

Pregunta 1.

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 = 1.01325x10⁵ Pa = 760 mmHg

Handwritten calculation on grid paper: $705 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{101325 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 93,98 \text{ kPa}$

Pregunta 2.

Ordene de menor a mayor las siguientes presiones:

a) 736 mmHg, b) 0.928 atm, c) 728 torr, d) 1.12 x10⁵ Pa.

Handwritten calculations on grid paper:

- $736 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,968 \text{ atm}$
- $0,928 \text{ atm}$
- $728 \text{ Torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ Torr}} = 0,957 \text{ atm}$
- $1,12 \times 10^5 \text{ Pa} \times \frac{1 \text{ atm}}{101325 \text{ Pa}} = 1,10535 \text{ atm}$

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

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?

* Ley de Charles

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

A) El volumen se duplica porque la Temperatura se duplica

B) $T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$

$$T_1 = 200^{\circ}C + 273,15 = 473,15K$$

$$T_2 = 400^{\circ}C + 273,15 = 673,15K$$

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} = \frac{673,15K}{473,15K} = 1,4226K \quad \text{no se duplica}$$

Pregunta 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 $69.5^{\circ}C$.

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

* $n = 1,82$ $R = 0,082057$

$$V = 5,43L$$

$$T = 69,5^{\circ}C + 273,15 = 342,65K$$

$$PV = nRT \quad \Rightarrow \quad P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{1,82 \cdot 0,082057 \cdot 342,65}{5,43}$$

$$P = 9,4240$$

Pregunta 5.

Calcule el volumen (en litros) ocupado por 2.12 moles de óxido nítrico (NO) a 6.54 atm y $76^{\circ}C$.

$$\begin{aligned}
 * T &= 76 + 273,15 = 349,15 \text{ K} \\
 P &= 6,54 \text{ atm} \\
 n &= 2,12 \\
 R &= 0,082057 \\
 V &= \frac{nRT}{P} \\
 V &= \frac{(2,12)(0,082057)(349,15)}{6,54} \\
 V &= 9,28722/
 \end{aligned}$$

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 NH_3 a TPE.

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

$$\begin{aligned}
 * \bar{M}^\circ \text{ N} &= 14,01 \quad \text{H} = 1,01 \quad m = 7,40 \text{ g} \quad V = 22,4 \text{ L} \\
 \text{NH}_3 &= 17,03 \text{ g/mol} \\
 n &= \frac{m}{\bar{M}} = \frac{7,40 \text{ g}}{17,03 \text{ g/mol}} = 0,4277_n \\
 V &= n \times V_n \\
 0,4277 \times 2241 &= 95847/
 \end{aligned}$$

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 3 10E3 moléculas de Cl₂. ¿Cuál gas tiene la mayor densidad?

a) 0,82 mol He $\bar{M}_{\text{He}} = 4,00 \text{ g/mol}$

$\boxed{n = \frac{m}{\bar{M}}}$ $0,82 = \frac{m}{4}$ $m = 3,28 \text{ g}$

$\boxed{V = n \times V_n}$ $\rightarrow 0,82 \times 22,414 \text{ L/mol} = 18,37624 \text{ L}$

b) 24 g de N₂ $\bar{M}_{\text{N}} = 14,01 \text{ g/mol}$

$N_2 = 28,02 \text{ g/mol}$

$\boxed{n = \frac{m}{\bar{M}}}$ $\frac{24 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}} = 0,856 \text{ mol}$

$\boxed{V = n \times V_n}$ $0,856 \text{ mol} \times 22,414 \text{ L/mol} = 19,182962 \text{ L}$

d) $5,03 \times 10^3$ moléculas de Cl_2

$$M_{\text{Cl}} = 35,453$$

$$\text{Cl}_2 = 70,906 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$\frac{5,03 \times 10^3 \text{ moléculas}}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}} = 8,3527 \times 10^{-21} n$$

$$8,3527 \times 10^{-21} = \frac{m}{70,906}$$

$$m = 5,922 \times 10^{-19} \text{ g}$$

$$V = n \times V_n = 8,3527 \times 10^{-21} \times 22,4 \text{ L/mol} \\ = 1,87 \times 10^{-19} \text{ L}$$

$$D = \frac{m}{V}$$

$$a) \frac{3,28 \text{ g}}{18,3762 \text{ L}} = 0,1784 \text{ g/L} \rightarrow \text{He}$$

$$b) \frac{24 \text{ g}}{19,18296 \text{ L}} = 1,2511 \text{ g/L} \rightarrow \text{N}_2$$

$$c) \frac{5,922 \times 10^{-19} \text{ g}}{1,87 \times 10^{-19} \text{ L}} = 3,1668 \text{ g/L} \rightarrow \text{Cl}_2$$

