

Pregunta 1:

El huracán Sandy (“supertormenta Sandy”) fue uno de los más destructivos en los últimos años y afectó el Caribe, Cuba, las Bahamas y 24 estados de la costa este de Estados Unidos. La presión más baja registrada en este huracán fue de 705 mmHg. ¿Cuál fue la presión en kPa? Dato: $1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$:
Convertir la presión de 705 mmHg a kPa:

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

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

Primero, convierte mmHg a atm:

$$705 \text{ mmHg} / 760 \text{ mmHg/atm} \approx 0.9276 \text{ atm}$$

Luego, convertimos atm a kPa:

$$0.9276 \text{ atm} * 101.325 \text{ kPa/atm} \approx 93.78 \text{ kPa}$$

La presión en kPa es aproximadamente 93.78 kPa.

Pregunta 2:

Ordene de menor a mayor las siguientes presiones:

a) 736 mmHg, b) 0.928 atm, c) 728 torr, d) $1.12 \times 10^5 \text{ Pa}$.

¿En dónde sería más fácil beber agua con un popote, en la cima o al pie del monte Everest?

Para ordenar las presiones de menor a mayor, primero necesitamos convertirlas a una única unidad. En este caso, todas las unidades son diferentes, por lo que primero convertimos a atm:

$$\text{a) } 736 \text{ mmHg} / 760 \text{ mmHg/atm} \approx 0.9684 \text{ atm}$$

$$\text{b) } 0.928 \text{ atm (ya está en atm)}$$

$$\text{c) } 728 \text{ torr} / 760 \text{ torr/atm} \approx 0.9579 \text{ atm}$$

$$\text{d) } 1.12 \times 10^5 \text{ Pa} / 101.325 \text{ kPa/atm} \approx 1104.6 \text{ atm}$$

Ahora ordenamos de menor a mayor:

c) 0.9579 atm

a) 0.9684 atm

b) 0.928 atm

d) 1104.6 atm

Pregunta 3:

Compare los cambios de volumen cuando se duplica la temperatura de un gas a presión constante de a) 200 K a 400 K y b) 200 °C a 400 °C. ¿Cuándo hay mayor variación en el volumen? :

La relación entre cambios de volumen a temperatura constante se rige por la Ley de Charles, que establece que "a volumen constante, la presión y la temperatura de un gas son directamente proporcionales". Por lo tanto, los cambios de volumen son proporcionales a los cambios de temperatura. En ambos casos, el cambio de temperatura es el mismo (200 K a 400 K o 200 °C a 400 °C), por lo que el cambio de volumen es el mismo en ambos casos.

Pregunta 4:

Para calcular la presión ejercida por 1.82 moles de SF₆ a 69.5 °C en un recipiente de 5.43 L, puedes usar la Ley del Gas Ideal:

$$PV = nRT$$

Donde:

P = presión (en atm)

V = volumen (en litros)

n = cantidad de sustancia (en moles)

R = constante de los gases (0.082057 L atm / K mol)

T = temperatura (en kelvin):

Primero, convertimos la temperatura a kelvin

$$69.5\text{ }^{\circ}\text{C} + 273.15 = 342.65\text{ K}$$

Luego, sustituimos los valores en la ecuación:

$$P * 5.43\text{ L} = 1.82\text{ moles} * 0.082057\text{ L atm / K mol} * 342.65\text{ K}$$

Ahora, resolvemos para P:

$$P = (1.82 * 0.082057 * 342.65) / 5.43$$

$$P \approx 7.29\text{ atm}$$

La presión ejercida por 1.82 moles de SF₆ a 69.5 °C es aproximadamente 7.29 atm.

Pregunta 5:

Relación entre volumen y cantidad:

El hexafluoruro de azufre (SF₆) es un gas incoloro e inodoro muy poco reactivo. Calcule la presión (en atm) ejercida por 1.82 moles del gas en un recipiente de acero de 5.43 L de volumen a 69.5 °C.

Dato: R = 0.082057 L atm / K mol

Calcule el volumen (en litros) ocupado por 2.12 moles de óxido nítrico (NO) a 6.54 atm y 76 °C.:

Para calcular el volumen ocupado por 2.12 moles de NO a 6.54 atm y 76 °C, usamos la Ley del Gas Ideal.

