

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 =  $1.01325 \times 10^5$  Pa = 760 mmHg

Presión del huracán: 705 mmHg.

Dato 1 atm:  $1.01325 \cdot 10^5$  Pa = 760 mmHg

$$760 \text{ mmHg} = 1.01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$\text{mmHg} = \frac{1.01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{760} \cdot \frac{\text{KPa}}{10^3 \text{ Pa}} = \frac{1.01325 \cdot 10^2}{760} = \frac{101.325}{760}$$

$$P(\text{Huracán}) = 705 \cdot \frac{101.325}{760} \text{ KPa} = 705 \cdot 0.133322368 =$$

$$93.9922694 = 93.99 \cdot 10^5 \text{ KPa}$$

2-Ordene de menor a mayor las siguientes presiones:

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

Pasamos todas las presiones a mmHg

1 Torr = 1 milímetro de mercurio    1 atm = 760 mmHg.    1 mmHg = 133.322

a) 736 mmHg

b)  $0.928 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 705.28 \text{ mmHg}$

c) 728 torr = 728 mmHg.

d)  $1.12 \times 10^5 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ mmHg}}{133.322 \text{ Pa}} = 840.071 \text{ mmHg}$

Ahora los ordenamos de menor a mayor

- 1) 0.928 atm
- 2) 728 torr
- 3) 736 mmHg
- 4)  $1.12 \times 10^5$  Pa

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

Sería más fácil beber agua con un popote al pie del monte Everest ya que al pie del monte el agua se encontraría en las condiciones aptas para beberla. Ya que tendríamos el suficiente aire para absorber el agua además que el agua estaría en estado líquido, contrario ocurriría en la cima donde el agua estaría en estado sólido por las condiciones de temperatura y presión. En estado sólido, el agua formaría una estructura cristalina porque sus moléculas conforman una red, lo cual imposibilitaría su consumo.

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?

Ejercicio 3 - Presión constante

a) 200 K a 400 K

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

$$\frac{V_1}{200} = \frac{V_2}{400}$$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot 400}{200}$$

$$V_2 = 2V_1$$

b) 200 °C a 400 °C

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

$$\frac{V_1}{473} = \frac{V_2}{673}$$

$$V_2 = \frac{673 \cdot V_1}{473}$$

$$V_2 = 1.422 \cdot V_1$$

Hay mayor variación de volumen en 200 a 400 K

## 4- Relación entre volumen y cantidad:

El hexafluoruro de azufre ( $\text{SF}_6$ ) 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  $69.5^\circ\text{C}$ .

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

Ejercicio 4: Relación entre Volumen y Cantidad

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

$$T = 69.5^\circ\text{C} + 273 = 342.5 \text{ K}$$

$$P = \frac{(n)(R)(T)}{V} = \frac{1.82 \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ L atm} \cdot 342.5 \text{ K}}{5.43 \text{ L}} = 9.41 \text{ atm}$$

La presión ejercida es de 9.41 atm

5- Calcule el volumen (en litros) ocupado por 2.12 moles de óxido nítrico ( $\text{NO}$ ) a

$6.54 \text{ atm}$  y  $76^\circ\text{C}$ .

Ejercicio 5

$$P \cdot V = n R$$

$$V(\text{No}) = 0.08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 2.12 \text{ mol} \times \frac{349.15 \text{ K}}{6.54 \text{ atm}} = 9.3 \text{ L}$$

∴ El volumen en litros de No es 9.3 L.



6-El amoniaco 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  $\text{NH}_3$  a TPE.

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

Ejercicio 6

Datos

$m = 7.40 \text{ g } \text{NH}_3$

Peso molecular  $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$

En TPE:

- $T = 273 \text{ K}$
- $p = 1 \text{ atm}$
- $R = 0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}$

$V = ?$

Usamos:  $PV = nRT$

$$1 \text{ atm} \cdot V = \left( \frac{7.40 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} \right) \cdot 0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K} \cdot 273 \text{ K}$$
$$V = 9.74$$

Por lo tanto el volumen que ocupa 7.40 g de  $\text{NH}_3$  a TPE es 9.74 L.