∴ El gas de mayor densidad es del Cl_2

$$* \bar{M}_0 \text{ N} = 14,01 \quad \text{H} = 1,01 \quad m = 7,40 \text{ g} \quad V = 22,4 \text{ L}$$

$$\text{NH}_3 = 17,03 \text{ g/mol}$$

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?

$$V_1 = 0,55L$$

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

$$V_2 = x$$

$$P_2 = 0,4 \text{ atm}$$

Ley de Boyle-Mariotte

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$(1 \text{ atm})(0,55L) = (0,4 \text{ atm}) \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{(1 \text{ atm})(0,55L)}{(0,4 \text{ atm})} = 1,375L$$

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.

$$\begin{aligned}
 V_1 &= 946 \text{ mL} & V_2 &= 154 \text{ mL} \\
 P_1 &= 726 \text{ mmHg} & P_2 &= X \\
 P_1 V_1 &= P_2 V_2 \\
 (760 \text{ mmHg})(946 \text{ mL}) &= P_2 (154 \text{ mL}) \\
 P_2 &= \frac{(760 \text{ mmHg})(946 \text{ mL})}{(154 \text{ mL})} = \underline{4459,71 \text{ mmHg}}
 \end{aligned}$$

Pregunta 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).

$$\begin{aligned}
 P_1 &= 1,20 \text{ atm} & P_2 &= X \\
 T_1 &= 18^\circ\text{C} + 273,15 & T &= 858^\circ\text{C} + 273,15 \\
 &291,15 \text{ K} & &1131,15 \text{ K} \\
 \frac{P_1}{T_1} &= \frac{P_2}{T_2} & \frac{1,20 \text{ atm}}{291,15 \text{ K}} &= \frac{P_2}{1131,15 \text{ K}} \\
 P_2 &= \frac{(1,20 \text{ atm})(1131,15 \text{ K})}{(291,15 \text{ K})} = \underline{4,662 \text{ atm}}
 \end{aligned}$$

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.

Handwritten solution for the gas law problem:

$$\begin{aligned}
 P_1 &= 6.4 \text{ atm} & P_2 &= 1.0 \text{ atm} \\
 V_1 &= 2.1 \text{ mL} & V_2 &= x \\
 T_1 &= 8^\circ\text{C} + 273.15 = 281.15 \text{ K} & T_2 &= 25^\circ\text{C} + 273.15 = 298.15 \text{ K}
 \end{aligned}$$

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

$$\frac{(6.4 \text{ atm})(2.1 \text{ mL})}{(281.15 \text{ K})} = \frac{(1.0 \text{ atm}) V_2}{(298.15 \text{ K})}$$

$$V_2 = \frac{(6.4 \text{ atm})(2.1 \text{ mL})(298.15 \text{ K})}{(281.15 \text{ K})(1.0 \text{ atm})} = 24.2526 \text{ mL}$$

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.

$$\begin{aligned}
 P_1 &= 1,2 \text{ atm} & P_2 &= x \\
 V_1 &= 4,0 \text{ L} & V_2 &= 1,7 \text{ L} \\
 T_1 &= 66^\circ\text{C} + 273,15 = 339,15 \text{ K} & T_2 &= 42^\circ\text{C} + 273,15 = 315,15 \text{ K} \\
 \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} &= \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \\
 \frac{(1,2 \text{ atm})(4,0 \text{ L})}{339,15 \text{ K}} &= \frac{P_2 (1,7 \text{ L})}{315,15 \text{ K}} \\
 P_2 &= \frac{(1,2 \text{ atm})(4,0 \text{ L})(315,15 \text{ K})}{(339,15 \text{ K})(1,7 \text{ L})} = 2,62372 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

Pregunta 13.

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

$$\begin{aligned}
 ③ \quad P &= 0,990 \text{ atm} & \bar{M}_{\text{CO}_2} &= 44,01 \text{ g/mol} \\
 V &= x \\
 n &= \\
 R &= 0,082057 \text{ L atm / K mol} & d &= \frac{P \cdot \bar{M}}{R \cdot T} = \frac{(0,990 \text{ atm})(44,01 \text{ g/mol})}{0,082057 \text{ L atm / K mol} (328,15 \text{ K})} \\
 T &= 55^\circ\text{C} + 273,15 = 328,15 \text{ K} \\
 d &= 1617709 \text{ g/L}
 \end{aligned}$$

Pregunta 14.

