

PROBLEMAS.

1.- 600 ml de oxígeno fueron medidos a la presión de 730 mm de Hg y a la temperatura de 23°C, ¿cuál será el volumen del oxígeno en condiciones normales?

DATOS	FORMULA
$P_1 = 730 \text{ mm de Hg}$	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$
$V_1 = 600 \text{ ml}$	
$T_1 = 23^\circ\text{C} = 296 \text{ K}$	$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$
$P_2 = 760 \text{ mm de Hg}$	
$V_2 =$	
$T_2 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$	

SUSTITUCION	RESULTADO
$V_2 = \frac{730 \text{ mm de Hg} \times 600 \text{ ml} \times 273 \text{ K}}{296 \text{ K} \times 760 \text{ mm de Hg}}$	$V_2 = 531.53 \text{ ml}$

2.- Un gas ocupa un volumen de 38 ml a 130°C y a presión normal ¿ a qué presión el gas ocupará un volumen de 70 ml a una temperatura de 90°C?

DATOS	FORMULA
$P_1 = 760 \text{ mm de Hg}$	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$
$V_1 = 38 \text{ ml}$	
$T_1 = 130^\circ\text{C} = 403 \text{ K}$	$P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2}$
$P_2 =$	
$V_2 = 70 \text{ ml}$	
$T_2 = 90^\circ\text{C} = 363 \text{ K}$	

SUSTITUCION

$$P_2 = \frac{760 \text{ mm de Hg} \times 8 \text{ ml} \times 363 \text{ K}}{403^\circ\text{K} \times 70 \text{ ml}}$$

RESULTADO

$$P_2 = 371.62 \text{ mm de Hg}$$

ECUACION DEL ESTADO DE UN GAS PERFECTO O DE LOS GASES IDEALES

Esta ecuación, que es el resultado de la combinación de las variables de las leyes de Boyle y Charles con el número de moles, queda de la siguiente manera:

$$P V = n R T \quad \text{o} \quad P V = \frac{m}{Mn} R T$$

Donde n es el número de moles del gas y R es una constante cuyo valor se determina de acuerdo a condiciones normales.

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

Presión = 1 atm, Vol = 22.414 lts (volumen de un mol) - - - -
T = 273°K n = 1 mol.

$$R = \frac{1 \text{ atm} \times 22.414 \text{ lts}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}}$$

$$R = 0.08205 \text{ lts atm/mol} \cdot \text{K}$$

PROBLEMAS.

1.- ¿Que presión ejercerán 0.4 moles de hidrógeno en un recipiente de 8 litros a una temperatura de 24°C?

DATOS	FORMULA
$P =$	$P V = n R T$
$V = 8 \text{ litros}$	$P = \frac{n R T}{V}$
$n = 0.4 \text{ moles}$	

DATOS

$$R = 0.0821 \text{ lts-atm/mol-K}$$

$$T = 24^\circ\text{C} = 297 \text{ K}$$

SUSTITUCION

$$P = \frac{0.4 \text{ moles} \times 0.0821 \text{ lts-atm/mol-K} \times 297 \text{ K}}{3 \text{ lts}}$$

RESULTADO

$$P = 1.21 \text{ atm}$$

2.- ¿Cuántos moles de oxígeno contiene un recipiente de 500 ml que se encuentra a 13°C y a 600 mm de Hg?

DATOS

$$P = 600 \text{ mm de Hg} = 0.789 \text{ at}$$

$$V = 500 \text{ ml} = 0.5 \text{ lts}$$

$$n = \text{-----}$$

$$R = 0.0821 \text{ lts-atm/mol-K}$$

$$T = 13^\circ\text{C} = 286 \text{ K}$$

SUSTITUCION

$$n = \frac{0.789 \text{ atm} \times 0.5 \text{ lts.}}{0.0821 \text{ lts-atm/mol-K} \times 286 \text{ K}}$$

RESULTADO

$$n = 0.016 \text{ moles}$$

LEY DE PRESIONES PARCIALES DE DALTON

Dalton, al experimentar con la presión en la mezcla de gases, determinó que la presión total de la mezcla de varios gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases que forman la mezcla.

$$P_t = P_a + P_b + P_c + \dots + P_n$$

donde P_t = presión total y P_a, P_b, P_c es la presión de cada uno de los gases en la mezcla

Las presiones parciales se pueden determinar por medio de la ecuación de los gases ideales:

$$P_a V = n_a R T$$

$$P_b V = n_b R T$$

$$P_c V = n_c R T \dots \text{etc.}$$

PROBLEMA.

