases es ideal, las presiones parciales se pueden calcular como: $P_i = x_i \cdot P_T$ siendo: P_i, la presión parcial y x_i la fracción molar de cada componente en la mezcla, y P_T la presión total del recipiente. Así pues:

$$P_{CH_4} = x_{CH_4} \cdot P_T = 0{,}661 \cdot (16{,}8\ bar) = 11{,}1\ bar$$

$$P_{CO_2} = x_{CO_2} \cdot P_T = 0{,}339 \cdot (16{,}79\ bar) = 5{,}69\ bar$$

c) Sabiendo que los moles totales de la mezcla son 2,36 moles, aplicando la ecuación de Van der Waals, la presión es:

$$P = \frac{(2{,}36\ mol) \cdot (0{,}083\ bar \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (300\ K)}{((3{,}5\ L) - ((2{,}36\ mol) \cdot (0{,}0428\ \mathrm{L \cdot mol^{-1}}))} - \frac{(2{,}712\ L^2 \cdot bar \cdot mol^{-2}) \cdot (2{,}36\ mol)^2}{(3{,}5\ L)^2} == 15{,}5\ bar$$

d) La temperatura máxima para que la presión no supere 10 bar es:

$$T = \frac{\left((10\ bar) + \frac{(2{,}712\ L^2 \cdot \mathrm{bar} \cdot mol^2)\ \cdot (2{,}36\ mol)^2}{(3{,}5\ L)^2}\right) \cdot ((3{,}5\ L) - ((2{,}36\ mol) \cdot (0{,}0428\ L \cdot mol^{-1})))}{(2{,}36\ mol) \cdot (0{,}083\ bar \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1})} = 195\ K$$

Problema 2.13. Un gas hipotético a 200 K y 12 atm tiene un volumen molar 15 % menor que el calculado a partir de la ecuación del gas ideal. Calcule:

a) El factor de compresibilidad, Z, a esas condiciones.

b) El volumen molar real del gas. ¿Cuáles son las fuerzas dominantes en la muestra de gas a estas condiciones, las atractivas o las repulsivas?

Solución:

a) El factor de compresibilidad, Z, se define como la relación entre el volumen molar real de un gas y el volumen molar que tendría si fuera un gas ideal bajo las mismas condiciones de temperatura y presión:

$$Z = \frac{V_m}{V_m^i}$$

Sabiendo que el volumen real es un 15 % menor que el volumen ideal: $V_m = 0{,}85 \cdot V_m^i$, sustituyendo en la ecuación anterior, el factor de compresibilidad es:

$$Z = \frac{V_m}{V_m^i} = \frac{0{,}85 \cdot V_m^i}{V_m^i} = 0{,}85$$

b) El volumen molar del gas considerando comportamiento ideal es:

$$V_m^i = \frac{V}{n} = \frac{R \cdot T}{P} = \frac{(0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1}) \cdot (200\ K)}{(12\ atm)} = 1{,}37\ L \cdot mol^{-1}$$

Sabiendo que el volumen molar real es un 15 % menor que el ideal y conociendo el valor de Z, el volumen molar real es:

$$V_m = Z \cdot V_m^i = 0{,}85 \cdot (1{,}37\ L \cdot mol^{-1}) = 1{,}17\ L \cdot mol^{-1}$$

Las fuerzas dominantes en estas condiciones son las atractivas.

Problema 2.14. ¿Qué masa de etano habrá en un recipiente de 30,0 L si el gas se encuentra a 35 ºC y 150 atm?

a) Calcule la masa suponiendo comportamiento de gas ideal.

b) Calcule el factor de compresibilidad Z.