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

$$\begin{aligned}
 P &= 779 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \\
 P &= 1,025 \text{ atm} \\
 T &= 62^\circ\text{C} + 273,15 = 335,15 \text{ K} \\
 R &= 0,082057 \text{ Latm/Kmol} \\
 \bar{M}: F &= 19 \text{ g/mol}, U = 238 \text{ g/mol} \\
 \bar{M}_{\text{UF}_6} &= 352 \text{ g/mol} \\
 d &= \frac{P \cdot \bar{M}}{R \cdot T} \\
 d &= \frac{(1,025 \text{ atm}) (352 \text{ g/mol})}{0,082057 \text{ Latm/Kmol} \cdot (335,15 \text{ K})} = 13,119339 \text{ g/L}
 \end{aligned}$$

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.

$$\begin{aligned}
 d &= 7,71 \text{ g/L} \\
 T &= 36^\circ\text{C} + 273,15 = 309,15 \text{ K} \\
 P &= 2,88 \text{ atm} \\
 \bar{M} &= \frac{(0,082057 \text{ Latm/Kmol}) (309,15 \text{ K}) (7,71 \text{ g/L})}{2,88 \text{ atm}} \\
 \bar{M} &= 67,9120 \text{ g/mol} \\
 \text{* FORMULA MOLECULAR} \\
 \begin{array}{l} \text{Cl} = 35 \text{ g/mol} \\ \text{O} = 16 \text{ g/mol} \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Cl} = 35 \text{ g/mol} \\ \text{O} = 16 \text{ g/mol} \end{array}} \right\} \text{ClO}_2
 \end{aligned}$$

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?

Handwritten solution on graph paper:

⑩ $d = 3,38 \text{ g/L}$
 $T = 40^\circ\text{C} + 273,15 = 313,15 \text{ K}$
 $P = 1,97 \text{ atm}$
 $R = 0,082057 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol}$

Formulas:
 $n = \frac{m}{\bar{M}}$
 $d = \frac{m}{V}$
 $m = d \cdot V$

Calculation for n :
$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{(1,97 \text{ atm})(2 \text{ L})}{0,082057 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol} \cdot 313,15 \text{ K}} = 0,0766$$

Calculation for \bar{M} :
$$n = \frac{dV}{\bar{M}} = \bar{M} = \frac{dV}{n} = \frac{(3,38 \text{ g/L})(2 \text{ L})}{0,0766} = 44,12532 \text{ g/mol}$$

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.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

$$m = 2,38 \text{ g}$$

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

$$T = 35^\circ\text{C} + 273,15 = 308,15 \text{ K}$$

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

$$R = 0,082057 \text{ Latm/mol}$$

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

$$\bar{M} = \frac{(2,38 \text{ g})(0,082057 \text{ Latm/mol})(308,15 \text{ K})}{(1,70 \text{ atm})(0,210 \text{ L})}$$

$$\bar{M} = 168,57 \text{ g/mol}$$

× CALCULAMOS LA FORMA EMPÍRICA

28	19	
Si _x	F _y	
33	67	

$$\frac{28x}{33} = \frac{19y}{67} = 1$$

$$x = 1,178 \div 1,178 = 1$$

$$y = 3,526 \div 1,178 \approx 3$$

Formula Empírica = SiF₃

$$\bar{M} = 85 \text{ g/mol}$$

∴ FM = (α) Fe

$$\alpha = \frac{\bar{M}_{\text{FM}}}{\bar{M}_{\text{Fe}}} = \frac{168,57}{85} \approx 2$$

FM = Si₂F₆

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?

$$T = 27^{\circ}\text{C} + 273,15 = 300,15\text{K} \quad m = 0,0934\text{g}$$

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

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

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{(1,12\text{atm})(0,0743\text{L})}{0,082057 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (300,15\text{K})} = 0,003378$$

$$n = \frac{m}{M} \quad 0,003378 = \frac{0,0934}{M} \rightarrow \bar{M} = 27,64\text{g/mol}$$

× CALCULAMOS LA FORMA EMPÍRICA

$$\begin{array}{cc} 11 & 1 \\ \text{B}_x & \text{H}_y \\ 78,14 & 21,86 \end{array}$$