Primero, convertimos la temperatura a kelvin:

$$76\text{ }^{\circ}\text{C} + 273.15 = 349.15\text{ K}$$

Luego, sustituimos los valores en la ecuación:

$$PV = nRT$$

$$(6.54 \text{ atm}) * V = (2.12 \text{ moles}) * (0.082057 \text{ L atm / K mol}) * (349.15 \text{ K})$$

Resolvemos para V:

$$V = (2.12 * 0.082057 * 349.15) / 6.54$$

$$V \approx 9.66 \text{ L}$$

El volumen ocupado por 2.12 moles de NO a 6.54 atm y 76 °C es aproximadamente 9.66 litros.

Pregunta 6:

El amoníaco gaseoso se emplea como refrigerante en el procesamiento de alimentos y la industria del almacenamiento. Calcule el volumen (en litros) ocupado por 7.40 g de NH₃ a TPE.

Dato: 1 mol de un gas ideal ocupa 22.41 L a TPE:

Para calcular el volumen ocupado por 7.40 g de NH₃ a TPE, usamos la relación molar entre la masa y el volumen molar a TPE:

1 mol de un gas ideal ocupa 22.41 L a TPE.

Primero, calculamos la cantidad de moles de NH₃:

$$n = \text{masa} / \text{masa molar}$$

$$n = 7.40 \text{ g} / 17.03 \text{ g/mol (masa molar del NH}_3\text{)}$$

$$n \approx 0.434 \text{ moles}$$

Ahora, usamos la relación molar para encontrar el volumen:

$$V = n * 22.41 \text{ L/mol}$$

$$V \approx 0.434 \text{ moles} * 22.41 \text{ L/mol} \approx 9.72 \text{ L}$$

El volumen ocupado por 7.40 g de NH₃ a TPE es aproximadamente 9.72 litros.

Pregunta 7:

Suponiendo un comportamiento ideal, ¿cuál de los siguientes gases tendrá el mayor volumen a TPE? a) 0.82 moles de He. b) 24 g de N₂. c) 5.0×10^3 moléculas de Cl₂. ¿Cuál gas tiene la mayor densidad?:

Para determinar cuál de los gases tendrá el mayor volumen a TPE, primero calculamos la cantidad de sustancia (moles) de cada gas:

- a) 0.82 moles de He
- b) 24 g de N₂
- c) 5.0×10^3 moléculas de Cl₂

Luego, usamos la relación molar a TPE (1 mol de un gas ideal ocupa 22.41 L a TPE) para calcular el volumen ocupado por cada cantidad de sustancia.

- a) Volumen de He = $0.82 \text{ moles} \times 22.41 \text{ L/mol} \approx 18.37 \text{ L}$
- b) Volumen de N₂ = $(24 \text{ g} / 28.02 \text{ g/mol}) \times 22.41 \text{ L/mol} \approx 19.20 \text{ L}$
- c) Volumen de Cl₂ = $(5.0 \times 10^3 \text{ moléculas} / 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}) \times 22.41 \text{ L/mol} \approx 1.87 \times 10^{-19} \text{ L}$ (muy pequeño)

Por lo tanto, el mayor volumen a TPE lo tiene el gas N₂, con aproximadamente 19.20 litros. El gas con la mayor densidad será el que tenga la mayor masa en un volumen dado. Dado que la masa molar del N₂ es mayor que la del He, el N₂ tendrá una mayor densidad.

Pregunta 8:

Un globo inflado con un volumen de 0.55 L de helio a nivel del mar (1.0 atm) se deja elevar a una altura de 6.5 km, donde la presión es de casi 0.40 atm. Suponiendo que la temperatura permanece constante, ¿cuál será el volumen final del globo?:

Para calcular el volumen final del globo, usamos la Ley de Boyle-Mariotte, que establece que "el producto de la presión y el volumen de un gas es constante, siempre que la temperatura se mantenga constante."

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$$

Donde:

P_1 = presión inicial (1.0 atm)

V_1 = volumen inicial (0.55 L)

P_2 = presión final (0.40 atm)

V_2 = volumen final (que queremos calcular)

Sustituimos los valores conocidos:

$$(1.0 \text{ atm}) * (0.55 \text{ L}) = (0.40 \text{ atm}) * V_2$$

Resolvemos para V_2 :

$$V_2 = (1.0 \text{ atm} * 0.55 \text{ L}) / 0.40 \text{ atm}$$

$$V_2 \approx 1.375 \text{ L}$$

El volumen final del globo a 0.40 atm será aproximadamente 1.375 litros.

