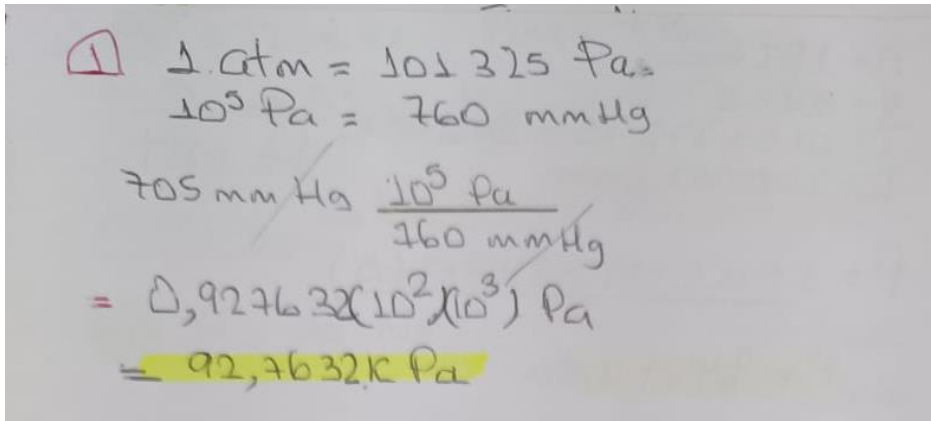


EJERCICIOS DE QUIMICA

RESOLUCION

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 atm = 1.01325×10^5 Pa = 760 mmHg

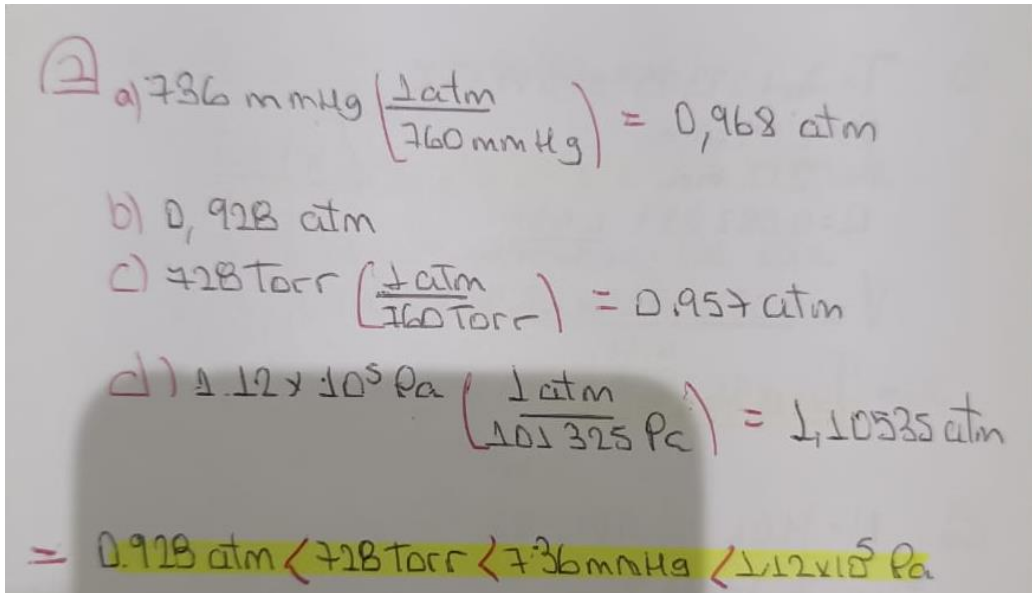


Handwritten solution for problem 1:

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 101325 \text{ Pa} \\ 10^5 \text{ Pa} &= 760 \text{ mmHg} \\ 705 \text{ mmHg} &\times \frac{10^5 \text{ Pa}}{760 \text{ mmHg}} \\ &= 0,927632(10^2)(10^3) \text{ Pa} \\ &= 92,7632 \text{ kPa} \end{aligned}$$

2. Ordene de menor a mayor las siguientes presiones:

a) 736 mmHg, b) 0.928 atm, c) 728 torr, d) 1.12×10^5 Pa.