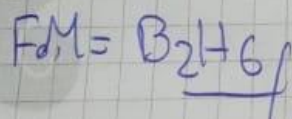
$$\frac{11x}{78,14} = \frac{y}{21,86} = 1$$

$$x = 7,1036 \div 7,1036 = 1$$

$$y = 21,86 \div 7,1036 \approx 3$$

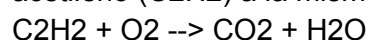
Forma Empírica: $\text{BH}_3 \rightarrow \bar{M} = 14$

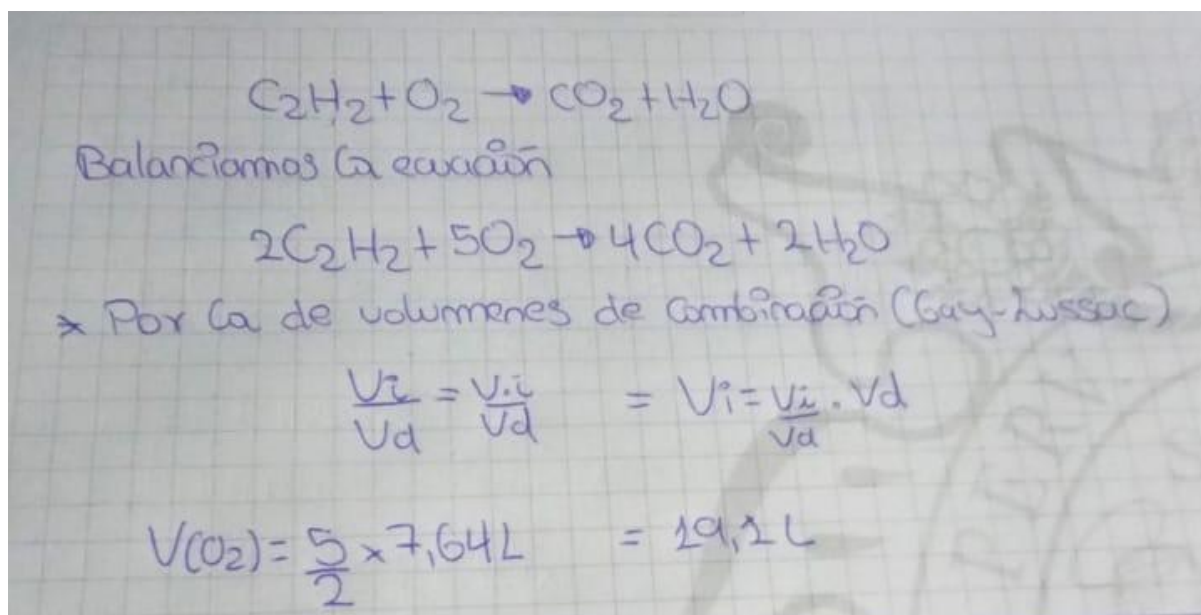
$$0,8\text{FM} = (\alpha)\text{Fe} \rightarrow \alpha = \frac{\bar{M}_{\text{FM}}}{\bar{M}_{\text{Fe}}} = \frac{27}{14} = 1,92 \approx 2$$



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 O_2 (en litros) requerido para la combustión completa de 7.64 L de acetileno (C_2H_2) a la misma temperatura y presión:



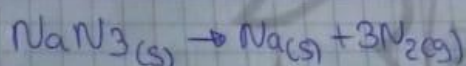


Pregunta 20.

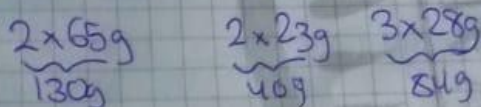
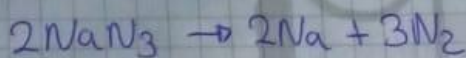
La azida de sodio (NaN_3) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles.

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



Balanciamos la ecuación



* Calculamos $n(\text{N}_2)$ que se genera a partir de 60g de NaN_3

$$60\text{g NaN}_3 \left(\frac{84\text{g N}_2}{130\text{g NaN}_3} \right) = 38,77\text{g N}_2$$

$$38,77\text{g N}_2 \left(\frac{1\text{mol}}{28\text{g N}_2} \right) = 1,38\text{mol}$$

* Volumen Producido de N_2

$$n = 1,38$$

$$P = 823\text{mmHg} \left(\frac{1\text{atm}}{760\text{mmHg}} \right) = 1,08\text{atm}$$

$$T = 353,15\text{K}$$

$$R = 0,082057\text{Latm/mol}$$

$$V = \frac{R \cdot n \cdot T}{P} = \frac{(0,082057)(1,38)(353,15)}{1,08}$$

$$V = 37,027\text{L}$$