Pregunta 9:

Una muestra de cloro gaseoso ocupa un volumen de 946 mL a una presión de 726 mmHg. Calcule la presión del gas (en mmHg) si el volumen se reduce a temperatura constante a 154 mL.:

Para calcular la presión del gas cuando el volumen se reduce a 154 mL a temperatura constante, usamos la Ley de Boyle-Mariotte:

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$$

Donde:

P_1 = presión inicial (726 mmHg)

V_1 = volumen inicial (946 mL)

P_2 = presión final (que queremos calcular en mmHg)

V_2 = volumen final (154 mL)

Primero, convertimos los volúmenes a la misma unidad (L) y los valores de presión a atm:

$$P_1 = 726 \text{ mmHg} / 760 \text{ mmHg/atm} \approx 0.9553 \text{ atm}$$

$$V_1 = 946 \text{ mL} / 1000 \text{ mL/L} \approx 0.946 \text{ L}$$

$$V_2 = 154 \text{ mL} / 1000 \text{ mL/L} \approx 0.154 \text{ L}$$

Sustituimos los valores conocidos:

$$(0.9553 \text{ atm}) * (0.946 \text{ L}) = P_2 * (0.154 \text{ L})$$

Resolvemos para P_2 :

$$P_2 = (0.9553 \text{ atm} * 0.946 \text{ L}) / 0.154 \text{ L}$$

$$P_2 \approx 5.852 \text{ atm}$$

La presión del gas cuando el volumen se reduce a 154 mL será aproximadamente 5.852 atm.

Pregunta 10:

El argón es un gas inerte que se emplea en los focos para retrasar la vaporización del filamento del tungsteno. Cierta foca que contiene argón a 1.20 atm y 18 °C se calienta a 858C a volumen constante. Calcule su presión final (en atm):.

Para calcular la presión final del argón cuando se calienta a 85 °C a volumen constante, usamos la Ley de Gay-Lussac, que establece que "la presión y la temperatura de un gas a volumen constante son directamente proporcionales".

Primero, convertimos la temperatura a kelvin:

$$18 \text{ °C} + 273.15 = 291.15 \text{ K}$$

Ahora, usamos la relación directa entre presión y temperatura:

$$(P1 / T1) = (P2 / T2)$$

Donde:

P1 = presión inicial (1.20 atm)

T1 = temperatura inicial en kelvin (18 °C)

P2 = presión final (que queremos calcular en atm)

T2 = temperatura final en kelvin (85 °C)

Sustituimos los valores conocidos:

$$(1.20 \text{ atm} / 291.15 \text{ K}) = (P2 / 358.15 \text{ K})$$

Resolvemos para P2:

$$P2 = (1.20 \text{ atm} * 358.15 \text{ K}) / 291.15 \text{ K}$$

$$P2 \approx 1.47 \text{ atm}$$

La presión final del argón será aproximadamente 1.47 atm.

Pregunta 11:

Una pequeña burbuja se eleva desde el fondo de un lago, donde la temperatura y presión son de 8 °C y 6.4 atm, hasta la superficie del agua, donde la temperatura es de 25 °C y la presión de 1.0 atm. Calcule el volumen final de la burbuja (en mL) si su volumen inicial era de 2.1 mL.:

Para calcular el volumen final de la burbuja cuando sube desde el fondo del lago a la superficie, usamos la Ley de Boyle-Mariotte.

$$P1 * V1 = P2 * V2$$

Donde:

P1 = presión inicial (6.4 atm)

V1 = volumen inicial (2.1 mL)

P_2 = presión final (1.0 atm)

V_2 = volumen final (que queremos calcular en mL)

Primero, convertimos los volúmenes a la misma unidad (L) y los valores de presión a atm:

$P_1 = 6.4 \text{ atm}$

$V_1 = 2.1 \text{ mL} / 1000 \text{ mL/L} \approx 0.0021 \text{ L}$

$V_2 = V_2 / 1000 \text{ mL/L}$

Sustituimos los valores conocidos:

$(6.4 \text{ atm}) * (0.0021 \text{ L}) = (1.0 \text{ atm}) * V_2$

Resolvemos para V_2 :

$V_2 = (6.4 \text{ atm} * 0.0021 \text{ L}) / 1.0 \text{ atm}$

$V_2 \approx 0.01344 \text{ L} \approx 13.44 \text{ mL}$

El volumen final de la burbuja será aproximadamente 13.44 mL.