Solución:

a) Utilizando la ecuación del gas ideal, la masa de etano es:

$$m = n \cdot M_m = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \cdot M_m = \frac{(150\ atm) \cdot (30{,}0\ L)}{(0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1}) \cdot (35 + 273) K} \cdot (46\ g \cdot mol^{-1}) = 8196\ g$$

b) Alternativamente, el factor de compresibilidad, Z, se puede expresar como función de la presión y la temperatura, Z=Z(P,T):

$$Z = \frac{P \cdot V_m}{R \cdot T}$$

Conociendo la masa molecular del etano y la masa calculada en el apartado a), el volumen molar es:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{V \cdot M_m}{m} = \frac{(30\ L) \cdot (46\ g \cdot mol^{-1})}{(8196\ g)} = 0{,}168\ L \cdot mol^{-1}$$

Sustituyendo en la ecuación del factor de compresibilidad en función de *P* y de *T*, el valor de Z es:

$$Z = \frac{P \cdot V_m}{R \cdot T} = \frac{(150\ atm) \cdot (0{,}168\ L \cdot mol^{-1})}{(0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} K^{-1}) \cdot (35 + 273)K} = 0{,}997$$

Problema 2.15. Justifique qué los valores de a en la ecuación de van der Waals para el agua y el neón sean los siguientes: a (H_2O) = 5,536 bar·L^2·mol^{-2}; a (Ne) = 0,2135 bar·L^2·mol^{-2}.

Solución:

Las fuerzas intermoleculares en el agua son más intensas que en el neón debido a la presencia de fuerzas intermoleculares por enlace de hidrógeno.

II. PROBLEMAS COMPLEMENTARIOS

Problema 2.16. Las coordenadas críticas del propano son P_c = 41,8 atm y T_c = 370 K. Calcule la presión ejercida por 85,5 g de propano contenidos en un recipiente de 300 cm^3 que se encuentra a una temperatura de 35 ºC utilizando:

- **a) la ley de los gases ideales;**
- **b) la ecuación de Van der Waals.**

Solución: a) 164 atm; b) 6,97 atm.

Problema 2.17. Una muestra que contiene 30,0 g de O_2 está encerrada en un contenedor de volumen 0,150 L a 290 K. Calcule:

- **a) la presión del gas utilizando la ecuación del gas ideal.**
- **b) los parámetros a y b de la ecuación de Van der Waals para el O_2.**
- **c) la presión del gas utilizando la ecuación de Van der Waals.**
- **d) A partir de los resultados del apartado a) y c), a la temperatura de 290 K, indique qué tipo de fuerzas intermoleculares son dominantes en el O_2.**

Datos: P_c = 50,4 bar; T_c = 154,6 K

Solución: a) 65,6 bar; b) 1,378 L^2·bar·mol^{-2}; 0,0314 L·mol^{-1}; c) 61,6 bar; d) Fuerzas atractivas.

Problema 2.18. **Calcule la temperatura a la que 18 moles de argón ejercerían una presión de 50 atm en un recipiente de 10 dm^3, usando:**

a) **la ecuación del gas ideal.**
b) **la ecuación de Van der Waals.**

Datos: P_c = 49,0 bar; T_c = 150,9 K

Solución: a) 339 K; b) 333 K.

Problema 2.19. **Justifique qué los valores de a en la ecuación de van der Waals para el amoniaco y la acetona sean los siguientes: a (NH_3) = 4,225 bar·L^2·mol^{-2}; a (C_3H_6O) = 14,09 bar·L^2·mol^{-2}.**

Solución: Las fuerzas intermoleculares en la acetona son más intensas que en el amoniaco.

Problema 2.20. **Se introducen 2,00 moles de CO_2 en un cilindro metálico de 0,5 L a 313 K. Suponiendo que se cumple la ecuación de Van der Waals:**

a) **¿Cuál sería la presión en el interior del cilindro a esa temperatura (313 K)?**
b) **¿Cuál es el volumen del CO_2 a 313 K y 2,5 MPa?**

Datos: a= 3,640 L^2·bar·mol^{-2}; b= 0,04267 L·mol^{-1}.