1.- Un cilindro de 12 litros contiene 20 g de nitrógeno y 60 g de hidrógeno. ¿Cuál será la presión total en el cilindro si la temperatura es de 25°C?

a) Primero obtener el número de moles de nitrógeno y de hidrógeno.

$$n_{N_2} = \frac{m}{M_n} = \frac{20 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}}$$

$$n_{N_2} = 0.71 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{m}{M_n} = \frac{60 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 30 \text{ mol}$$

b) Calcular las presiones de N_2 y H_2 .

$$P_{N_2} = \frac{n R T}{V}$$

$$P_{N_2} = \frac{0.71 \text{ mol} \times 0.082 \text{ atm-lts/mol-K} \times 298 \text{ K}}{12 \text{ lts}}$$

$$P_{N_2} = 1.447 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = \frac{30 \text{ mol} \times 0.082 \text{ atm-lts/mol-K} \times 298 \text{ K}}{2 \text{ lts}}$$

$$P_{H_2} = 61.16 \text{ atm}$$

c) Calcular la presión total con las presiones parciales obtenidas.

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2}$$

$$P_T = 1.447 \text{ atm} + 61.16 \text{ atm}$$

$$P_T = 62.61 \text{ atm}$$

VOLUMEN MOLAR

El volumen molar de un gas es el volumen que ocupa una mol de gas en condiciones normales de presión y temperatura, el cual es igual a 22.4 litros.

Como ya se indicó anteriormente una mol es numéricamente igual a la masa molecular en gramos (o peso fórmula) para los compuestos o elementos que se encuentran como moléculas; así por ejemplo: 1 mol de $O_2 = 32 \text{ g}$, 1 mol de $Cl_2 = 71 \text{ g}$, 1 mol de $H_2O = 18 \text{ g}$, 1 mol de $NaCl = 58.5 \text{ g}$ y es igual a su masa atómica para los elementos que se encuentran como átomos, ejemplo: 1 mol de $Na = 23 \text{ g}$, 1 mol de $Ne = 20.1 \text{ g}$ y 1 mol de $Al = 27 \text{ g}$. Como también se sabe que una mol contiene un número definido de átomos o moléculas (6.2×10^{23}) se esperaba que su volumen también fuera igual, lo que fue comprobado por Amadeo Avogadro.

En la definición se dice que es el volumen que ocupa una mol el cual es igual a 22.4 l; para comprobar lo anterior recordemos también la densidad, la cual es la masa contenida en la unidad de volumen.

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

D = densidad
M = masa
V = volumen

De esta fórmula despejamos volumen:

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

Aplicando la ecuación; para una mol de O_2 , de H_2 y una mol de Cl_2 teniendo en cuenta la densidad de cada uno de ellos.

DATOS

Para el O_2

$$V = \frac{32 \text{ g}}{1.43 \text{ g/l}} = 22.4 \text{ lts}$$

V = 2

M = 1 mol = 32 g

D = 1.43 g/l

Para el H_2

V = 2

M = 1 mol = 2 g

D = 0.089 g/lts

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

$$V = \frac{2 \text{ g}}{0.089 \text{ g/lts}}$$

$$V = 22.4 \text{ litros}$$

Para el Cl_2

V = ?

M = 1 mol = 70.9 g

D = 3.16 g/litro

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

$$V = \frac{70.9g}{3.16 \text{ g/litro}}$$

$$V = 22.4 \text{ litros}$$

Se ha calculado el volumen para estos gases; lo mismo podría hacerse con otros y llegaríamos a la conclusión de que un mol de cualquier gas en C.N.P.T. ocupa un volumen de 22.4 - litros.

PROBLEMAS REFERENTES A VOLUMEN MOLAR.

- 1.- Si una mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22.4 - l, C N P T ¿cuál será el volumen de 6 moles de un gas?

$$1 \text{ mol ocupa } 22.4 \text{ lts}$$

$$6 \text{ mol} = x$$

$$V = \frac{6 \text{ mol} \times 22.4 \text{ lts.}}{1 \text{ mol}} = 134.4 \text{ lts}$$

- 2.- ¿Qué volumen ocuparán 80g de CO₂ medidos en condiciones normales de P y T?