Handwritten solution for problem 2:

$$\begin{aligned} a) 736 \text{ mmHg} &\left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right) = 0,968 \text{ atm} \\ b) &0,928 \text{ atm} \\ c) 728 \text{ Torr} &\left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ Torr}} \right) = 0,957 \text{ atm} \\ d) 1.12 \times 10^5 \text{ Pa} &\left(\frac{1 \text{ atm}}{101325 \text{ Pa}} \right) = 1,10535 \text{ atm} \end{aligned}$$

Ordering from lowest to highest pressure:

$$0,928 \text{ atm} < 728 \text{ Torr} < 736 \text{ mmHg} < 1,12 \times 10^5 \text{ Pa}$$

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?

③ $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

a) $\frac{V_1}{200K} = \frac{V_2}{400K} \rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{1}{2}$ EL VOLUMEN SE DUPLICA

b) $T_1 = 200 + 273.15 = 473.15K$
 $T_2 = 400 + 273.15 = 673.15K$
 $\frac{V_1}{V_2} = \frac{473.15K}{673.15K} = 0.7028$

4. 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

④ $n = 1.82 \text{ mol}$
 $V = 5.43 \text{ L}$
 $T = 69.5 + 273.15 = 342.65K$
 $R = 0.082057 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$

$P = \frac{nRT}{V}$

$P = \frac{1.82(0.082057)(342.65)}{5.43}$

$P = 9.4240 \text{ atm}$

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

⑤ $T = 76 + 273.15 = 349.15K$
 $P = 6.54 \text{ atm}$
 $n = 2.12 \text{ mol}$
 $R = 0.082057 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$

$V = \frac{nRT}{P}$

$V = \frac{0.082057(2.12)(349.15)}{6.54}$

$V = 9.28722 \text{ L}$



UNMSM

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

Handwritten solution for problem 6:

$$\begin{aligned} \text{N} &= 14.01 \sim \text{H} = 1.01 \\ \bar{M}_{\text{NH}_3} &= 17.03 \text{ g/mol} \\ m &= 7.40 \text{ g} \\ V &= 22.41 \text{ L} \end{aligned} \quad \left| \quad \begin{aligned} n &= \frac{m}{\bar{M}} = \frac{7.4}{17.03} \\ n &= 0.4277 \text{ mol} \end{aligned} \right.$$
$$V = n \cdot V_n$$
$$V = 0.4277 (22.41)$$
$$V = 9.5847$$

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 N_2 . c) 5.0×10^{23} moléculas de Cl_2 . ¿Cuál gas tiene la mayor densidad?

Handwritten solution for problem 7:

a) 0.82 mol He $\bar{M}_{\text{He}} = 4 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{\bar{M}} \rightarrow 0.82 = \frac{m}{4} \rightarrow m = 3.28 \text{ g}$$
$$V = n \cdot V_n \rightarrow V = 0.82 \cdot 22.41 = 18.3762 \text{ L}$$

b) 24 g de N_2 $\bar{M}_{\text{N}_2} = 14.01 \text{ g/mol} \cdot 2$
 $\bar{M}_{\text{N}_2} = 28.02 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{\bar{M}} = \frac{24}{28.02} = 0.856 \text{ mol}$$
$$V = 0.856 \cdot 22.41 = 19.182962$$

c) 5.02×10^{23} moléculas de Cl_2
 $\bar{M}_{\text{Cl}_2} = 70.906 \text{ g/mol}$

$$\frac{5.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}} = 8.3527 \times 10^{-2} \text{ mol}$$
$$m = 8.3527 \times 10^{-2} (70.906)$$
$$m = 5.922 \times 10^{-1} \text{ g}$$
$$V = n \cdot V_n \rightarrow 8.3527 \times 10^{-2} \cdot 22.41$$
$$V = 1.87 (10^{-1})$$

Mayor densidad

Gas	Densidad (g/L)
a) He	$\frac{3.28}{18.3762} = 0.1784 \text{ g/L}$
b) N_2	$\frac{24}{19.182962} = 1.2491 \text{ g/L}$
c) Cl_2	$\frac{5.922 (10^{-1})}{1.87 (10^{-1})} = 3.1668 \text{ g/L}$

Mayor densidad: Cl_2 3.1668 g/L

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?

$$\begin{aligned}
 & \textcircled{8} \quad V_1 = 0.55 \text{ L} \quad V_2 = X \\
 & \quad P_1 = 1.0 \text{ atm} \quad P_2 = 0.4 \text{ atm} \quad | \quad P_1 V_1 = P_2 V_2 \\
 & \rightarrow 1.0 \text{ atm} (0.55 \text{ L}) = 0.4 \text{ atm} (V_2) \\
 & \quad V_2 = \frac{1.0 \text{ atm} (0.55 \text{ L})}{0.4 \text{ atm}} \\
 & \quad V_2 = 1.375 \text{ L}
 \end{aligned}$$