Solución: a) 67 bar; b) 1,87 L

Problema 2.21. **Se introducen 0,650 kg de C_4H_{10} en un cilindro metálico de 1,5 L. Suponiendo que se cumple la ecuación de Van der Waals:**

a) **¿Cuál sería la presión en el interior del cilindro a temperatura ambiente (303 K)?**
b) **¿Cuál es el volumen molar del CH_4 en esas condiciones?**
c) **Calcule la temperatura máxima a la que se puede encontrar dicho recipiente si la presión no puede superar 300 bar.**

Datos: P_c= 38,0 bar; T_c= 425 K

Solución: a) 538 bar; b) 0,134 L·mol^{-1}; c) 248 K.

Problema 2.22. **Calcule la presión y la temperatura crítica del gas monóxido de carbono a partir de los valores de las constantes de van der Waals: a = 1,505 bar·L^2·mol^{-2} y b = 0,03985 L·mol^{-1}.**

Solución: 136,5 K; 35,1 bar.

Problema 2.23. **Calcule la presión y la temperatura crítica del óxido de nitrógeno (II) gaseoso a partir de los valores de las constantes de van der Waals: a = 1,358 atm·L^2·mol^{-2} y b = 0,02789 L·mol^{-1}.**

Solución: 180 K; 63,2 atm.

Problema 2.24. **Las constantes a y b del tolueno para la ecuación de Van der Waals son 24,38 bar·L^2·mol^{-2} y 0,1463 L·mol^{-1}, respectivamente. Calcule las constantes críticas del tolueno.**

Solución: 593 K; 42 bar; 0,316 L·mol^{-1}.

Problema 2.25. **Calcule para el NO_2 gaseoso a 400 K y 300 bar, suponiendo comportamiento ideal:**

a) **la densidad del NO_2.**
b) **el volumen molar del NO_2.**

Si el O_2 se comportara como un gas de Van der Waals, calcule:

c) **Los parámetros a y b a partir de las coordenadas críticas del NO_2.**
d) **Con los datos obtenidos en el apartado b) y c), determine cual sería la presión del NO_2 a 400 K si se comporta como gas de Van der Waals.**
e) **Si el recipiente que contiene el NO_2 no puede superar la presión de 50 bar, calcule la temperatura máxima a la que puede estar el recipiente.**

Datos: T_c= 431 K; P_c= 10,1 MPa.

Solución: a) 416 g·L^{-1}; b) 0,111 L·mol^{-1}; c) 5,345 L^2·bar·mol^{-2}; 0,0443 L·mol^{-1}; d) 63,7 bar; e) 390 K.

Problema 2.26. **En una mezcla compuesta por 0,50 moles de nitrógeno gaseoso y 0,750 moles de hidrógeno en un recipiente de 300 cm^3 a 40 ºC, calcule:**

a) **La presión que ejerce la mezcla suponiendo comportamiento ideal.**
b) **Los parámetros a y b de la ecuación de Van der Waals para la mezcla N_2 y H_2.**
c) **La presión suponiendo comportamiento de gas real de Van der Waals.**

Datos: N_2: P_c= 33,9 bar; T_c= 126 K; H_2: P_c= 13,2 bar; T_c= 33 K.

Solución: a) 108,3 bar; b) 0,578 L^2·bar·mol^{-2}; 0,031 L·mol^{-1}; c) 114 bar.

Problema 2.27. **En una mezcla compuesta por 5,5 g de N_2 (g) y 3,25 g de CO (g) en un recipiente de 250 ml a 40 ºC, calcule:**

a) **Los parámetros a y b de la ecuación de Van der Waals para la mezcla N_2 y CO.**
b) **La presión suponiendo comportamiento de gas real de Van der Waals.**

Datos: N_2: P_c= 33,9 bar; T_c= 126 K; CO: P_c= 35,0 bar; T_c= 133 K.

Solución: a) 1,401 L^2·bar·mol^{-2}; 0,0389 L·mol^{-1}; b) 32 bar.

