

TRABAJO PRÁCTICO Nº 5

1. Las Leyes de los Gases

1.1 Una cantidad de gas ocupa 76,8 cm³ a una presión de 772 mmHg
¿Cuál será su volumen a la presión de una atmósfera?

Condiciones iniciales

$$V_1 = 76,8 \text{ cm}^3$$

$$P_1 = \frac{772 \text{ mmHg} \times 1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1,02 \text{ atm}$$

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{1,02 \text{ atm} \times 76,8 \text{ cm}^3}{1 \text{ atm}}$$

Condiciones finales

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$V_2 = 78,34 \text{ cm}^3$$

1.2 Calcular la presión a la cual una masa de gas que tiene un volumen de 100 cm³ a 760 mmHg, ocupará un volumen de 84 cm³.

Condiciones iniciales

$$V_1 = 100 \text{ cm}^3$$

$$P_1 = 760 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = \frac{P_1 \times V_1}{V_2}$$

Condiciones finales

$$V_2 = 84 \text{ cm}^3$$

$$P_2 = ?$$

$$P_2 = 904,76 \text{ mmHg}$$

1.3 Una masa de gas ocupa 300 cm³ a 25º C. Si la presión se mantiene constante ¿qué volumen ocupará el gas a - 5º C?

Condiciones iniciales

$$V_1 = 300 \text{ cm}^3$$

$$T_1 = 25^\circ\text{C} \frac{1\text{K}}{1^\circ\text{C}} + 273\text{K} = 298\text{K}$$

$$V_2 = \frac{V_1}{T_1} \times T_2$$

Condiciones finales

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 268\text{K}$$

$$V_2 = 269,8 \text{ cm}^3$$

1.4 Una masa de gas a 13º C tiene un volumen de 237 cm³. El gas se calienta a presión constante hasta ocupar un volumen de 265 cm³. ¿Cuál es la temperatura final del gas?

Condiciones iniciales

$$V_1 = 237 \text{ cm}^3$$

$$T_1 = 13^\circ\text{C} \frac{1\text{K}}{1^\circ\text{C}} + 273\text{K} = 286\text{K}$$

$$T_2 = \frac{T_1}{V_1} \times V_2$$

Condiciones finales

$$V_2 = 265 \text{ cm}^3$$

$$T_2 = ?$$

$$T_2 = 319,8 \text{ K}$$

1.5 Una masa de gas a 7º C ejerce una presión de 740 mmHg. Calcular la presión a 29º C si el volumen permanece invariable.

Condiciones iniciales

$$P_1 = 740 \text{ mmHg}$$

$$T_1 = 7^\circ\text{C} \frac{1K}{1^\circ\text{C}} + 273K = 280K$$

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

Condiciones finales

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 302 K$$

$$P_2 = 798,1 \text{ mmHg}$$

1.6 Se ensaya un tanque que resiste una presión de 10 atm. Se llena de aire a 0º C y 6 atm. ¿Ofrece seguridad para someterlo, una vez lleno, a 200º C?

Condiciones iniciales

$$P_1 = 6 \text{ atm}$$

$$T_1 = 0^\circ\text{C} \frac{1K}{1^\circ\text{C}} + 273K = 273 K$$

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

Condiciones finales

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 200^\circ\text{C} \frac{1K}{1^\circ\text{C}} + 273K = 473 K$$

$$P_2 = \frac{6 \text{ atm}}{273 K} \times 473 K$$

$P_2 = 10,4 \text{ atm}$ el tanque no ofrece seguridad si se lo somete a ese cambio de temperatura

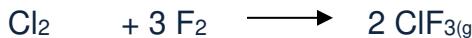
1.7 El amoníaco se quema con el gas oxígeno y forma (NO) óxido nítrico y vapor de agua. ¿Cuántos volúmenes de NO se obtienen de un volumen de amoníaco a la misma temperatura y presión?