Pregunta 12:

Un gas que inicialmente tiene un volumen de 4.0 L a 1.2 atm y 66 °C experimenta un cambio de manera que su volumen y temperatura finales se convierten en 1.7 L y 42 °C. ¿Cuál es su presión final? Suponga que el número de moles no ha cambiado.:

Para calcular la presión final del gas, usamos la Ley de Boyle-Mariotte:

$P_1 * V_1 = P_2 * V_2$

Donde:

P_1 = presión inicial (1.2 atm)

V_1 = volumen inicial (4.0 L)

P_2 = presión final (que queremos calcular en atm)

V2 = volumen final (1.7 L)

Sustituimos los valores conocidos:

$$(1.2 \text{ atm}) * (4.0 \text{ L}) = P_2 * (1.7 \text{ L})$$

Resolvemos para P2:

$$P_2 = (1.2 \text{ atm} * 4.0 \text{ L}) / 1.7 \text{ L}$$

$$P_2 \approx 2.82 \text{ atm}$$

La presión final del gas será aproximadamente 2.82 atm.

Pregunta 13:

Calcule la densidad del dióxido de carbono (CO₂) en gramos por litro (g/L) a 0.990 atm y 55 °C.:

Para calcular la densidad del dióxido de carbono (CO₂) en gramos por litro (g/L) a 0.990 atm y 55 °C, primero necesitas calcular la cantidad de moles utilizando la Ley de los Gases Ideales:

$$PV = nRT$$

Donde:

P = presión (0.990 atm)

V = volumen (1 L)

n = cantidad de moles

R = constante de los gases (0.082057 L atm / K mol)

T = temperatura en kelvin (55 °C + 273.15 K \approx 328.15 K)

Sustituimos los valores conocidos:

$$(0.990 \text{ atm}) * (1 \text{ L}) = n * (0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * 328.15 \text{ K})$$

Resolvemos para n:

$$n = (0.990 \text{ atm} * 1 \text{ L}) / (0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * 328.15 \text{ K})$$

$$n \approx 0.0369 \text{ moles}$$

Ahora, calculamos la densidad:

$$\text{Densidad} = \text{masa} / \text{volumen}$$

$$\text{Densidad} = (n * \text{masa molar}) / V$$

La masa molar del CO₂ es aproximadamente 44.01 g/mol (12.01 g/mol de C + 2 * 16.00 g/mol de O).

$$\text{Densidad} = (0.0369 \text{ moles} * 44.01 \text{ g/mol}) / 1 \text{ L} \approx 1.62 \text{ g/L}$$

La densidad del CO₂ a 0.990 atm y 55 °C es aproximadamente 1.62 g/L.

Pregunta 14:

¿Cuál es la densidad (en g/L) del hexafluoruro de uranio (UF₆) a 779 mmHg y 62 °C?:

Para calcular la densidad del hexafluoruro de uranio (UF₆) en g/L a 779 mmHg y 62 °C, primero convertimos la presión a atm:

$$779 \text{ mmHg} / 760 \text{ mmHg/atm} \approx 1.0263 \text{ atm}$$

Luego, utilizamos la Ley de los Gases Ideales para calcular la densidad. Primero, calculamos la cantidad de moles (n) utilizando la relación $PV = nRT$:

$$P = 1.0263 \text{ atm}$$

$$V = 1 \text{ L}$$

$$R = 0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol}$$

$$T = 62 \text{ °C} + 273.15 \text{ K} \approx 335.15 \text{ K}$$

$$PV = nRT$$

$$(1.0263 \text{ atm}) * (1 \text{ L}) = n * (0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * 335.15 \text{ K})$$

Resolvemos para n:

$$n = (1.0263 \text{ atm} * 1 \text{ L}) / (0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * 335.15 \text{ K})$$

$$n \approx 0.0388 \text{ moles}$$

Ahora, calculamos la densidad:

$$\text{Densidad} = \text{masa} / \text{volumen}$$

La masa molar del UF₆ es la suma de los pesos atómicos de sus elementos: 238.02 g/mol (para U) + 6 * 19.00 g/mol (para F) \approx 356.02 g/mol.

$$\text{Densidad} = (0.0388 \text{ moles} * 356.02 \text{ g/mol}) / 1 \text{ L} \approx 13.81 \text{ g/L}$$

La densidad del UF₆ a 779 mmHg y 62 °C es aproximadamente 13.81 g/L.