Problema 2.28. **En un recipiente de 25 L se introduce una mezcla de 25,0 g de CO y 100,0 g de N_2 a 300 K. Suponiendo comportamiento ideal:**

a) **Calcule la presión total del recipiente.**
b) **Calcule las fracciones molares y las presiones parciales de cada gas.**

Suponiendo que se cumple la ecuación de Van der Waals, calcule:

c) **La presión total de Van der Waals para la mezcla.**

d) **Si la presión como máximo puede ser 2,5 bar, determine la temperatura a la que se encontrará la mezcla.**

Datos: N_2: P_c= 33,9 bar; T_c= 126 K; CO: P_c= 35,0 bar; T_c= 133 K.

Solución: a) 4,39 bar; b) N_2: 0,8; 3,51 bar; CO: 0,2; 0,88 bar; c) 4,43 bar; d) 170,5 K.

Problema 2.29. Un gas hipotético a 200 K y 12 atm tiene un volumen molar 15 % mayor que el calculado a partir de la ecuación del gas ideal. Calcule:

a) **El factor de compresibilidad, Z, a esas condiciones.**

b) **El volumen molar real del gas. ¿Cuáles son las fuerzas dominantes en la muestra de gas a estas condiciones, las atractivas o las repulsivas?**

Solución: a) 1,15; b) 1,58 $L \cdot mol^{-1}$.

Problema 2.30. Un gas hipotético a 300 K y 7 atm tiene un volumen molar 5 % mayor que el calculado a partir de la ecuación del gas ideal. Calcule:

a) **El factor de compresibilidad, Z, a esas condiciones.**

b) **El volumen molar real del gas. ¿Cuáles son las fuerzas dominantes en la muestra de gas a estas condiciones, las atractivas o las repulsivas?**

Solución: a) 1,05; b) 3,69 $L \cdot mol^{-1}$

TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR DE LOS GASES

I. PROBLEMAS RESUELTOS.

Problema 3.1. Suponga que las velocidades de seis moléculas que constituyen un gas son: 630, 580, 450, 560, 590, 610 m/s. Demuestre que $\bar{u}^2 \neq \overline{u^2}$.

Solución:

Se calcula el cuadrado de la media de la serie de velocidades dada y a continuación, se calcula la media de los cuadrados de la misma serie de datos. Utilizando la definición matemática de media de una serie de números, calculamos la media de la serie de los 6 números:

$$\bar{u} = \sum_{i=1}^{N} u_i/N = \frac{630 + 580 + 450 + 560 + 590 + 610}{6} = 570\, m \cdot s^{-1},$$

calculamos su cuadrado, $\bar{u}^2$:

$$\bar{u}^2 = (570\, m \cdot s^{-1}) \cdot (570\, m \cdot s^{-1}) = 324900\, m^2 s^{-2}.$$

Por otro lado, calculamos la media de los cuadrados de las velocidades dadas:

$$\overline{u^2} = \sum_{i=1}^{N} u_i^2/N = \frac{630^2 + 580^2 + 450^2 + 560^2 + 590^2 + 610^2}{6} = 328266{,}67\, m^2 \cdot s^{-2},$$

Comparando los valores resultantes es sencillo comprobar que $\bar{u}^2 \neq \overline{u^2}$.

Problema 3.2. Calcule la velocidad cuadrática media, u_{CM}, del hidrógeno a 25 ºC.

Solución:

Utilizando como datos la masa molecular del hidrógeno y la temperatura en K, aplicamos la definición de la velocidad cuadrática media de un gas:

$$u_{CM} = \sqrt{\frac{3RT}{M_m}} = \sqrt{\frac{3 \cdot (8{,}314\, J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (25 + 273)\, K}{(2 \cdot 10^{-3}\, kg \cdot mol^{-1})}} = \sqrt{3716358} = 1927{,}79\, m \cdot s^{-1}$$

Problema 3.3. Calcule la velocidad cuadrática media, u_{CM}, del cloro a 32 ºC.

