

NOMBRE: _____

REALIZAD LOS EJERCICIOS 1 Y 2, Y DOS DE ENTRE EL 3, 4 Y 5.

1. Calcula:
 - a) Determina la masa en kilogramos de 5 moléculas de NO_2 . (1 p)
 - b) Tenemos 150 mL de CO_2 gaseoso a 35°C y 680 mmHg de presión. ¿Qué volumen ocuparía si la temperatura aumenta a 75°C y la presión disminuye a 590 mmHg? ¿Cuántos moles de oxígeno tiene dicho gas? (2 p)Datos: Masas atómicas (u): $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$.
2. Las moléculas de ozono (O_3) presentes en la estratósfera absorben buena parte de la radiación solar dañina. La temperatura y presión típicas del ozono en la estratósfera son -23°C y 10^{-3} atm , respectivamente.
 - a) ¿Cuántas moléculas de ozono están presentes en 1 litro de ozono en estas condiciones? (1 p)
 - b) En un laboratorio tenemos dos recipientes del mismo volumen, y ambos se encuentran en condiciones normales de presión y temperatura. Uno contiene ozono, y el otro contiene dióxido de carbono. b₁) ¿Quién contiene mayor número de moléculas? ¿Quién contiene mayor número de átomos de oxígeno? b₂) ¿Quién contiene mayor densidad? Razona las respuestas. (2 p)Datos: Masas atómicas (u): $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$; $\text{O} = 16$; $\text{C} = 12$. $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$
3. El renio (Re) forma dos compuestos fluorados. En uno de ellos (compuesto A) se observó que 1,221 g de F reacciona justo con 3,000 g de Re. En el segundo caso (compuesto B) un análisis químico determinó que contenía 33,7% de flúor. Enuncie la ley de proporciones múltiples, y demuestre que se verifica en este caso. (2 p)
4. Una sustancia orgánica contiene C, H y O. Su análisis químico elemental es el siguiente: 63,20 % de C, 8,75 % de H y el resto de O. Además, a 250°C y 750 mmHg, 1,65 g de dicha sustancia en forma de vapor ocupan 629 mL. Calcula su fórmula empírica y molecular.
Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$. $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$. (2 p)
5. Un recipiente de 2 litros contiene, a 27°C , una mezcla de gases formada por 8 g de monóxido de carbono, y 16 g de dióxido de carbono. Calcular: la presión total de la mezcla, las fracciones molares de cada gas, y sus presiones parciales.
Datos. Masas atómicas: $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$. $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$. (2 p)

1. Calcula:

- a) Determina la masa en kilogramos de 5 moléculas de NO_2 . (1 p)
- b) Tenemos 150 mL de CO_2 gaseoso a 35°C y 680 mmHg de presión. ¿Qué volumen ocuparía si la temperatura aumenta a 75°C y la presión disminuye a 590 mmHg? ¿Cuántos moles de oxígeno tiene dicho gas? (2 p)

Datos: Masas atómicas (u): N = 14; O = 16; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$.

a) $M(\text{NO}_2) = 14 + 2 \cdot 16 = 46 \text{ g/mol}$

$$5 \text{ moléculas NO}_2 \cdot \frac{46 \text{ g NO}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = \boxed{3,82 \cdot 10^{-25} \text{ kg NO}_2}$$

b) Estado 1: $V_1 = 150 \text{ mL CO}_2 = 0,15 \text{ L CO}_2$; $T_1 = 35^\circ\text{C} + 273 = 308 \text{ K}$; $P_1 = 680 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{17}{19} \text{ atm}$

Estado 2: $V_2 = ??$; $T_2 = 75^\circ\text{C} + 273 = 348 \text{ K}$; $P_2 = 590 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{59}{76} \text{ atm}$

Aplicamos la ley de Clapeyron de los gases: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow$

$$\rightarrow \frac{\frac{17}{19} \cdot 0,15}{308} = \frac{\frac{59}{76} \cdot V_2}{348} \rightarrow V_2 = \frac{17 \cdot 76 \cdot 348 \cdot 0,15}{19 \cdot 59 \cdot 308} \rightarrow V_2 = 0,195 \text{ L CO}_2$$

$$\boxed{V_2 = 195 \text{ mL CO}_2}$$

Usamos la ley de los gases ideales para hallar el número de moles de CO_2 :

$$P_1 \cdot V_1 = n \cdot R \cdot T_1 \rightarrow n = \frac{P_1 \cdot V_1}{R \cdot T_1} = \frac{\frac{17}{19} \cdot 0,15}{0,082 \cdot 308} = 5,314 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2$$

Nos piden el n° de moles de O:

$$5,314 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CO}_2} = \boxed{0,0106 \text{ mol O}}$$

2. Las moléculas de ozono (O_3) presentes en la estratósfera absorben buena parte de la radiación solar dañina. La temperatura y presión típicas del ozono en la estratósfera son $-23^\circ C$ y 10^{-3} atm, respectivamente.