Pregunta 15:

Un químico ha sintetizado un compuesto gaseoso amarillo verdoso de cloro y oxígeno, y encuentra que su densidad es de 7.71 g/L a 36 °C y 2.88 atm. Calcule la masa molar del compuesto y determine su fórmula molecular.

Para calcular la masa molar del compuesto gaseoso amarillo verdoso de cloro y oxígeno, primero necesitamos usar la relación entre densidad, presión y temperatura:

$$\text{Densidad} = (\text{masa molar} * P) / (R * T)$$

Donde:

$$\text{Densidad} = 7.71 \text{ g/L}$$

$$P = 2.88 \text{ atm}$$

$$R = 0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol}$$

$$T = 36 \text{ °C} + 273.15 \text{ K} \approx 309.15 \text{ K}$$

Sustituimos los valores conocidos en la ecuación y resolvemos para la masa molar:

$$7.71 \text{ g/L} = (\text{masa molar} * 2.88 \text{ atm}) / (0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * 309.15 \text{ K})$$

Resolvemos para la masa molar:

$$\text{masa molar} = (7.71 \text{ g/L} * 0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * 309.15 \text{ K}) / 2.88 \text{ atm}$$

$$\text{masa molar} \approx 64.15 \text{ g/mol}$$

La masa molar del compuesto gaseoso amarillo verdoso de cloro y oxígeno es aproximadamente 64.15 g/mol.

Pregunta 16:

La densidad de un compuesto orgánico gaseoso es de 3.38 g/L a 40 °C y 1.97 atm. ¿Cuál es su masa molar?

Para calcular la masa molar del compuesto orgánico gaseoso a 40 °C y 1.97 atm, usamos la relación entre densidad, presión y temperatura:

$$\text{Densidad} = (\text{masa molar} * P) / (R * T)$$

Donde:

$$\text{Densidad} = 3.38 \text{ g/L}$$

$$P = 1.97 \text{ atm}$$

$$R = 0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} \text{ (constante de los gases)}$$

$$T = 40 \text{ °C} + 273.15 \text{ K} \approx 313.15 \text{ K}$$

Sustituimos los valores conocidos en la ecuación y resolvemos para la masa molar:

$$3.38 \text{ g/L} = (\text{masa molar} * 1.97 \text{ atm}) / (0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * 313.15 \text{ K})$$

Resolvemos para la masa molar:

$$\text{masa molar} = (3.38 \text{ g/L} * 0.082057 \text{ L atm / K mol} * 313.15 \text{ K}) / 1.97 \text{ atm}$$

$$\text{masa molar} \approx 43.00 \text{ g/mol}$$

La masa molar del compuesto orgánico gaseoso a 40 °C y 1.97 atm es aproximadamente 43.00 g/mol.

Pregunta 17:

El análisis químico de un compuesto gaseoso mostró que contiene 33.0% de silicio y 67.0% de flúor en masa. A 35 °C, 0.210 L del compuesto ejercen una presión de 1.70 atm. Si la masa de 0.210 L del gas fue de 2.38 g, calcule la fórmula molecular del compuesto.:

Para calcular la fórmula molecular del compuesto gaseoso que contiene 33.0% de silicio (Si) y 67.0% de flúor (F) en masa, primero necesitamos encontrar la relación entre las masas de los elementos. Asumiendo que tenemos 0.210 L de gas a 1.70 atm y 35 °C, utilizamos la Ley de los Gases Ideales para encontrar la cantidad de sustancia presente en el gas:

$$PV = nRT$$

Donde:

$$P = 1.70 \text{ atm}$$

$$V = 0.210 \text{ L}$$

n = cantidad de moles

$$R = 0.082057 \text{ L atm / K mol}$$

$$T = 35 \text{ °C} + 273.15 \text{ K} \approx 308.15 \text{ K}$$

Sustituimos los valores conocidos:

$$(1.70 \text{ atm}) * (0.210 \text{ L}) = n * (0.082057 \text{ L atm / K mol} * 308.15 \text{ K})$$