Solución:

Utilizando como datos la masa molecular del gas cloro y la temperatura en K, aplicamos la definición de la velocidad cuadrática media para un gas ideal:

$$u_{CM}=\sqrt{\frac{3RT}{M_m}}=\sqrt{\frac{3\cdot(8{,}314\,J\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1})\cdot(32+273)\,K}{(71\cdot 10^{-3}\,kg\cdot mol^{-1})}}=\sqrt{107145{,}2113}=327{,}33\,m\cdot s^{-1}$$

Problema 3.4. Calcule la temperatura a la que el nitrógeno tiene un valor de u_{CM}= 539 m·s^{-1}.

Solución:

A partir de la definición de la velocidad cuadrática media para un gas ideal,

$$u_{CM}=\sqrt{\frac{3RT}{M_m}},$$

se despeja la temperatura,

$$T=\frac{u_{CM}^2M_m}{3R},$$

y por último se sustituyen los valores de velocidad cuadrática media, constante de los gases ideales y la masa molecular para el nitrógeno:

$$T=\frac{(539^2\,m^2\cdot s^{-2})\cdot(28\cdot 10^{-3}\,kg\cdot mol^{-1})}{3\cdot(8{,}314\,J\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1})}=326{,}14\,K$$

Problema 3.5. Según la distribución de Maxwell para el oxígeno, calcule la velocidad media de ese gas a 25 ºC y 1 bar.

Solución:

Basándose en la definición de la velocidad media para un gas ideal, se considera que el gas de interés es el oxígeno y que la temperatura a la que se calcula son 25 ºC y aplicamos la definición de la velocidad media para un gas ideal, recuerde que es diferente a la definición de la velocidad cuadrática media:

$$\bar{u}=\sqrt{\frac{8RT}{\pi M_m}}=\sqrt{\frac{8\cdot(8{,}314\,J\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1})\cdot(25+273)\,K}{\pi\cdot(32\cdot 10^{-3}\,kg\cdot mol^{-1})}}=\sqrt{197158{,}9153}=444{,}03\,m\cdot s^{-1}$$

Problema 3.6. Según la distribución de Maxwell para el oxígeno, calcule la velocidad modal de ese gas a 25 ºC y 1 bar.

Solución:

Al igual que en el problema anterior se aplicará la definición de la velocidad modal para un gas ideal, considerando la masa molecular del oxígeno y la temperatura de 25 ºC:

$$u_m = \sqrt{\frac{2RT}{M_m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot (8{,}314\, J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (25 + 273)\, K}{(32 \cdot 10^{-3}\, kg \cdot mol^{-1})}} = \sqrt{154848{,}25} = 393{,}51\, m \cdot s^{-1}$$

Problema 3.7. Según la distribución de Maxwell para el hidrógeno, calcule la velocidad media de ese gas a 25 ºC y 3 bar.

Solución:

Basándose en la definición de la velocidad media para un gas ideal, considerando que el gas de interés es el hidrógeno y que la temperatura a la que se calcula es de 25 ºC. Se aplica la relación de la velocidad media con la temperatura para un gas ideal, recuerde que es diferente a la definición de la velocidad cuadrática media:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M_m}} = \sqrt{\frac{8 \cdot (8{,}314\, J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}) \cdot (25 + 273)\, K}{\pi \cdot (2 \cdot 10^{-3}\, kg \cdot mol^{-1})}} = \sqrt{3154542{,}645} = 1776{,}10\, m \cdot s^{-1}$$

Problema 3.8. ¿Cómo se encuentran las moléculas a 0 K según la Teoría Cinética de los Gases? Justifique la respuesta.