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<sub>2</sub>. c)  $5.0 \times 10^{23}$  moléculas de Cl<sub>2</sub>. ¿Cuál gas tiene la mayor densidad?

Ejercicio 7 =

a) 0,82 moles de He

b) 24 g de N<sub>2</sub> 28 g/mol

c)  $5,0 \times 10^{23}$  moléculas de Cl<sub>2</sub>

He

$$a) V_i = n \times V_m \rightarrow V(\text{He}) = 0,82 \text{ mol} \times V_m = 0,82 \text{ mol} \cdot V_m$$

N<sub>2</sub>

$$b) V_i = \frac{m_i}{M_i} \times V_m \rightarrow \frac{24 \text{ g}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \times V_m = 0,86 \text{ mol} \cdot V_m$$

Cl<sub>2</sub>

$$c) \frac{N_i}{N_A} \times V_m \rightarrow \frac{5,0 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23} \cdot \frac{1}{\text{mol}}} \times V_m = 0,83 \text{ mol} \cdot V_m$$

El gas que tendrá el mayor volumen será el N<sub>2</sub>.

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?

Ejercicio 8

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

$$n_1 = n_2 \text{ y } T_1 = T_2$$

Ya que la cantidad del gas y la temperatura permanecen constantes

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

$$P_1 = 1.0 \text{ atm}$$

$$P_2 = 0.40 \text{ atm}$$

↳

$$V_1 = 0.55 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$1.0 \frac{\text{atm}}{\text{atm}} \cdot 0.55 \text{ L} = 0.40 \text{ atm} \cdot V_2$$

$$V_2 = 0.55 \text{ L} \times \frac{1.0 \text{ atm}}{0.40 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 1.4 \text{ L}$$

El volumen final del globo es 1.4 L.

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.

Pregunta 9.

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

$$726 \text{ mmHg} \cdot 946 \text{ mL} = P_2 \cdot 154 \text{ mL}$$

$$P_2 = \frac{726 \text{ mmHg} \cdot 946 \text{ mL}}{154 \text{ mL}}$$

$$P_2 = \frac{686.796}{154}$$

$$P_2 = 4.459.71$$

La presión del gas es 4.459.71 mmHg

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

Pregunta 10

La cantidad y el volumen del gas permanecen constantes

$$n_1 = n_2 \quad V_1 = V_2$$

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

$$P_1 = 1.20 \text{ atm} \quad P_2 = ?$$

$$T_1 = (18 + 273) \text{ K} = 291 \text{ K}$$

$$T_2 = (858 + 273) \text{ K} = 1131 \text{ K}$$

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

$$P_2 = 1.20 \text{ atm} \times \frac{1131 \text{ K}}{291 \text{ K}}$$

$$P_2 = 1.48 \text{ atm}$$

La presión final es 1.48 atm.



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.

Pregunta 11

Inicial	Final
$P_1 = 6.4 \text{ atm}$ $V_1 = 2.1 \text{ mL}$ $T_1 = 8^\circ\text{C} + 273 = 281\text{K}$	$P_2 = 1.0 \text{ atm}$ $V_2 = ?$ $T_2 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298\text{K}$ $n_1 = n_2$

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \quad \text{pero como } n_1 = n_2 \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$
  

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

$$V_2 = 2.1 \text{ mL} \times \frac{6.4 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} \times \frac{298 \text{ K}}{281 \text{ K}} = 14 \text{ mL}$$

El volumen final de la burbuja es 14 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 convierten en 1.7 L y 42 °C. ¿Cuál es su presión final? Suponga que el número de moles no ha cambiado.