4 volúmenes 5 volúmenes 4 volúmenes 6 volúmenes

De acuerdo con la ley de Avogadro para sustancias gaseosas si reacciona 1 volumen de amoniaco se obtendrá 1 volumen de NO

1.8 El Cloro y el Flúor molecular se combinan para formar un producto gaseoso. En las mismas condiciones de presión y temperatura se encuentra que un volumen de Cl₂ reacciona con 3 volúmenes de F₂ para producir 2 volúmenes de producto. ¿Cuál es la fórmula del producto?



$P = \text{cte} \quad T = \text{cte}$

1 volumen 3 volúmenes 2 volúmenes

Para que la reacción se encuentre balanceada el producto gaseoso debe ser: ClF₃

1.9 Las moléculas de ozono en la estratosfera absorben una buena parte de la radiación solar nociva. La temperatura y presión típica del ozono en la estratosfera son 250 K y 1.10⁻³ atm respectivamente ¿Cuántas moléculas de ozono están presentes en un litro de aire en estas condiciones?

$$T = 250 \text{ K} \quad P = 1 \times 10^{-3} \text{ atm} \quad V = 1 \text{ L} \quad n = ? \quad \text{moléculas} = ?$$

Suponiendo que en estas condiciones las moléculas de ozono se comportan como un gas ideal:

$$n = \frac{P \times V}{R \times T} \quad n = \frac{1 \times 10^{-3} \text{ atm} \times 1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \times \text{atm}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 250 \text{ K}} \quad n = 4,8 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{moléculas} = \frac{4,8 \times 10^{-5} \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}}$$

Están presentes en esas condiciones 2,9 × 10¹⁹ moléculas de ozono

1.10 Suponiendo que el aire contiene 78% de N₂, 21% de O₂ y 1% de Ar todos en volumen, ¿cuántas moléculas de cada gas están presentes en un litro de aire a TPE?

$$78 \text{ mL N}_2 \text{ por cada } 100 \text{ mL de aire} \quad \text{En un litro de aire: } 0,78 \text{ L N}_2$$

$$21 \text{ mL O}_2 \text{ por cada } 100 \text{ mL de aire} \quad 0,21 \text{ L O}_2$$

$$1 \text{ mL Ar por cada } 100 \text{ mL de aire} \quad 0,01 \text{ L Ar}$$

$$\text{moléculas de N}_2 = \frac{0,78 \text{ L} \times 1 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{22,4 \text{ L} \times \text{mol}} = 2,09 \times 10^{22} \text{ moléculas N}_2$$

$$\text{moléculas de O}_2 = \frac{0,21 \text{ L} \times 1 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{22,4 \text{ L} \times \text{mol}} = 5,64 \times 10^{21} \text{ moléculas O}_2$$

$$\text{moléculas de Ar} = \frac{0,01 \text{ L} \times 1 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{22,4 \text{ L} \times \text{mol}} = 2,68 \times 10^{20} \text{ moléculas Ar}$$

2. Ecuación del Gas Ideal

2.1 Si se tiene un volumen de 10 litros de un gas a la presión de 5 atm y a 27º C, ¿qué presión tiene esa misma masa de gas si ocupa un volumen de 45.5 litros a 0º C?

Condiciones iniciales

$$V_1 = 10 \text{ L}$$

$$P_1 = 5 \text{ atm}$$

$$T_1 = 27^\circ\text{C} \frac{1\text{K}}{1^\circ\text{C}} + 273K = 300K$$

$$P_2 = ?$$

Condiciones finales

$$V_2 = 45,5 \text{ L}$$

$$T_2 = 0^\circ\text{C} \frac{1\text{K}}{1^\circ\text{C}} + 273K = 273K$$

$$P_2 = \frac{5 \text{ atm} \times 10 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{300 \text{ K} \times 45,5 \text{ L}} = 1 \text{ atm}$$

2.2 ¿Qué **volumen** ocupan 2g de CO₂ a 0 °C y 2 atm de presión?

$$V = ? \quad n = \frac{2 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{44 \text{ g}} \quad T = 0^\circ\text{C} \frac{1\text{K}}{1^\circ\text{C}} + 273\text{ K} = 273\text{ K} \quad P = 2 \text{ atm}$$

$$V = \frac{n \times R \times T}{P} \quad V = \frac{0,045 \text{ mol} \times 0,082 \text{ L} \times \text{atm} \times 273 \text{ K}}{2 \text{ atm} \times \text{K} \times \text{mol}} \quad V = 0,5 \text{ L}$$