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.

$$\begin{aligned}
 & \textcircled{9} \quad V_1 = 946 \text{ mL} \quad V_2 = 154 \text{ mL} \\
 & \quad P_1 = 726 \text{ mmHg} \quad P_2 = X \\
 & \quad V_1 P_1 = V_2 P_2 \\
 & \quad 946 \text{ mL} (726 \text{ mmHg}) = X (154 \text{ mL}) \\
 & \quad P_2 = X = \frac{946 (726 \text{ mmHg})}{154} \\
 & \quad P_2 = 4459.71 \text{ mmHg}
 \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned}
 & \textcircled{10} \quad P_1 = 1.20 \text{ atm} \quad P_2 = X \\
 & \quad T_1 = 291.15 \text{ K} \quad T_2 = 1131.15 \text{ K} \\
 & \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} \\
 & \quad P_2 = \frac{(1.2) (1131.15)}{291.15} \\
 & \quad P_2 = 4.662 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

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.

$$\begin{aligned}
 & \textcircled{11} \quad P_1 = 6.4 \text{ atm} \quad P_2 = 1.0 \text{ atm} \\
 & \quad V_1 = 2.1 \text{ mL} \quad V_2 = x \text{ mL} \\
 & \quad T_1 = 281.15 \text{ K} \quad T_2 = 298.15 \text{ K} \\
 & \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} \\
 & V_2 = \frac{(6.4)(2.1)(298.15)}{(281.15)(1.0)} \\
 & V_2 = 24.2526 \text{ mL}
 \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned}
 & \textcircled{12} \quad P_1 = 1.2 \text{ atm} \quad T_1 = 66 + 273.15 = 339.15 \text{ K} \\
 & \quad V_1 = 4.0 \text{ L} \quad n = \text{constante} \\
 & \quad P_2 = x \quad T_2 = 42 + 273.15 = 315.15 \text{ K} \\
 & \quad V_2 = 1.7 \text{ L} \\
 & \text{Hallando } P_2 \\
 & \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1.2(4)}{339.15} = \frac{P_2(1.7)}{315.15} \\
 & P_2 = \frac{1.2(4)(315.15)}{339.15(1.7)} = 2.62372 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned}
 & \textcircled{13} \quad d = \frac{P \cdot \bar{M}}{R \cdot T} \quad \left| \begin{array}{l} \text{Masa} \\ \bar{M} = 12 + (16 \times 2) = 44 \text{ g/mol} \end{array} \right. \\
 & \quad P = 0.990 \text{ atm} \quad R = 0.082057 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \\
 & \quad T = 328.15 \text{ K} \\
 & d = \frac{0.990(44)}{0.082057(328.15)} \\
 & d = 1.617706865 \frac{\text{g}}{\text{L}}
 \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned} \textcircled{14} \quad d &= \frac{P \cdot \bar{M}}{R \cdot T} \\ T &= 19.9^\circ\text{C} \\ U &= 238 \text{ g/mol} \\ \bar{M} &= 352 \text{ g/mol} \\ T &= 273.15 + 62 \\ T &= 335.15 \text{ K} \\ P &= 779 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \\ P &= 1.025 \text{ atm} \\ R &= 0.082057 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \\ d &= \frac{1.025 (352)}{0.082057 (335.15)} \\ d &= 12.51933 \frac{\text{g}}{\text{L}} \end{aligned}$$

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.

$$\begin{aligned} \textcircled{15} \quad d &= 7.71 \frac{\text{g}}{\text{L}} \\ P &= 2.88 \text{ atm} \\ T &= 36 + 273.15 = 309.15 \text{ K} \\ \bar{M} &= \frac{R \cdot T \cdot d}{P} \\ \bar{M} &= \frac{0.082057 (309.15) (7.71)}{2.88} \\ \bar{M} &= 67.9120 \text{ g/mol} \\ \text{Fórmula Molecular} \\ \text{Cl} &= 35 \text{ g/mol} \\ \text{O} &= 16 \text{ g/mol} \\ \text{ClO}_2 \end{aligned}$$

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?

$$\begin{aligned} \textcircled{16} \quad d &= 3.38 \frac{\text{g}}{\text{L}} \\ T &= 40 + 273.15 = 313.15 \text{ K} \\ P &= 1.97 \text{ atm} \\ R &= 0.082057 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \\ \bar{M} &= \frac{R \cdot T \cdot d}{P} \\ \bar{M} &= \frac{0.082057 (313.15) (3.38)}{1.97} \\ \bar{M} &= 44.087 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

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.

