

PROBLEMAS DE QUIMICA

1) El huracán sandy ("superfuermento sandy") fue uno de los mas destructivos en los ultimos años y afecto al caribe, cuba, las bahamas y 24 estados de la costa este de Estados Unidos. La presión mas baja registrada en este huracán fue de 705 mm.Hg. ¿Cual fue la presión en kPa?

- dato: 1 atm = $1,01325 \cdot 10^5$ Pa = 760 mm.Hg

$$\frac{705 \text{ mm.Hg}}{760 \text{ mm.Hg}} \times 1 \text{ atm} = 0,92763 \text{ atm}$$

Rta: La presión en kPa es de 93,9922 kPa.

$$0,92763 \text{ atm} \times \frac{1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 9,39922 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$\frac{9,39922 \cdot 10^4 \text{ Pa}}{10^3} = 93,9922 \text{ kPa}$$

2) Ordene de menor a mayor las siguientes presiones:

a) 736 Hg.m ; b) 0,928 atm ; c) 728 torr ; d) $1,22 \cdot 10^5$ Pa.

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

$$a) 736 \text{ mm.Hg} \times \frac{133,322 \text{ Pa}}{1 \text{ mm.Hg}} = 98124,992 \text{ Pa (3)}$$

$$b) 0,928 \text{ atm} \times \frac{101325 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 94029,6 \text{ Pa (1)}$$

$$c) 728 \text{ torr} \times \frac{133,322 \text{ Pa}}{1 \text{ torr}} = 97058,416 \text{ Pa (2)}$$

$$d) 122000 \text{ Pa (4)}$$

∴ las presiones de menor a mayor serian
b < c < a < d.

Rta: Seria más fácil beber agua al pie de un popote en el pie del monte everest ya que la presión atmosférica es menor a comparación de la cima; el agua estaría en condiciones para poder ser ingerida. En la cima la presión se reduciría a un tercio de la que se encuentran a nivel del mar.

③ Compare los cambios de volumen cuando se duplica la temperatura de un gas a presión constante de a) 200 K a 400 K; B) 200 °C a 400 °C; ¿cuando hay mayor variación en el volumen?

$$\left. \begin{array}{l} \text{a) Convertir a Kelvin} \\ t_1 = 200 \text{ K} \\ t_2 = 400 \text{ K} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{b) Convertir a Kelvin} \\ t_1 = 200^\circ\text{C} + 273 = 473 \text{ K} \\ t_2 = 400^\circ\text{C} + 273 = 673 \text{ K} \end{array}$$

Resp: Hay mayor variación del volumen cuando al ser evaluados en las relaciones de V_1/V_2 tiene a ser mayor, así como se observa en el caso b.

- Relación de volúmenes

$$\text{a) } (V_1/200 \text{ K}) = (V_2/400 \text{ K}) = 0,5$$

$$\text{b) } (V_1/473 \text{ K}) = (V_2/673 \text{ K}) = 0,7$$

④ Relación entre volumen y cantidad:

- El hexafluoruro de azufre (SF_6) 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: $R = 0,082057 \text{ L atm / K mol}$.

$$t = 69,5^\circ\text{C} + 273 = 342,5 \text{ K}$$

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

$$V = 5,43 \text{ L}$$

$$R = 0,082057 \text{ L atm / K mol}$$

$$n = 1,82 \text{ moles}$$

$$P \times 5,43 = 0,082057 \times 342,5 \times 1,82$$

$$P = 9,4240$$

Resp: La presión es de 9,4240 atm.

⑤ Calcule el volumen (en litros) ocupado por 2,12 moles de óxido nítrico (NO) a 6,54 atm y 76 °C.

$$t = 76^\circ\text{C} + 273 = 349 \text{ K}$$

$$n = 2,12 \text{ mol}$$

$$P = 6,54$$

- cuando es atmosférica la constante:

$$R = 0,0821 \text{ L atm / mol K}$$

$$V = \frac{0,0821 \times 349 \times 2,12}{6,54}$$

$$V = 9,2880 \text{ L}$$

Resp: El volumen sería 9,2880 litros.

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 NH_3 a TPE. Dato = 1 mol de un gas ideal ocupa 22,41 L a TPE.

Rta: El volumen en litros es de 9,7375.

$$\bar{M} \text{ de } \text{NH}_3 = 17,031 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{7,40 \text{ g}}{17,031 \text{ g/mol}} = 0,4345 \text{ mol}$$

$$V = 0,4345 \text{ mol} \times 22,41 \text{ L/mol} = 9,7375 \text{ L}$$

7) Suponiendo un comportamiento ideal, ¿cuál de los siguientes gases tendría el mayor volumen de TPE? a) 0,82 mol de He.; b) 24 g de N_2 ; c) $5,03 \cdot 10^3$ moléculas de Cl_2 . ¿Cuál gas tiene la mayor densidad?