2.3 Calcular el **peso molecular** en g/mol de un gas cuyo volumen es de 100 ml a 25° C y 1,5 atm, siendo su masa de 0,392g.

$$V = 100 \text{ mL} \equiv 0,1 \text{ L} \quad m = 0,392 \text{ g} \quad T = 25^\circ\text{C} \frac{1\text{K}}{1^\circ\text{C}} + 273\text{ K} = 298\text{ K} \quad P = 1,5 \text{ atm}$$

$$\mathcal{M} = \frac{m \times R \times T}{P \times V} \quad \mathcal{M} = \frac{0,392 \text{ g} \times 0,082 \text{ L atm} \times 298\text{ K}}{1,5 \text{ atm} \times 0,1 \text{ L} \times \text{K mol}} = 63,86 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad \mathcal{M} = 63,86 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

2.4 Calcular la **densidad** del NH₃ (amoníaco) a 752 mmHg y 55° C.

$$T = 55^\circ\text{C} \frac{1\text{K}}{1^\circ\text{C}} + 273\text{ K} = 328\text{ K} \quad P = 752 \text{ mmHg} \frac{\times 1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,99 \text{ atm}$$

$$d = \frac{P \times M}{R \times T} \quad d = \frac{0,99 \text{ atm} \times 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{L} \times \text{atm}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 328 \text{ K}} \quad d = 0,62 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

3. Ley de Dalton de las presiones parciales

3.1 Una mezcla de 8g de O₂(g) y 14g de N₂(g) es preparada en un recipiente tal que la presión total es de 2 atm. ¿Cuál es la fracción molar y la presión parcial de cada gas en la mezcla?

$$P_{\text{total}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{N}_2} \quad n_{\text{O}_2} = 8 \text{ g} \times 1 \text{ mol} / 32 \text{ g} = 0,25 \text{ mol} \quad n_{\text{N}_2} = 14 \text{ g} \times 1 \text{ mol} / 28 \text{ g} = 0,5 \text{ mol}$$

$$X_{\text{O}_2} = 0,25 \text{ mol} / 0,75 \text{ mol} \quad X_{\text{O}_2} = 0,333 \quad X_{\text{N}_2} = 0,5 \text{ mol} / 0,75 \text{ mol} \quad X_{\text{N}_2} = 0,666$$

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{total}} \times X_{\text{O}_2} \quad P_{\text{O}_2} = 2 \text{ atm} \times 0,333 \quad P_{\text{O}_2} = 0,666 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2} = P_{\text{total}} \times X_{\text{N}_2} \quad P_{\text{N}_2} = 2 \text{ atm} \times 0,666 \quad P_{\text{N}_2} = 1,332 \text{ atm}$$

3.2 Una mezcla de gases contiene 0,31 moles de CH₄, 0,25 moles de C₂H₆ y 0,29 moles de C₃H₈. La presión total es 1,5 atm. Calcular las presiones parciales de los gases.

$$X_{\text{CH}_4} = 0,31 / (0,31 + 0,25 + 0,29) \quad X_{\text{CH}_4} = 0,36$$

$$X_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,25 / (0,31 + 0,25 + 0,29) \quad X_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,29$$

$$X_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,29 / (0,31 + 0,25 + 0,29) \quad X_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,34$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{CH}_4} + P_{\text{C}_2\text{H}_6} + P_{\text{C}_3\text{H}_8} \quad P_{\text{CH}_4} = X_{\text{CH}_4} \times P_{\text{total}} \quad P_{\text{CH}_4} = 0,36 \times 1,5 \text{ atm} \quad P_{\text{CH}_4} = 0,54 \text{ atm}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_6} = X_{\text{C}_2\text{H}_6} \times P_{\text{total}} \quad P_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,29 \times 1,5 \text{ atm} \quad P_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,44 \text{ atm}$$

$$P_{C_3H_8} = X_{C_3H_8} \times P_{\text{total}} \quad P_{C_3H_8} = 0,34 \times 1,5 \text{ atm}$$

$$\boxed{P_{C_3H_8}=0,51 \text{ atm}}$$

3.3 Una mezcla de gases de He y Ne se recogió sobre agua a 28º C y 745 mmHg. Si la presión parcial de He es de 368 mmHg ¿Cuál es la presión parcial del Ne si la presión de vapor de agua a 28º C es de 28,3 mmHg?