Pregunta 12

$$\begin{aligned} &P_1 = 1.2 \text{ atm} \\ &V_1 = 4 \text{ L} \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned} &P_2 = ? \\ &V_2 = 1.7 \text{ L} \end{aligned}$$

$$n_1 = n_2$$

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

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

$$\frac{1.2 \text{ atm} \times 4}{339} = \frac{1.7 \times P_2}{315}$$

$$\frac{4.8}{339} = \frac{1.7}{315} P_2$$

$$\left. \begin{array}{l} \frac{4.8}{339} \\ \frac{1.7}{315} \end{array} \right\} = P_2 = \frac{4.8 \times 315}{339 \times 1.7}$$

∴ Su presión final es de  
2,693 atm

$$= \frac{1552}{576.3} = 2,693 \dots \text{ atm}$$

13- Calcule la densidad del dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) en gramos por litro (g/L) a 0.990 atm y 55 °C.

Pregunta 13

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \quad \sim \text{molaridad}$$

$$= \frac{(0.990 \text{ atm})(44.01 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{kg mol}) (328 \text{ K})} = 1.62 \text{ g/L}$$

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

Masa molar CO<sub>2</sub> = 44.01 g

La densidad de CO<sub>2</sub> sera 1,62 g/L.

14.- ¿Cuál es la densidad (en g/L) del hexafluoruro de uranio (UF<sub>6</sub>) a 779 mmHg y 62 °C?

Pregunta 14

UF<sub>6</sub>

$P = 779 \text{ mmHg}$

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

Masa molar del UF<sub>6</sub> = 352.01 = 352

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

$$d = \frac{(779 \text{ mmHg}) \cdot (352 \text{ g/mol})}{(62.36 \text{ mmHg} / \text{K} \cdot \text{mol}) (335 \text{ K})} = \frac{274208}{20890.6} = 13.12 \text{ g/L}$$

La densidad del UF<sub>6</sub> sera 13.12 g/L.

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.

Pregunta 15

$$M = \frac{dRT}{P}$$

$$M = \frac{(7.71 \text{ g/L}) (0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}) (36 + 273) \text{ K}}{2.88 \text{ atm}}$$

$$= 67,9 \text{ g/mol}$$

Ahora determinamos la forma molecular

Cloro (35,45g) oxígeno (16,00 g)

Probamos con tres compuestas

- ClO = 51,45g
- Cl<sub>2</sub>O = 86,90g
- ClO<sub>2</sub> = 67,45g

∴ La masa molar del compuesto es 67,9 g/mol y su forma molecular es ClO<sub>2</sub>.



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?

Pregunta 16

$$d = 3.38 \text{ g/L}$$

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

$$P = 1.97 \text{ atm}$$

$$M = \frac{dRT}{P}$$

$$M = \frac{(3.38 \text{ g/L})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol})(313) \text{ K}}{1.97 \text{ atm}}$$

$$M = \frac{868,56874}{1.97 \text{ atm}}$$

$$M = 440,89 \text{ g/mol}$$

La masa molar del compuesto 440,89 g/mol

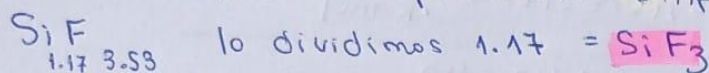
17-El análisis químico de un compuesto gaseoso mostró que contiene 33.0% de silicio y 67.0% de flúor en masa. A 35 °C, 0.210 L del compuesto ejercen una presión de 1.70 atm. Si la masa de 0.210 L del gas fue de 2.38 g, calcule la fórmula molecular del compuesto.