Solución:

Para los tres tipos de velocidades que describen el movimiento molecular de los gases, la temperatura es directamente proporcional a la velocidad, por lo que, si la temperatura es de 0 K la velocidad de las moléculas es también nula. Entonces, se puede decir que las moléculas están quietas.

$$u_{CM} = \sqrt{\frac{3RT}{M_m}};\, \bar{u} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M_m}};\, u_m = \sqrt{\frac{2RT}{M_m}};$$

Problema 3.9. Calcule la presión ejercida por un mol de cloro en las paredes de un recipiente de 1 L a 40 ºC y su velocidad cuadrática media es de 331,68 $m \cdot s^{-1}$.

Solución:

Partiendo de la definición de velocidad cuadrática media y de la ecuación de los gases ideales es posible obtener la relación de presión respecto del cuadrado de la velocidad cuadrática media, $u_{CM}^2 = \overline{u^2}$

$$PV = \frac{1}{3} M_m \overline{u^2},$$

sustituyendo los valores de la masa molecular para el cloro, en volumen que ocupa y la velocidad cuadrática media se obtiene el valor de la presión del gas en esas condiciones:

$$P = \frac{M_m \overline{u^2}}{3V} = \frac{(71 \cdot 10^{-3} kg \cdot mol^{-1}) \cdot (331{,}68^2\ m^2 s^{-2})}{3 \cdot (0{,}001\ m^3)} = 2603608{,}397\ Pa \equiv 26{,}04\ bar$$

Problema 3.10. Si 0,00484 moles de N_2O(g) efunden a través de un orificio en un cierto tiempo, ¿cuánto N_2O_4 efundirá en el mismo tiempo y en las mismas condiciones?

Solución:

Aplicando la ley de Graham, que se enuncia como que la velocidad de efusión de un gas en inversamente proporcional a su masa molecular, a una mezcla de gases obtenemos la relación entre la velocidad de efusión de los dos gases que se puede igualar a la raíz cuadrada de la relación de sus masas moleculares. En este caso, la velocidad de efusión de define como la cantidad de moles por unidad de tiempo. De tal forma se escribe:

$$\frac{mol_{N_2O}}{mol_{N_2O_4}} = \sqrt{\frac{M_m(N_2O_4)}{M_m(N_2O)}},$$

$$mol_{N_2O_4} = mol_{N_2O}\sqrt{\frac{M_m(N_2O)}{M_m(N_2O_4)}} = (0{,}00484\ mol) \cdot \sqrt{\frac{(44\ g \cdot mol^{-1})}{(76\ g \cdot mol^{-1})}} = 0{,}00368\ mol$$

Problema 3.11. Una muestra de nitrógeno efunde a través de un orificio en 38 s. ¿Cuál es la masa molecular del gas que efunde en las mismas condiciones durante 35,55 s?

Solución:

Se aplica la ley de Graham que permite relacionar la relación proporcional de tiempos de efusión de dos gases en las mismas condiciones con la raíz cuadrada de la relación de sus masas moleculares. Se puede escribir para la mezcla de gases N_2/X:

$$\frac{t_{N_2}}{t_X} = \sqrt{\frac{M_m(X)}{M_m(N_2)}},$$

$$M_m(X) = \left(\frac{t_{N_2}}{t_X}\right)^2 M_m(N_2) = \left(\frac{(38\ s)}{(35{,}55\ s)}\right)^2 \cdot (28\ g \cdot mol^{-1}) = 31{,}99\ \approx 32\ g \cdot mol^{-1}$$

Con una masa molecular de 32 $g \cdot mol^{-1}$, se puede proponer al oxígeno como el gas X y segundo componente de la mezcla de gases

Problema 3.12. La velocidad cuadrática media de las moléculas de hidrógeno a 0 ºC es de $1{,}84 \cdot 10^3\ m \cdot s^{-1}$. ¿A qué temperatura se triplica el valor de u_{CM} del hidrógeno?