$$P_{\text{total}} = P_{\text{He}} + P_{\text{Ne}} + P_{VH_2O}$$

$$P_{\text{Ne}} = P_{\text{total}} - P_{\text{He}} - P_{VH_2O}$$

$$P_{\text{total}} = 745 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{He}} = 368 \text{ mmHg}$$

$$P_{VH_2O} = 28,3 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{Ne}} = 745 \text{ mmHg} - 368 \text{ mmHg} - 28,3 \text{ mmHg}$$

$$\boxed{P_{\text{Ne}} = 348,7 \text{ mmHg}}$$

4. Estequiométría de los gases

4.1 La ecuación para la degradación metabólica de la glucosa $C_6H_{12}O_6$ es la misma que la ecuación para la combustión de glucosa en aire.

Calcule el volumen de CO_2 producido a 37º C y 1 atm cuando se consumen 5,6 g de glucosa en la reacción.



180g	264g
5,6 g	8,21g

$$n_{CO_2} = 8,21g \times 1 \text{ mol} / 44 \text{ g/mol}$$

$$n_{CO_2} = 0,19 \text{ mol}$$

Suponiendo que el dióxido de carbono en esas condiciones se comporta como un gas ideal:

$$V_{CO_2} = (n_{CO_2} \times R \times T) / P_{CO_2} \quad V_{CO_2} = (0,19 \text{ mol} \times 0,082 \text{ L} \times \text{atm} \times 310 \text{ K}) / (1 \text{ atm} \times 1 \text{ K} \times \text{mol})$$

$$\boxed{V_{CO_2} = 4,83 \text{ L}}$$

4.2 Qué masa de cloruro de amonio $NH_4Cl(s)$ se formó cuando se mezclaron 73 g de amoníaco (NH_3) con una masa igual de ácido clorhídrico (HCl).

¿Cuál es el volumen del gas remanente medido a 14º C y 752 mmHg? ¿De qué gas se trata?



17 g	36,5 g
73 g	73 g

$$73 \text{ g } HCl \times \frac{17 \text{ g } NH_3}{36,5 \text{ g } HCl} = 34 \text{ g } NH_3 \text{ por lo tanto reaccionan 73g de HCl con 34 g de NH}_3 \text{ quedan sin reaccionar}$$

39 g de NH_3

Suponiendo que en estas condiciones el amoniaco se comporta como un gas ideal:

$$n_{NH_3} = 39 \text{ g } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g } NH_3} = 2,29 \text{ mol} \quad P = \frac{752 \text{ mmHg} \times 1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,98 \text{ atm} \quad T = 14^\circ C \times \frac{1K}{1^\circ C} + 273K = 287K$$

$$V = \frac{n \times R \times T}{P}$$

$$V = \frac{2,29 \text{ mol} \times 0,082 \text{ L} \times \text{atm} \times 287 \text{ K}}{0,98 \text{ atm} \times 1 \text{ K} \times \text{mol}}$$

$$\boxed{V = 54,56 \text{ L}}$$

Trabajo Práctico n ° 5

Ejercicios complementarios:

1. Convertir 1 atm a: mmHg, Torr, Pa, HPa

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

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

$$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 1013,25 \text{ HPa}$$

2. Convertir 732 mmHg a: atm y KPa

$$732 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \mathbf{0,96 \text{ atm}}$$

$$732 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \times \frac{101325 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \times \frac{1 \text{ KPa}}{1000 \text{ Pa}} = \mathbf{97,59 \text{ KPa}}$$

3. Una masa de gas ocupa un volumen de 240 mL a una presión de 1,25 atm ¿Cuál será el cambio de volumen si la presión fuera llevada a 0,75 atm a la misma temperatura?