Resolvemos para n:

$$n = (1.70 \text{ atm} * 0.210 \text{ L}) / (0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * 308.15 \text{ K})$$

$$n \approx 0.0157 \text{ moles}$$

Ahora, calculamos la masa de Si y F en 0.210 L del gas:

$$\text{Masa de Si} = 0.33 * \text{Masa molar de Si}$$

$$\text{Masa de F} = 0.67 * \text{Masa molar de F}$$

Para encontrar la relación de moles de Si y F en el compuesto, usamos la relación de moles con respecto a la cantidad de moles total de gas:

$$\text{Moles de Si} / \text{Moles totales} = \text{Masa de Si} / \text{Masa total}$$

$$\text{Moles de F} / \text{Moles totales} = \text{Masa de F} / \text{Masa total}$$

Sustituimos las masas calculadas y la cantidad de moles total:

$$\text{Moles de Si} / 0.0157 \text{ moles} = 0.33$$

$$\text{Moles de F} / 0.0157 \text{ moles} = 0.67$$

Resolvemos para Moles de Si y Moles de F:

$$\text{Moles de Si} \approx 0.0157 \text{ moles} * 0.33 \approx 0.0052 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de F} \approx 0.0157 \text{ moles} * 0.67 \approx 0.0105 \text{ moles}$$

Ahora, encontramos la relación de moles de Si y F en el compuesto:

$$\text{Relación de moles Si:F} = (0.0052 \text{ moles Si}) / (0.0105 \text{ moles F})$$

Pregunta 18:

Un compuesto gaseoso está formado por 78.14% de boro y 21.86% de hidrógeno. A 27 °C, 74.3 mL del gas ejercen una presión de 1.12 atm. Si la masa del gas fue de 0.0934 g, ¿cuál es su fórmula molecular?:

Para calcular la fórmula molecular del compuesto gaseoso que está formado por 78.14% de boro (B) y 21.86% de hidrógeno (H) en masa, asumiremos que tenemos 74.3 mL del gas a 1.12 atm y 27 °C, que debemos convertir a kelvin:

$$27\text{ °C} + 273.15\text{ K} \approx 300.15\text{ K}$$

Luego, utilizamos la Ley de los Gases Ideales para encontrar la cantidad de sustancia (moles) presente en el gas:

$$PV = nRT$$

Donde:

$$P = 1.12\text{ atm}$$

$$V = 74.3\text{ mL} / 1000\text{ mL/L} \approx 0.0743\text{ L}$$

n = cantidad de moles (que queremos calcular)

$$R = 0.082057\text{ L atm} / \text{K mol}$$

$$T = 300.15\text{ K}$$

Sustituimos los valores conocidos:

$$(1.12\text{ atm}) * (0.0743\text{ L}) = n * (0.082057\text{ L atm} / \text{K mol} * 300.15\text{ K})$$

Resolvemos para n :

$$n = (1.12\text{ atm} * 0.0743\text{ L}) / (0.082057\text{ L atm} / \text{K mol} * 300.15\text{ K})$$

$$n \approx 0.003\text{ moles}$$

Ahora, calculamos la masa de B y H en el gas:

$$\text{Masa de B} = 0.7814 * \text{Masa molar de B}$$

$$\text{Masa de H} = 0.2186 * \text{Masa molar de H}$$

Para encontrar la relación de moles de B y H en el compuesto, usamos la relación de moles con respecto a la cantidad de moles total de gas:

$$\text{Moles de B} / \text{Moles totales} = \text{Masa de B} / \text{Masa total}$$

Moles de H / Moles totales = Masa de H / Masa total

Sustituimos las masas calculadas y la cantidad de moles total:

Moles de B / 0.003 moles = 0.7814

Moles de H / 0.003 moles = 0.2186

Resolvemos para Moles de B y Moles de H:

Moles de B \approx 0.003 moles * 0.7814 \approx 0.0023 moles

Moles de H \approx 0.003 moles * 0.2186 \approx 0.0007 moles

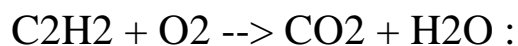
Ahora, podemos encontrar la relación de moles de B y H en el compuesto:

Relación de moles B:H = (0.0023 moles B) / (0.0007 moles H)

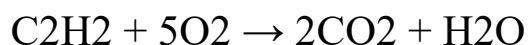
Esta relación de moles te dará la proporción de átomos de B a H en la fórmula del compuesto.