El volumen será igual a moles x 22.4 lts/mol. Por lo tanto se necesita conocer el número de moles.

$$\text{moles} = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molecular}} = \text{mol} = \frac{g}{Mm}$$

$$\text{moles} = \frac{80 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 1.81 \text{ moles}$$

$$V = \text{moles} \times 22.4 \text{ lts/mol}$$

$$V = 1.81 \text{ moles} \times 22.4 \text{ lts/mol} = 40.54 \text{ lts}$$

$$V = 40.54 \text{ lts}$$

- 3.- ¿Cuál será la masa de 6.4 litros de N₂ medidos C N P T?

$$\text{moles} = \frac{\text{litros}}{22.4 \text{ lts/mol}}$$

$$\text{moles} = \frac{6.4 \text{ litros}}{22.4 \text{ lts/mol}} = 0.285 \text{ moles}$$

como

$$\text{moles} = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molecular}}$$

despejando

$$g = \text{moles} \times Mm$$

$$g = 0.285 \text{ mol} \times 28 \text{ g/mol} = 7.98g$$

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS DEL TIPO MASA-VOLUMEN GASEOSO.

En el punto anterior se demostró que una mol de gas -- ocupa 22.4 l (a T y P normal).

Este valor nos permite determinar el volumen de gas que se obtiene en una reacción, teniendo su ecuación balanceada.

Ejemplo:

¿Cuántos litros de hidrógeno en condiciones normales de P y T se obtienen al hacer reaccionar 8g de Zn con HCl?

a) Primer paso. - Escribir la ecuación y balancearla.



b) Calcular la cantidad de moles de H₂ que se obtienen con los 8 g de Zn dado.

1.- Convertir 8 g de Zn a moles

$$8 \text{ g de Zn} \left(\frac{1 \text{ mol de Zn}}{65.4 \text{ g}} \right) = 0.122 \text{ moles}$$

2.- Aplicar la relación molar de la ecuación

$$0.122 \text{ moles Zn} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \right) = 0.122 \text{ moles H}_2$$

c).- Calcular el volumen del hidrógeno gaseoso (H₂)

$$V = \text{No. moles} \times 22.4 \text{ L/mol}$$

$$V = 0.122 \text{ moles H}_2 \times 22.4 \text{ L/mol}$$

$$V = 2.73 \text{ L de H}_2$$

¿Cuántos litros de amoníaco a CNPT se obtienen al reaccionar 21 g de Nitrógeno con un exceso de hidrógeno?

a) Escribir la ecuación balanceada



b) Calcular la cantidad de moles que se obtienen con 21 g de Nitrógeno (N_2)

1.- Calcular los moles de Nitrógeno

$$21 \text{ g N}_2 \left(\frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} \right) = 0.75 \text{ moles N}_2$$

2.- Aplicar la relación molar de la ecuación:

$$0.75 \text{ moles N}_2 \left(\frac{2 \text{ moles NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} \right) = 1.5 \text{ moles NH}_3$$

c).- Calcular los litros de NH_3 obtenidos

$$V = \text{No. moles} \times 22.4 \text{ L/mol}$$

$$V = 1.5 \text{ moles} \times 22.4 \text{ L/mol}$$

$$V = 33.5 \text{ L}$$

¿Cuántos litros de oxígeno gas (O_2) se obtienen teóricamente en la descomposición electrolítica de 100 g de agua a TPN?

a) Escribir la ecuación balanceada:



b) Calcular los moles de O_2 que se obtienen

1.- Convertir los 100 g de agua a moles

$$100 \text{ g H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \right) = 5.56 \text{ moles H}_2\text{O}$$

2.- Aplicar la relación molar de la ecuación

$$5.56 \text{ moles H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ moles H}_2\text{O}} \right) = 2.78 \text{ mol O}_2$$

c) Calcular los litros de O_2 obtenidos

$$V = \text{No. moles} \times 22.4 \text{ L/mol}$$

$$V = 2.78 \text{ moles} \times 22.4 \text{ L/mol} = 62.3 \text{ L a TPN}$$

PROBLEMAS DE LAS LEYES DE LOS GASES

1.- ¿Cuál será el volumen de un gas a la presión de 160 cm de Hg si su volumen es de 4 lts a la presión de 76 cm de Hg.