Solución:

A partir de la definición de la velocidad cuadrática media para un gas ideal,

$$u_{CM} = \sqrt{\frac{3RT}{M_m}},$$

se despeja la temperatura teniendo en cuenta que la velocidad cuadrática media es tres veces la inicial,

$$T = \frac{u_{CM}^2 M_m}{R} = \frac{(1{,}84 \cdot 10^3\ m^2 \cdot s^{-2}) \cdot (2 \cdot 10^{-3} kg \cdot mol^{-1})}{(8{,}314\, J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1})} = 0{,}44\ K$$

Problema 3.13. El níquel forma un compuesto gaseoso de fórmula Ni(CO)$_x$ ¿Cuál es el valor de x, si sabemos que, en las mismas condiciones de temperatura y presión, el metano se efunde 3,3 veces más rápido que el compuesto?

Solución:

A partir de la Ley de Graham podemos llegar a la siguiente relación entre los tiempos de efusión y las masas moleculares de los gases implicados:

$$\frac{t_{CH_4}}{t_{Ni(CO)_x}} = 3{,}3 = \sqrt{\frac{M_m(Ni(CO)_x)}{M_m(CH_4)}},$$

conociendo la masa molecular del metano, se despeja la masa molecular del compuesto gaseoso,

$$M_m(Ni(CO)_x) = 3{,}3^2 \cdot M_m(CH_4) = 3{,}3^2 \cdot (16\ g \cdot mol^{-1}) = 174{,}24 g \cdot mol^{-1}$$

considerando que el níquel tiene una masa molecular de 58,7 g·mol^{-1}, el número entero de ligandos de CO tiene una masa de,

$$M_m(CO)_x) = M_m(Ni(CO)_x) - M_m(Ni) = (174{,}24 g \cdot mol^{-1}) - (58{,}70\ g \cdot mol^{-1}) = 115{,}54\ g \cdot mol^{-1},$$

por lo que, si dividimos la masa molecular del conjunto de moléculas de CO por la masa molecular de una molécula de CO se obtiene el valor aproximado del número de moléculas de CO unidas al Ni.

$$x = M_m((CO)_x)/M_m(CO) = (115{,}54\ g \cdot mol^{-1})/(28{,}00\ g \cdot mol^{-1}) = 4{,}12 \approx 4.$$

Problema 3.14. Halle la fórmula molecular de un gas hidrocarburo que efunde 0,853 veces la velocidad de efusión del oxígeno a través de un pequeño orificio. Considere condiciones de temperatura y presión similares para los dos gases.

Solución:

Al igual que en el problema anterior, se aplica la Ley de Graham y se obtiene la siguiente relación entre las velocidades de efusión y las masas moleculares de los gases implicados:

$$\frac{u_{C_xH_x}}{u_{O_2}} = 0{,}853 = \sqrt{\frac{M_m(O_2)}{M_m(C_xH_x)}},$$

conociendo la masa molecular del metano, se despeja la masa molecular del compuesto gaseoso,

$$M_m(C_xH_x) = 0{,}853^{-2} \cdot M_m(O_2) = 0{,}853^{-2} \cdot (32\ g \cdot mol^{-1}) = 43{,}98\ g \cdot mol^{-1}$$

El hidrocarburo implicado es el propano.

Problema 3.15. Indicar el cambio que se produce en la velocidad cuadrática media de una molécula de oxígeno cuando:

a) Se aumenta el volumen.

b) Disminuye la temperatura.

c) Se adiciona una cierta cantidad de gas He, manteniendo constante la temperatura.

Solución:

A partir de la definición de la velocidad cuadrática media para un gas ideal,

$$u_{CM} = \sqrt{\frac{3RT}{M_m}},$$

se comprueba que la velocidad cuadrática media:

a) No depende del volumen del gas por lo que no se producirá un cambio en la velocidad.

b) Disminuirá la velocidad cuadrática media, ya que la temperatura es directamente proporcional con esta magnitud.

c) La velocidad de las moléculas de oxígeno, al tratarse de un gas ideal, no interaccionante, no se ve afectada por la presencia de los átomos del otro gas

II. PROBLEMAS COMPLEMENTARIOS

Problema 3.16. Sabiendo que en una prueba balística las velocidades (en m/s) de los proyectiles son: 357, 410, 365, 377, 388, 387, 368, 395, 399, 420, 390 y 400 m/s. Demuestre que $\bar{u}^2 \neq \overline{u^2}$.