Condiciones iniciales

$$P_1 = 1,25 \text{ atm}$$

$$V_1 = 240 \text{ mL}$$

$$V_2 = \frac{P_1}{P_2} \times V_1$$

Condiciones finales

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 0,75 \text{ atm}$$

$$V_2 = \frac{1,25 \text{ atm}}{0,75 \text{ atm}} \times 240 \text{ mL}$$

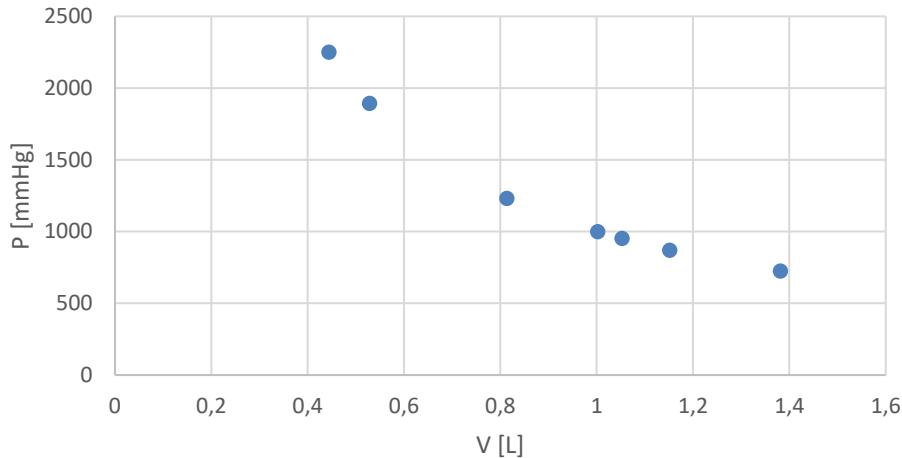
$$V_2 = 400 \text{ mL}$$

4. La tabla siguiente resume valores de presión y volumen de una muestra de gas a una temperatura constante:

Volumen (L)	Presión (mmHg)
1,381	724
1,151	869
1,052	951
1,002	998
0,813	1230
0,528	1893
0,444	2250

a) Graficar P versus V. ¿Qué nombre recibe la curva obtenida?

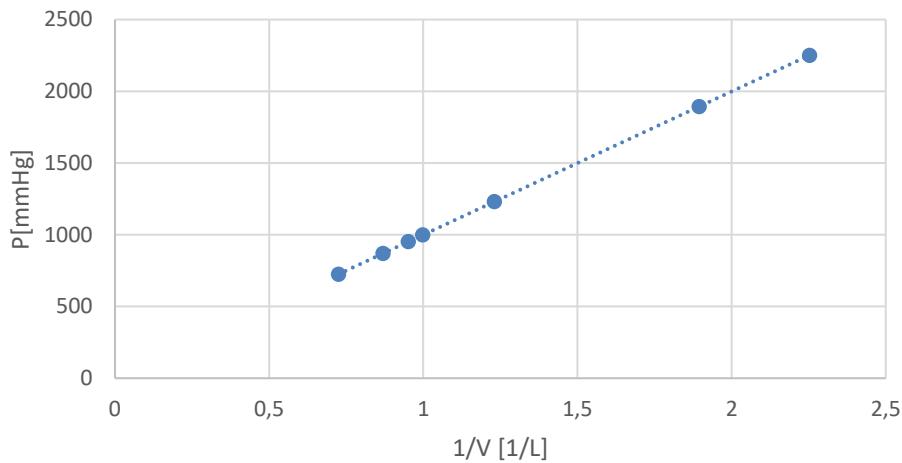
P vs V



Debido a que la temperatura es constante a lo largo de esta curva, se la llama **isoterma**.

b) Graficar P versus 1/V

P vs 1/V



5. Una pequeña burbuja se eleva desde el fondo de un lago, donde la presión y la temperatura son 6,4 atm y 8°C respectivamente, hasta la superficie del agua, donde la temperatura es 25°C y la presión 1 atm. Calcule el volumen final (en mL) de la burbuja si su volumen inicial fue 2,1 mL.