- volumen:

Rta: El (N_2) tendría mayor volumen de TPE.

$$\text{a) He} = 0,82 \text{ mol} \times 22,41 \text{ L/mol} = 18,37 \text{ L}$$

$$\text{b) } \text{N}_2 = \frac{24 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}} = 0,856 \text{ moles} \xrightarrow{\text{calculamos volumen}} V_{\text{N}_2} = 0,856 \text{ mol} \times 22,41 \text{ L/mol} = 19,19 \text{ L}$$

$$\text{c) } \text{Cl}_2 = \frac{5,03 \cdot 10^3 \text{ moléculas}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}} = 8,35 \cdot 10^{-21} \text{ moles} \xrightarrow{\text{calculamos volumen}} V_{\text{Cl}_2} = 8,35 \cdot 10^{-21} \times 22,41 \text{ L/mol} \\ V_{\text{Cl}_2} = 1,87 \cdot 10^{-19} \text{ L}$$

- densidad:

$$\text{a) He} = \frac{0,82 \text{ moles} \times 4,00 \text{ g/mol}}{18,37 \text{ L}} = 0,178 \text{ g/L} \quad \left. \vphantom{\frac{0,82 \text{ moles} \times 4,00 \text{ g/mol}}{18,37 \text{ L}}} \right\} \times \rho_{\text{He}} = 4,00 \text{ g/mol}$$

$$\text{b) } \text{N}_2 = \frac{24 \text{ g}}{19,19 \text{ L}} = 1,25 \text{ g/L}$$

Rta: El gas mayor densidad sería Cl_2 con 25 g/L.

$$\text{c) } \text{Cl}_2 = \frac{2 \times 28,02 \text{ g}}{22,41 \text{ L}} = 25 \text{ g/L}$$

- (8) un globo inflado con un volumen de 0,55 L de nitrógeno 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 del globo final?

$$P_1 = 1,0 \text{ atm}$$

$$V_1 = 0,55 \text{ L}$$

$$V_2 = \frac{1,0 \text{ atm} \times 0,55 \text{ L}}{0,40 \text{ atm}} = 1,375 \text{ L}$$

$$P_2 = 0,40 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

Rta: El volumen final del globo será de 1,375 litros.

- (9) una muestra de cloro gaseoso ocupa un volumen de 946 mL a una presión de 726 mmHg. calcule la presión del gas (en mm.Hg) si el volumen se reduce a temperatura constante a 154 mL.

$$P_1 = 726 \text{ mm.Hg}$$

$$V_1 = 946 \text{ mL}$$

$$V_2 = 154 \text{ mL}$$

$$P_2 = ? \text{ mm.Hg}$$

$$P_2 = \frac{726 \text{ mm.Hg} \times 946 \text{ mL}}{154 \text{ mL}} = 4459,71 \text{ mm.Hg}$$

Rta: La presión del gas donde el volumen se reduce a 154 mL es de 4459,71 mm.Hg.

- (10) El argón es un gas inerte que se emplea en los focos para proteger la vaporización del filamento de tungsteno. cierto foco que contiene argón a 1,20 atm. y 18°C se calienta a 85°C a volumen constante. calcule la presión final (en atm).

$$P_1 = 1,20 \text{ atm}$$

$$T_1 = 18^\circ\text{C} + 273 = 291 \text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

$$P_2 = \frac{1,20 \text{ atm} \times 358 \text{ K}}{291 \text{ K}} = 1,47 \text{ atm}$$

$$T_2 = 85^\circ\text{C} + 273 = 358 \text{ K}$$

Rta: La presión final es de 1,47 atmósfueras.

- (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.

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

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

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

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 1,0 \text{ atm}$$

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

$$V_2 = \frac{6,4 \text{ atm} \times 2,1 \text{ mL} \times 298 \text{ K}}{1,0 \text{ atm} \times 281 \text{ K}} = 14,25 \text{ mL}$$

Rta: El volumen final de la burbuja es de 14,25 mL.