- a) ¿Cuántas moléculas de ozono están presentes en 1 litro de ozono en estas condiciones? (1 p)
b) En un laboratorio tenemos dos recipientes del mismo volumen, y ambos se encuentran en condiciones normales de presión y temperatura. Uno contiene ozono, y el otro contiene dióxido de carbono. b₁) ¿Quién contiene mayor número de moléculas? ¿Quién contiene mayor número de átomos de oxígeno? b₂) ¿Quién contiene mayor densidad? Razona las respuestas. (2 p)

Datos: Masas atómicas (u): $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$; $O = 16$; $C = 12$. $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} K^{-1}$

a) Datos: $V = 1 \text{ L aire}$; $T = -23^\circ C + 273 = 250^\circ C$; $P = 10^{-3} \text{ atm}$

Calculamos el número de moles de Ozono aplicando la ley de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{10^{-3} \cdot 1}{0,082 \cdot 250} \rightarrow n = 4,88 \cdot 10^{-5} \text{ mol } O_3$$

Por tanto:

$$N^\circ \text{ moléculas } O_3 = 4,88 \cdot 10^{-5} \text{ mol } O_3 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_3}{1 \text{ mol } O_3} \approx \boxed{2,94 \cdot 10^{19} \text{ moléculas } O_3}$$

b)



Molécula O_3 : 3 átomos de O

Molécula CO_2 : 1 átomo de C y 2 átomos de O

$$V_1 = V_2$$

- b₁) Ley de Lavoisier : "Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, poseen el mismo número de partículas".

Por tanto, en virtud a esta ley, ambos recipientes poseen el mismo número de moléculas.

Como cada molécula de ozono posee 3 átomos de O, y cada molécula de dióxido de carbono posee 2 átomos de O, está claro que el recipiente de ozono posee mayor número de átomos de O.

- b₂) Sabemos que la densidad (d) es la masa (m) de un cuerpo dividida por su volumen (V): $d = \frac{m}{V}$.

Como los volúmenes son iguales y el número de moléculas también, tendrá mayor densidad aquel cuyos moléculas tengan mayor masa:

$$M(O_3) = 3 \cdot 16 = 48 \text{ u} ; M(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ u} .$$

Como $M(O_3) > M(CO_2) \rightarrow$ El ozono posee mayor densidad

3. El renio (Re) forma dos compuestos fluorados. En uno de ellos (compuesto A) se observó que 1,221 g de F reacciona justo con 3,000 g de Re. En el segundo caso (compuesto B) un análisis químico determinó que contenía 33,7% de flúor. Enuncie la ley de proporciones múltiples, y demuestre que se verifica en este caso. (2 p)

Ley de las proporciones múltiples: "Cuando una cantidad fija de un elemento, se combina con dos cantidades distintas de otro elemento, para dar dos compuestos diferentes, dichas cantidades mantienen entre sí una relación de números enteros sencillos".

Compuesto A: 1,221 g F se combinan con 3 g Re.

Compuesto B (100 g): 33,7 g F se combinan con $100 - 33,7 = 66,3$ g Re.

Fijamos una cantidad fija, por ejemplo 3 g Re.

Veamos en el compuesto B:

$$3 \text{ g Re} \cdot \frac{33,7 \text{ g F}}{66,3 \text{ g Re}} = 1,525 \text{ g F}$$

Es decir:

3 g Re se combinan con $\begin{cases} 1,221 \text{ g F, para formar el compuesto A} \\ 1,525 \text{ g F, para formar el compuesto B} \end{cases}$

Dividiendo ambas cantidades:

$$\frac{1,221 \text{ g F}}{1,525 \text{ g F}} \approx 0,8 = \boxed{\frac{4}{5}} \quad \begin{array}{l} \text{Relación de números} \\ \text{enteros sencillos} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{Se cumple la ley de} \\ \text{Dalton} \end{array} \right.$$

4. Una sustancia orgánica contiene C, H y O. Su análisis químico elemental es el siguiente: 63,20 % de C, 8,75 % de H y el resto de O. Además, a 250 °C y 750 mmHg, 1,65 g de dicha sustancia en forma de vapor ocupan 629 mL. Calcula su fórmula empírica y molecular.
 Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16. R = 0,082 atm L mol⁻¹K⁻¹. (2 p)