17- Hallamos el número de moles

$$n_{\text{Si}} = 33.0 \text{ g Si} \times \frac{1 \text{ mol Si}}{28.09 \text{ g Si}} = 1.17 \text{ mol Si}$$

$$n_{\text{F}} = 67.0 \text{ g F} \times \frac{1 \text{ mol F}}{19 \text{ g F}} = 3.53 \text{ mol F}$$

Por lo tanto la fórmula empírica es:



$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.70) \text{ atm} (0.210 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}) (308 \text{ K})} = 0.0141 \text{ mol}$$

$$M = \frac{2.38 \text{ g}}{0.0141 \text{ mol}} = 169 \text{ g/mol}$$

La masa molar de la F. Empírica  $\text{SiF}_3$  es 85.09 g, como proporción  $\left( \frac{\text{masa molar}}{\text{masa molar empírica}} \right)$

$$\text{Siempre es entero } \frac{169}{85.09} = 2$$

La forma molecular del compuesto debe ser  $(\text{SiF}_3)_2$  o  $\text{Si}_2\text{F}_6$

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?

$$18- P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = (P \cdot V) / (R \cdot T)$$

$$n = \frac{(1,12 \text{ atm} \times 0,0743 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \times 300 \text{ K})}$$

$$n = 0,0034 \text{ mol}$$

• Calculamos el peso molecular del gas

$$P_{\text{molecular}} = \frac{0,0934 \text{ g}}{0,0034 \text{ mol}} = 27,47 \text{ g/mol}$$

• Calculamos la forma empírica del compuesto.

Asumiendo 100 g  $\Rightarrow$  moles dividiendo / valor menor

$$\text{B} : 78,14\% \quad M_{\text{atom}} = 11 \quad 78,14/11 = 7,1 \quad 7,1/7,1 = 1$$

$$\text{H} : 21,86\% \quad M_{\text{atom}} = 1 \quad 21,86/1 = 21,86 \quad 21,86/7,1 = 3$$

Fórmula empírica  $\rightarrow \text{BH}_3$

• Calculamos la fórmula molecular del compuesto.

El peso de la f. Empírica es

$$P_e = (11,1) + (3 \times 1) = 14 \text{ g} = P_{\text{molecular}} = 27,47 \text{ g}$$

del  
compuesto

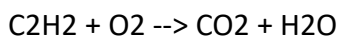
$$n = P_M / P_e = 27,47 / 14 = 2$$

$$\text{Fórmula molecular} = n (\text{F empírica}) = 2 (\text{BH}_3)$$

La forma molecular es  $\text{B}_2\text{H}_6$



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 O<sub>2</sub> (en litros) requerido para la combustión completa de 7.64 L de acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) a la misma temperatura y presión:



19- 
$$2\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

$$\frac{V_i}{V_d} = \frac{v_i}{v_d}$$

$$V_i = \frac{v_i}{v_d} \times V_d$$

$$V_{(\text{O}_2)} = \frac{v_1}{v_d} \times V_d$$

$$V_{(\text{O}_2)} = \frac{5}{2} \times 7.64\text{L} = 19.1\text{L}$$

∴ El volumen de O<sub>2</sub> es 19.1L,

20- La azida de sodio ( $\text{NaN}_3$ ) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles.

El impacto de una colisión desencadena la descomposición de la  $\text{NaN}_3$  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  $\text{N}_2$  generado a  $80^\circ\text{C}$  y  $823\text{ mmHg}$  por la descomposición de  $60.0\text{ g}$  de  $\text{NaN}_3$ .

Pregunta 20.  $2\text{NaN}_3(\text{s}) \rightarrow 2\text{Na}(\text{s}) + 3\text{N}_2(\text{g})$

$$V_i = R \times \frac{V_i}{V_d} \times \frac{T_i}{P_i} \times \frac{m_d}{M_d}$$

$$V(\text{N}_2) = 0.08206 \times \frac{(760\text{ mmHg})\text{L}}{\text{mol K}} \times \frac{3}{2} \times \frac{(80 + 273.15)\text{K}}{823\text{ mmHg}} \times \frac{60}{65.02 \text{ g/mol}}$$

$$= 37\text{L}$$

El volumen de  $\text{N}_2$  generado es de  $37\text{ L}$ .