- (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 encuentran en 1,7 L y 42 °C. ¿Cuál es la presión final? Suponga que el número de moles no ha cambiado

$$V_1 = 4,0 \text{ L}$$

$$P_1 = 1,2 \text{ atm}$$

$$T_1 = 66^\circ\text{C} + 273 = 339 \text{ K}$$

$$V_2 = 1,7 \text{ L}$$

$$T_2 = 42^\circ\text{C} + 273 = 315 \text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

$$P_2 = \frac{1,2 \text{ atm} \times 4,0 \text{ L} \times 315 \text{ K}}{339 \text{ K} \times 1,7 \text{ L}} = 2,6 \text{ atm}$$

Rta = la presión final es de 2,6 atm.

- (13) Calcule la densidad del dióxido de carbono (CO_2) en gramos por litro (g/L) a 0,990 atm y 55 °C.

$$P = 0,990 \text{ atm}$$

$$T = 55^\circ\text{C} + 273 = 328 \text{ K}$$

$$R = 0,082057 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol}$$

$$M = 44,01 \text{ g/mol} \text{ para } \text{CO}_2$$

Rta = la densidad del CO_2 será 1,61 g/L .

$$D = \frac{0,990 \text{ atm} \times 44,01 \text{ g/mol}}{0,082057 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol} \times 328 \text{ K}} = 1,61 \text{ g/L}$$

- (14) ¿Cuál es la densidad (en g/L) del hexafluoruro de uranio (UF_6) a 779 mm.Hg y 62 °C?

$$P = 779 \text{ mm.Hg} \rightarrow 779/760 = 1,025 \text{ atm}$$

$$T = 62^\circ\text{C} + 273 = 335 \text{ K}$$

$$R = 0,082057 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol}$$

Rta = la densidad del UF_6 es de 13,12 g/L .

$$M_{\text{UF}_6} = 352,03 \text{ g/mol}$$

$$D = ? \text{ g/L}$$

$$D = \frac{1,025 \text{ atm} \times 352,03 \text{ g/mol}}{0,082057 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol} \times 335 \text{ K}} = 13,12 \text{ g/L}$$

- (15) UN GASEO HA SINTETIZADO UN COMPUESTO GASEOSO AMARILLO VERDOSO DE COLO Y ORIGEN, 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 FORMULA MOLECULAR.

$$T = 36^{\circ}\text{C} + 273 = 309\text{ K}$$

$$D = 7,71\text{ g/L}$$

$$R = 0,0821\text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

$$P = 2,88\text{ atm}$$

$$\bar{M} = ?$$

P.D. = LA MASA MOLAR DEL COMPUESTO ES 68,67 g/mol.
Y SU FORMULA MOLECULAR ES ClO_2 .

$$\bar{M} = \frac{309\text{ K} \times 7,71\text{ g/L} \times 0,0821\text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}}{2,88\text{ atm}} = 68,67\text{ g/mol}$$

- Hallamos la masa molar:

$$M = (x \cdot 35,45\text{ g/mol}) + (y \cdot 16,00\text{ g/mol})$$

- igualamos con la masa molar

$$68,67\text{ g/mol} = (x \cdot 35,45\text{ g/mol}) + (y \cdot 16,00\text{ g/mol})$$

$$x = 1 \quad ; \quad y = 2$$

- (16) LA DENSIDAD DE UN COMPUESTO ORGANICO GASEOSO ES DE 3,38 g/L a 40°C Y 1,97 atm. CUAL ES SU MASA MOLAR?

$$D = 3,38\text{ g/L}$$

$$T = 40^{\circ}\text{C} + 273 = 313\text{ K}$$

P.D. = SU MASA MOLAR ES DE 44,08 g/mol.

$$P = 1,97\text{ atm}$$

$$R = 0,082057\text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

$$\bar{M} = \frac{3,38\text{ g/L} \times 313\text{ K} \times 0,082057\text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}}{1,97\text{ atm}} = 44,08\text{ g/mol}$$

(17) El análisis químico de un compuesto gaseoso muestra que contiene 33,0% de silicio y 67,0% de fluor en masa. A 35°C, 0,210 L del compuesto ejercen una presión de 1,70 atm. Si la masa molar del gas fue de 2,38 g. Calcule la fórmula molecular del compuesto.

$$P = 1,70 \text{ atm}$$

$$V = 0,210 \text{ L}$$

$$n = ?$$

$$R = 0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{K} \cdot \text{mol})$$

$$T = 35^\circ\text{C} + 273 = 308 \text{ K}$$

HA = la fórmula molecular del compuesto es SiF_3 .

$$n = \frac{1,70 \text{ atm} \times 0,210 \text{ L}}{0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{K} \cdot \text{mol}) \times 308 \text{ K}} = 0,0141 \text{ moles}$$

- masa del silicio y fluor en 0,210 L del compuesto.