$$\text{RESP.} = 1.9 \text{ lts}$$

2.- Si el volumen de un gas se reduce de 100 a 60 cm^3 al mismo tiempo que la presión pasa para 1800 mm de Hg, calcular la presión original si la temperatura permanece constante.

$$\text{RESP.} = 1080 \text{ mm de Hg}$$

3.- La presión que se ejerce sobre 180 ml de O_2 es de 3.2 atm, si se pasa a presión normal, ¿cuál será el volumen de O_2 ?

$$\text{RESP.} = 576 \text{ ml}$$

4.- 60 cm^3 de N_2 fueren medidos en condiciones normales, ¿cuál será su presión cuando su volumen sea de 148 cm^3 ?

$$\text{RESP.} = 0.405 \text{ atm} = 30.8 \text{ cm de Hg} = 308 \text{ de Hg}$$

5.- La presión ejercida sobre 3.5 de H_2 es de 180 cm de Hg. ¿cuál será su volumen cuando la presión sea normal?

$$\text{RESP.} = 8.28 \text{ lts.}$$

6.- 1600 galones de O_2 fueren medidos a la presión de 80 lb/pulg² ¿qué volumen ocupará dicho gas cuando la presión sea de 3 atm? Dar el resultado en litros.

$$\text{RESP.} = 10981.54 \text{ lts}$$

7.- Un tanque contiene 10,000 lts de nitrógeno a la presión de 2 atm, si se pasa el gas a un tanque de 282.68 Pt^3 , ¿a qué presión estará sometido el gas?

$$\text{RESP.} = 2.499 \text{ atm}$$

8.- 10 m^3 de aire fueron medidos a la presión de 4 atm, ¿cuál será el volumen de aire a la presión de 5.165 kg/cm^2 ?

$$\text{RESP.} = 8 \text{ m}^3$$

9.- 40 cm^3 de CO_2 se midieron a la presión de 29.4 lb/pulg^2 , ¿cuál será la presión del gas cuando ocupe un volumen de 2 litros?

$$\text{RESP.} = 0.588 \text{ lb/pulg}^2$$

10.- 600 lts de H_2 fueron medidos a la presión de 4 atm. ¿Qué presión en kg/cm^2 tendrá el gas cuando ocupe un volumen de 1400 lts?

$$\text{RESP.} = 1.77 \text{ kg/cm}^2$$

11.- Un gas ocupa un volumen de 200 m^3 a la temperatura de -127°C , si la presión permanece constante, ¿cuál será el volumen del gas a la temperatura de 27°C ?

$$\text{RESP.} = 150 \text{ cm}^3$$

12.- 800 cm^3 de amoníaco fueron medidos a la temperatura de -70°C , ¿cuál será la temperatura del gas cuando ocupe un volumen de 650 cm^3 ?

$$\text{RESP.} = 278.68^\circ\text{K}$$

13.- Un cilindro contiene 2 m^3 de aire a la temperatura de -1200°C , ¿cuál será el volumen del aire a la temperatura de 800°K ?

$$\text{RESP.} = 1.086 \text{ m}^3$$

14.- 1500 cm^3 de N_2 fueron medidos a la temperatura de 131°F , ¿cuál será el volumen del gas a la temperatura de: 190.4°F ?

$$\text{RESP.} = 1650.91 \text{ cm}^3$$

15.- 5 ft^3 de monóxido de carbono se midieron a la temperatura del gas cuando su volumen sea 113,2 litros?, presión constante.

$$\text{RESP.} = 314.4^\circ\text{K}$$

16.- 60 ml de cloro fueron medidos a la temperatura de 0°C , ¿cuál será el volumen del gas a la temperatura de -4°F , si la presión permanece constante?

$$\text{RESP.} = 55.60 \text{ ml}$$

GAY-LUSSAC

17.- Un tanque contiene amoníaco a la presión de 600 torr y a una temperatura de 27°C , ¿qué presión soporta el gas a la temperatura de -27°C ?

$$\text{RESP.} = 492 \text{ torr}$$

18.- Un gas fué medido a la presión de 7.2 atmósferas y a la temperatura de 41°F , ¿cuál será la temperatura del gas cuando la presión se incremente a 9 atm?