Compuesto $C_xH_yO_z$

En 100 g compuesto: 63,20 g C ; 8,75 g H y $100 - 63,2 - 8,75 = 28,05$ g O

Veamos la proporción moles:

$$\begin{array}{l} 63,2 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \cong 5,26 \text{ mol C} \\ 8,75 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 8,75 \text{ mol H} \\ 28,05 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \cong 1,753 \text{ mol O} \end{array} \quad \left| \begin{array}{l} \text{Dividimos entre} \\ \text{el menor:} \\ 1,753 \end{array} \right| \quad \left\{ \begin{array}{l} \frac{5,26}{1,753} \cong 3 \text{ mol C} \\ \frac{8,75}{1,753} \cong 5 \text{ mol H} \\ \frac{1,753}{1,753} = 1 \text{ mol O} \end{array} \right\} \quad \begin{array}{l} \text{Por tanto su} \\ \text{fórmula empírica} \\ \text{es: } \boxed{C_3H_5O} \end{array}$$

Datos: $T = 250 \text{ °C} + 273 = 523 \text{ K}$; $P = 750 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{75}{76} \text{ atm}$
 $m = 1,65 \text{ g}$; $V = 629 \text{ mL} = 0,629 \text{ L}$

Calculemos la masa molar (M) del compuesto:

Ley de los gases ideales:

$$\left. \begin{array}{l} P \cdot V = n \cdot R \cdot T \\ n = \frac{m}{M} \end{array} \right\} \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{1,65 \cdot 0,082 \cdot 523}{\frac{75}{76} \cdot 0,629} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = 114 \text{ g/mol} \rightarrow M_{\text{molecular}} = 114 \text{ u}$$

La fórmula molecular será: $(C_3H_5O)_n$. Por tanto:

$$(3 \cdot 12 + 5 \cdot 1 + 16) \cdot n = 114 \rightarrow 57 \cdot n = 114 \rightarrow n = 2$$

Por tanto, la fórmula molecular es:



5. Un recipiente de 2 litros contiene, a 27 °C, una mezcla de gases formada por 8 g de monóxido de carbono, y 16 g de dióxido de carbono. Calcular: la presión total de la mezcla, las fracciones molares de cada gas, y sus presiones parciales.

Datos. Masas atómicas: C = 12; O = 16. $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$. (2 p)

8 g CO
16 g CO ₂

$$V = 2 \text{ L}$$

$$T = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P_t = ? \quad \begin{matrix} X_{\text{CO}} = ? & ; & X_{\text{CO}_2} = ? \\ P_{\text{CO}} = ? & ; & P_{\text{CO}_2} = ? \end{matrix}$$

Masas molares: $M(\text{CO}) = 12 + 16 = 28 \text{ g/mol}$

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ g/mol}$$

Número de moles de cada gas:

$$\left. \begin{aligned} n_{\text{CO}} &= 8 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} = \frac{2}{7} \text{ mol CO} \\ n_{\text{CO}_2} &= 16 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ g}} = \frac{4}{11} \text{ mol CO}_2 \end{aligned} \right\} \rightarrow \begin{array}{l} \text{N}^\circ \text{ total de moles:} \\ n_t = n_{\text{CO}} + n_{\text{CO}_2} = \frac{50}{77} \text{ mol} \end{array}$$

Presión total: $P_t \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \rightarrow P_t = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{\frac{50}{77} \cdot 0,082 \cdot 300}{2} \rightarrow$

$$\rightarrow \boxed{P_t = 7,99 \text{ atm}}$$

Fracciones molares:

$$X_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n_t} = \frac{2/7}{50/77} \rightarrow \boxed{X_{\text{CO}} = \frac{11}{25}}$$

$$X_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_t} = 1 - X_{\text{CO}} = 1 - \frac{11}{25} \rightarrow \boxed{X_{\text{CO}_2} = \frac{14}{25}}$$

Presiones parciales:

$$P_{\text{CO}} = X_{\text{CO}} \cdot P_t = \frac{11}{25} \cdot 7,99 \rightarrow \boxed{P_{\text{CO}} = 3,52 \text{ atm}}$$

$$P_{\text{CO}_2} = X_{\text{CO}_2} \cdot P_t = \frac{14}{25} \cdot 7,99 \rightarrow \boxed{P_{\text{CO}_2} = 4,47 \text{ atm}}$$