Pregunta 19:

La combustión de acetileno con oxígeno puro produce una flama de muy alta temperatura utilizada para la soldadura y el corte de metales. Calcule el volumen de O₂ (en litros) requerido para la combustión completa de 7.64 L de acetileno (C₂H₂) a la misma temperatura y presión:



Para calcular el volumen de O₂ (oxígeno) requerido para la combustión completa de 7.64 L de acetileno (C₂H₂) a la misma temperatura y presión, primero necesitamos escribir la ecuación balanceada de la reacción de combustión del acetileno:



La ecuación balanceada nos indica que 1 mol de acetileno (C₂H₂) reacciona con 5 moles de oxígeno (O₂) para producir 2 moles de dióxido de carbono (CO₂) y 1 mol de agua (H₂O). Por lo tanto,

necesitamos conocer la cantidad de moles de acetileno para calcular la cantidad de moles de oxígeno requerida.

Para 7.64 L de acetileno a las mismas condiciones de temperatura y presión, usamos la Ley de los Gases Ideales para encontrar la cantidad de moles de acetileno:

$$PV = nRT$$

Donde:

P = presión

V = volumen (7.64 L)

n = cantidad de moles de acetileno

R = constante de los gases

T = temperatura en kelvin

Sustituimos los valores conocidos:

$$(7.64 \text{ L}) = n * (R * T)$$

Ahora, resolvemos para n:

$$n = (7.64 \text{ L}) / (R * T)$$

$$n \approx (7.64 \text{ L}) / (0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * \text{temperatura en kelvin})$$

Pregunta 20:

La azida de sodio (NaN_3) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición de la NaN_3 de la siguiente manera: $2\text{NaN}_3(\text{s}) \rightarrow 2\text{Na}(\text{s}) + 3\text{N}_2(\text{g})$. El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que se encuentra entre el conductor y el parabrisas. Calcule el volumen de N_2 generado a 80°C y 823 mmHg por la descomposición de 60.0 g de NaN_3 .

Para calcular el volumen de N₂ generado por la descomposición de 60.0 g de NaN₃ a 80 °C y 823 mmHg, primero convertimos la presión a atm:

$$823 \text{ mmHg} / 760 \text{ mmHg/atm} \approx 1.0829 \text{ atm}$$

Luego, utilizamos la Ley de los Gases Ideales para calcular la cantidad de moles de N₂ generado:

$$PV = nRT$$

Donde:

$$P = 1.0829 \text{ atm}$$

V = volumen

n = cantidad de moles de N₂

R = constante de los gases (0.082057 L atm / K mol)

T = temperatura en kelvin (80 °C + 273.15 K \approx 353.15 K)

Sustituimos los valores conocidos:

$$(1.0829 \text{ atm}) * V = n * (0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * 353.15 \text{ K})$$

Resolvemos para n:

$$n = (1.0829 \text{ atm} * V) / (0.082057 \text{ L atm} / \text{K mol} * 353.15 \text{ K})$$

$$n \approx (1.0829 \text{ atm} * V) / (28.99 \text{ L atm} / \text{mol K})$$

Dado que la descomposición de NaN₃ produce 3 moles de N₂ por cada 2 moles de NaN₃, usamos esa relación para calcular la cantidad de moles de N₂ a partir de la cantidad de moles de NaN₃:

$$\text{Moles de N}_2 = (3 \text{ moles de N}_2 / 2 \text{ moles de NaN}_3) * \text{Moles de NaN}_3$$

Sustituimos la cantidad de moles de NaN₃:

$$\text{Moles de N}_2 = (3/2) * (1.82 \text{ moles de NaN}_3)$$

Ahora calculamos la cantidad de moles de N_2 . Luego, utilizamos la Ley de los Gases Ideales nuevamente para calcular el volumen (V) de N_2 :

$$(1.0829 \text{ atm}) * V = (3/2) * (1.82 \text{ moles de NaN}_3) * (28.99 \text{ L atm / mol K} * 353.15 \text{ K})$$

Resolvemos para V:

$$V = ((3/2) * (1.82 \text{ moles de NaN}_3) * (28.99 \text{ L atm / mol K} * 353.15 \text{ K})) / 1.0829 \text{ atm}$$

$$V \approx 32.12 \text{ L}$$

El volumen de N_2 generado por la descomposición de 60.0 g de NaN_3 a 80°C y 823 mmHg es aproximadamente 32.12 litros.