$$\text{RESP.} = 347.5^\circ\text{K}$$

19.- Un cilindro contiene un gas a la presión de 4 kg/cm^2 y a una temperatura de 50°C ; si la presión cambia a 90 lb/pulg^2 ¿cuál será la temperatura del sistema?

$$\text{RESP.} = 510.7^\circ\text{K}$$

20.- 150 cm^3 de O_2 fueron medidos a la presión de 2 atmósferas y a la temperatura de 27°C ¿cuál será el volumen del gas a la presión de 3.5 atmósferas y a la temperatura de -127°C ?

$$\text{RESP.} = 114.28 \text{ cm}^3$$

21.- ¿Qué presión soportarán 160 litros de nitrógeno a la temperatura de 18°C , si dicho gas ocupaba un volumen de 180 litros a la presión de 260 mm de Hg y a una temperatura de -80°C ?

$$\text{RESP.} = 241.12 \text{ mm de Hg}$$

22.- 0.75 m^3 de H_2 fueron medidos a la presión de 2.5 Kg/cm^2 y a la temperatura de 120°C ¿cuál será la temperatura del sistema si el volumen cambia a 1.2 m^3 a la presión de 1.8 atm?

$$\text{RESP.} = 467.7^\circ\text{K}$$

- 23.- 1600 cm³ de CO₂ fueron medidos a la presión de 14 atm y a la temperatura de -20°C ¿Cuál será el volumen del gas a la presión de 24 atm y a la temperatura de -80°C?

RESP. = 711.98 cm³

GASES IDEALES

- 24.- La masa de un gas es de 11.5 g y su volumen de 6.8 lts a la temperatura de 50°C y a una presión de 0.94 atm, - ¿cuál es su masa molecular?

RESP. = 47.65 g/mol

- 25.- ¿Cuántos gramos de CO₂ se tienen en un recipiente de -- 3.5 litros a una presión de 0.8 atm y a la temperatura de -8°C?

RESP. = 5.66 g

- 26.- ¿Cuál será la presión que soportarán 6.3 g de cloro si se colocan en un recipiente de 600 ml a una temperatura de 12°C?

RESP. = 3.45 atm

- 27.- 0.56 moles de un gas se encuentran en un recipiente de 6 litros, ¿cuál será su temperatura si la presión del sistema es de 0.8 atm?

- 28.- ¿Cuántos moles de un gas contiene un recipiente de 386-ml a 20°C y a 600 torr?

DALTON

- 29.- Una mezcla de gases se encuentra a las siguientes presiones:

Oxígeno 400 mm de Hg
Nitrógeno 250 mm de Hg
Hidrógeno 160 mm de Hg

¿Cuál será la presión total de la mezcla?

RESP. = 1.065 atm

- 30.- Una mezcla de gases se encuentra a las siguientes presiones:

CO₂ a 600 mm de Hg

O₂ a 1200 mm de Hg

CO a 300 mm de Hg

¿Cuál será la presión total de la mezcla en atmósferas?

- 31.- ¿Cuál será la presión parcial del oxígeno en atmósferas, en un sistema gaseoso que presenta una presión total de 2100 mm de Hg y las siguientes presiones parciales?

Presión del CO₂ = 230 mm de Hg

Presión de N₂ = 300 mm de Hg

Presión de N₂ = 400 mm de Hg

Presión de CO = 550 mm de Hg

- 32.- Una mezcla de 2.8 g de O₂ y 5g de CO₂ se encuentran en un recipiente de 5 litros a la temperatura de 24°C, - ¿cuál será la presión total ejercida por la mezcla de gases?

VOLUMEN MOLAR

- 33.- ¿Qué volumen ocuparán 6 moles de un gas en C.N.P.T.?

RESP. = 134.4 lts

- 34.- ¿Qué volumen en litros ocuparán 60 g de CO₂ en condiciones N.P.T.?

- 35.- ¿Cuántos gramos de Cl₂ se tienen en un volumen de 7.5 litros a C.N.P.T.?

- 36.- ¿Cuántos litros de hidrógeno en condiciones N.P.T. se producen con 12.5 g de zinc al reaccionar con ácido clorhídrico?

- 37.- ¿Cuántos litros de H₂ a C.N.P.T., se producen con 2 g de sodio al reaccionar con agua?

- 38.- ¿Cuántos gramos de H₂O se producen al reaccionar 250 litros de H₂ con oxígeno a condiciones N.P.T.?