$$\times \text{Si} = 33,0\% \text{ de } 2,38 \text{ g} = 0,33 \times 2,38 \text{ g} = 0,7854 \text{ g}$$

$$\times \text{F} = 67,0\% \text{ de } 2,38 \text{ g} = 0,67 \times 2,38 \text{ g} = 1,5946 \text{ g}$$

- Hallamos los moles de cada uno:

$$\times M_{\text{Si}} = \frac{0,7854 \text{ g}}{28,0855 \text{ g/mol}} = 0,028 \text{ moles}$$

$$\times M_{\text{F}} = \frac{1,5946 \text{ g}}{18,998403 \text{ g/mol}} = 0,084 \text{ moles}$$

- Relación estequiométrica:

$$\text{Si} = \frac{0,028}{0,028} = 1, \quad \text{F} = \frac{0,084}{0,028} = 3$$

(18) Un compuesto gaseoso está formado por 74,14% de carbono 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 0,0934 g. ¿Cuál es la fórmula molecular?

- Relación estequiométrica

$$C = 100\% - 78,14\%$$

$$H = 100\% - 21,86\%$$

- Calculamos los moles:

$$m_C = \frac{78,14\%}{12,01\text{ g/mol}} = 7,23\text{ mol}$$

$$m_H = \frac{21,86\%}{1,01\text{ g/mol}} = 21,64\text{ mol}$$

- Relación estequiométrica:

$$C = \frac{7,23}{7,23} = 1 ; H = \frac{21,64}{7,23} = 3$$

- Con la ley de gases ideales.

$$P = 1,12\text{ atm}$$

$$V = 74,3\text{ mL} \rightarrow 0,0743\text{ L}$$

$$n = ?$$

$$R = 0,0821\text{ l.atm/K.mol.}$$

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

$$n = \frac{1,12\text{ atm} \times 0,0743\text{ L}}{300\text{ K} \times 0,0821\text{ l.atm/K.mol}} = 0,033\text{ moles}$$

$$\text{Moles moles} = \frac{0,0934\text{ g}}{0,033\text{ mol}} = 2,99\text{ g/mol}$$

Entonces la fórmula molecular es C_3H_8 .

(19) En 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 O_2 (en litros) requerido para la combustión completa de 7,64 L de acetileno (C_2H_2) a la misma temperatura y presión:



- Relación estequiométrica entre moles y volúmenes

$$1\text{ mol } (\text{C}_2\text{H}_2) = 22,4\text{ L} ; 1\text{ mol } (\text{O}_2) \text{ a STP} = 22,4\text{ L}$$

Entonces el volumen en litros de O_2 es de 19,09.

$$n_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{7,64\text{ L}}{22,4\text{ L/mol}} = 0,341\text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0,341\text{ mol} \times 2,5 = 0,852\text{ mol}$$

- Convertimos a volumen a STP:

$$V_{\text{O}_2} = 0,852\text{ mol} \times 22,4\text{ L/mol} = 19,09\text{ L}$$

20 La azida de sodio (NaN_3) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles. El impacto de una colisión causa la descomposición de la NaN_3 de la siguiente manera: $2\text{NaN}_3(s) \rightarrow 2\text{Na}(s) + 3\text{N}_2(g)$. 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 mm.Hg por la descomposición de 60.0 g de NaN_3 .

- cálculo NaN_3

$$\bar{M}_{\text{Na}} = 22,99\text{ g/mol}$$

$$\bar{M}_{\text{N}} = 14,01\text{ g/mol}$$

$$\bar{M}_{\text{NaN}_3} = 22,99\text{ g/mol} + 3(14,01\text{ g/mol}) = 64,02\text{ g/mol}$$

- moles de NaN_3

$$n_{\text{NaN}_3} = \frac{60,0\text{ g}}{64,02\text{ g/mol}} = 0,937\text{ moles}$$

* usando la relación estequiométrica:

$$n_{\text{N}_2} = 0,937\text{ moles} \times (3/2) = 1,406\text{ mol}$$

* cálculo volumen de N_2 :

$$R = 0,0821\text{ L.atm/K.mol}$$

$$T = 80^\circ\text{C} + 273 = 353\text{ K}$$

$$P = 823\text{ mm.Hg} / 760\text{ mm.Hg} = 1,08\text{ atm}$$

$$V = \frac{1,406\text{ mol} \times 0,0821\text{ L.atm/K.mol} \times 353\text{ K}}{1,08\text{ atm}} = 37,06\text{ L}$$

Rta = El volumen de N_2 generado es de $37,06\text{ L}$