Condiciones iniciales

$$V_1 = 2,1 \text{ mL}$$

$$P_1 = 6,4 \text{ atm}$$

$$T_1 = 8^\circ\text{C} \frac{1K}{1^\circ\text{C}} + 273K = 281K$$

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

Condiciones finales

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$T_2 = 25^\circ\text{C} \frac{1K}{1^\circ\text{C}} + 273K = 298K$$

$$V_2 = \frac{6,4 \text{ atm} \times 2,1 \text{ mL} \times 298 K}{281 K \times 1 \text{ atm}} = 14,25 \text{ mL}$$

6. Un químico ha sintetizado un compuesto gaseoso amarillo verdoso de cloro y oxígeno y determina su densidad 7,71 g/L a 36º C y 2,88 atm. Calcule la masa molar del compuesto y determine su fórmula molecular.

$$d = 7,71 \text{ g/L} \quad T = 36^\circ\text{C} \frac{1K}{1^\circ\text{C}} + 273K = 309 K \quad P = 2,88 \text{ atm}$$

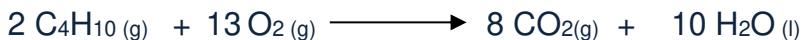
$$\mathcal{M} = \frac{d \times R \times T}{P} \quad \mathcal{M} = \frac{7,71 \text{ g} \times 0,082 \text{ L atm} \times 309 \text{ K}}{2,88 \text{ atm} \times 1 \text{ mol}} = 67,83 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad \boxed{\mathcal{M} = 67,83 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

Sabiendo que el compuesto está formado por una combinación de cloro y oxígeno; se prueba, al tanteo, sumar distintas cantidades de masas molares de cloro y oxígeno hasta llegar al valor de la masa molar obtenida:

$$35,5 \text{ g/mol} + 2 \times (16 \text{ g/mol}) = 67,5 \text{ g/mol}$$

La fórmula molecular del compuesto es: ClO_2

7. Suponiendo que no hay cambios en la presión y temperatura, calcule el volumen de O_2 (en L) requerido para la combustión completa de 14,9 L de butano (C_4H_{10})



$$\begin{array}{ll} 2\text{L} & 13\text{L} \\ 14,9\text{L} & ? \end{array}$$

$$V_{\text{O}_2} = 14,9 \text{ L C}_4\text{H}_{10} \times 13 \text{ L O}_2 / 2 \text{ L C}_4\text{H}_{10}$$

$$\boxed{V_{\text{O}_2} = 96,85 \text{ L O}_2}$$

8. Una mezcla de gas natural contiene 8,24 mol de metano (CH_4) 0,421 mol de etano (C_2H_6) y 0,116 mol de propano (C_3H_8). Si la presión total de los gases es 1,27 atm ¿Cuáles son las presiones parciales de los gases?

$$X_{\text{CH}_4} = 8,24 / (8,24 + 0,421 + 0,116) \quad X_{\text{CH}_4} = 0,94$$

$$X_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,421 / (8,24 + 0,421 + 0,116) \quad X_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,047$$

$$X_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,116 / (8,24 + 0,421 + 0,116) \quad X_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,013$$

$$P_{\text{total}} = 1,27 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CH}_4} = X_{\text{CH}_4} \times P_{\text{total}} \quad P_{\text{CH}_4} = 0,94 \times 1,27 \text{ atm} \quad \boxed{P_{\text{CH}_4} = 1,19 \text{ atm}}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_6} = X_{\text{C}_2\text{H}_6} \times P_{\text{total}} \quad P_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,047 \times 1,27 \text{ atm} \quad \boxed{P_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,0597 \text{ atm}}$$

$$P_{\text{C}_3\text{H}_8} = X_{\text{C}_3\text{H}_8} \times P_{\text{total}} \quad P_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,013 \times 1,27 \text{ atm} \quad \boxed{P_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,016 \text{ atm}}$$