Solución: $\bar{u}^2 = 150997{,}01\ m^2 s^{-2}$; $\overline{u^2} = 150863{,}83\ m^2 s^{-2}$.

Problema 3.17. Demuestre que un gas A, cuatro veces más ligero que otro gas B, tiene una velocidad de efusión el doble que el gas B.

Solución: Ley de Graham.

Problema 3.18. Encuentre una relación proporcional entre la velocidad más probable, la velocidad media y la velocidad cuadrática media para un gas.

Solución: 1:1,128:1,225

Problema 3.19. Proponga una forma molecular para describir la difusión molecular de los gases.

Solución: Ley de Fick

Problema 3.20. A la vista de los resultados de los problemas [3.5] y [3.7] y sin hacer ningún cálculo, justifique la velocidad media, la velocidad cuadrática media y la velocidad modal de una molécula de flúor a 25 ºC con respecto a la molécula de oxígeno.

Solución: Para los tres tipos de velocidades, se puede concluir que al aumentar la masa molecular del gas su velocidad disminuye, por lo que, si el F_2 es más pesado que el O_2, entonces su velocidad será menor que la de los dos gases de los problemas 3.5 y 3.7.

Problema 3.21. Calcule la energía interna de:

a) **16,00 g de nitrógeno a 45 ºC.**
b) **56,24 g de hidrógeno a 12 ºC**
c) **100,00 g de CO a 36 ºC**

Solución: a) 2,266 kJ; b) 99,954 kJ; c) 13,762 kJ.

Problema 3.22. Calcule la velocidad cuadrática media, u_{CM}, del argón a:

a) **-10 ºC.**
b) **0 ºC.**
c) **10 ºC.**

Solución: a) 404,961 $m \cdot s^{-1}$; b) 412,588 $m \cdot s^{-1}$; c) 420,077 $m \cdot s^{-1}$.

Problema 3.23. Calcule la temperatura a la cual las moléculas del nitrógeno tienen la misma velocidad promedio que los átomos de He a 27 ºC.

Solución: 2100 K

Problema 3.24. Calcule la temperatura a la que se cumple que la velocidad más probable de las moléculas de CO es el doble que a una temperatura de 273 K.

Solución: 1085 K

Problema 3.25. Calcule la presión ejercida por 0,45 mol de flúor en las paredes de un recipiente de 0,4 L a 10 ºC y su velocidad cuadrática media es de 251,39 $m \cdot s^{-1}$.

Solución: 20,01 bar.

Problema 3.26. Calcule la presión ejercida por 2,1 mol de cloro en las paredes de un recipiente de 1 L a 40 ºC y su velocidad cuadrática media es de 331,68 $m \cdot s^{-1}$.

Solución: 54,67 bar.

Problema 3.27. Calcule la energía cinética traslacional promedio para el oxígeno, a una temperatura de 298 K, a 1 bar de presión y a una velocidad cuadrática media de 482 $m \cdot s^{-1}$.

Solución: 6,17·10^{-21} J·molécula^{-1}

Problema 3.28. Calcule $u_{CM}(Xe)/u_{CM}(He)$ a 0 ºC.

Solución: 0,17474

Problema 3.29. Calcule la energía cinética traslacional total de las moléculas de aire en una habitación de 6,0 m x 6,0 m x 2,5 m a 298 K y 1 atm.

Solución: 13678,9 kJ

Problema 3.30. Calcule las velocidades relativas de efusión del hidrógeno y del CO a través de un orificio pequeño.

Solución: $u(H_2)=3{,}74\cdot u(CO)$