17) $\bar{M} = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$

$\bar{M} = \frac{(2.38 \text{ g}) (0.082057 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) (308.15 \text{ K})}{(1.70 \text{ atm}) (0.210 \text{ L})}$

$\bar{M} = 168.572 \text{ g/mol}$

Calculamos la Fórmula Empírica A Partir de la Composición Porcentual

Si = 33% $\bar{M}_{Si} = 28 \text{ g} \rightarrow \frac{33}{28} = 1.178 \rightarrow 1$

F = 67% $\bar{M}_F = 19 \text{ g} \rightarrow \frac{67}{19} = 3.526 \rightarrow 3$

Fórmula Empírica (F.E.) Si_1F_3

Dividimos con el menor valor (1.178)

Calculamos Fórmula Molecular

F.E. = SiF_3
 $\bar{M} = 168.572 \text{ g/mol}$
 $\bar{M}_{FE} = 25 \text{ g}$

Calculamos Factor "n"

$n = \frac{\bar{M}}{\bar{M}_{FE}} = \frac{168.572}{25} \approx 6.74$

Fórmula Molecular Si_6F_{18}

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?

18) $T = 27 + 273.15 = 300.15 \text{ K}$
 $m = 0.0934 \text{ g}$
 $P = 1.12 \text{ atm}$
 $V = 74.3 \text{ mL} = 0.0743 \text{ L}$

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

$n = \frac{(1.12) (0.0743)}{(0.082057) (300.15)} = 0.003378 \text{ mol}$

$\bar{M} = \frac{m}{n} \rightarrow \frac{0.0934}{0.003378} = 27.64 \text{ g/mol}$

Fórmula Empírica (F.E.)

B = 78.14% $\bar{M}_B = 10.81 \text{ g}$
H = 21.86% $\bar{M}_H = 1.008 \text{ g}$

$\frac{78.14}{10.81} = 7.23$
 $\frac{21.86}{1.008} = 21.68$

$\frac{7.23}{7.23} = 1$
 $\frac{21.68}{7.23} = 3$

F.E. B_1H_3

$\bar{M}_{B_1H_3} = 14$

Fórmula Molecular (F.M.)

$\bar{M}_{FE} = 14 \text{ g}$
 $\bar{M} = 27.64 \text{ g/mol}$

Hallamos Factor "n"

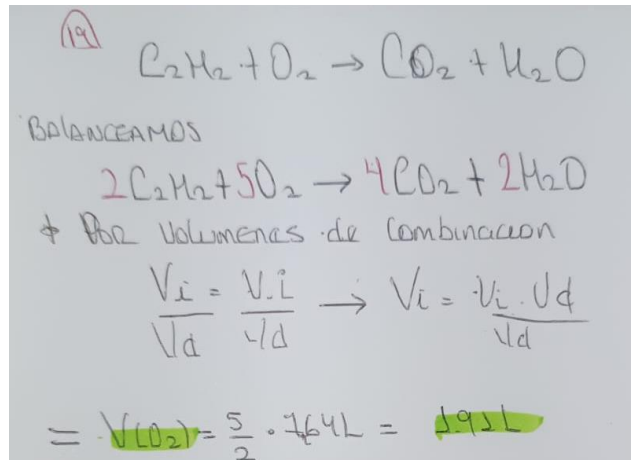
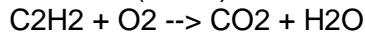
$FM = n(FE)$

$n = \frac{\bar{M}}{\bar{M}_{FE}} = \frac{27.64}{14} \approx 1.97$

$n \approx 2$

Fórmula Molecular B_2H_6

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:



20. La azida de sodio (NaN₃) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles.

El impacto de una colisión desencadena la descomposición de la NaN₃ de la siguiente manera: 2NaN₃(s) → 2Na(s) + 3N₂(g)

El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que se encuentra entre el conductor y el parabrisas. Calcule el volumen de N₂ generado a 80 °C y 823 mmHg por la descomposición de 60.0 g de NaN₃

