

## PROBLEMAS DE GASES RESUELTOS

1.- Una cantidad de gas ocupa un volumen de  $80 \text{ cm}^3$  a una presión de  $750 \text{ mm Hg}$ . ¿Qué volumen ocupará a una presión de  $1,2 \text{ atm}$ . si la temperatura no cambia?

Como la temperatura y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de Boyle:  $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

Tenemos que decidir qué unidad de presión vamos a utilizar. Por ejemplo atmósferas.

Como  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$ , sustituyendo en la ecuación de Boyle:

$$\frac{750 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg / atm}} \cdot 80 \text{ cm}^3 = 1,2 \text{ atm} \cdot V_2 ; V_2 = 65,8 \text{ cm}^3 \text{ Se puede resolver igualmente con mm de Hg.}$$

2.- El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de  $200 \text{ cm}^3$  a la temperatura de  $20^\circ\text{C}$ . Calcula el volumen a  $90^\circ\text{C}$  si la presión permanece constante.

Como la presión y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de Charles y Gay-Lussac:  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

El volumen lo podemos expresar en  $\text{cm}^3$  y, el que calculemos, vendrá expresado igualmente en  $\text{cm}^3$ , pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

$$\frac{200 \text{ cm}^3}{293 \text{ K}} = \frac{V_2}{363 \text{ K}} ; V_2 = 247,78 \text{ cm}^3.$$

3.- Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de  $790 \text{ mm Hg}$  cuando la temperatura es de  $25^\circ\text{C}$ . Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los  $200^\circ\text{C}$ .

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de Gay-Lussac:

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

La presión la podemos expresar en  $\text{mm Hg}$  y, la que calculemos, vendrá expresada igualmente en  $\text{mm Hg}$ , pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

$$\frac{790 \text{ mm Hg}}{298 \text{ K}} = \frac{P_2}{398 \text{ K}} ; P_2 = 1055,1 \text{ mm Hg.}$$

4.- Disponemos de un recipiente de volumen variable. Inicialmente presenta un volumen de  $500\text{ cm}^3$  y contiene 34 g de amoníaco. Si manteniendo constante la P y la T, se introducen 68 g de amoníaco, ¿qué volumen presentará finalmente el recipiente?

P. a. (N)=14; P. a. (H)=1.

Manteniendo constante la P y la T, el volumen es directamente proporcional al número de moles del gas. El mol de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , son 17 g luego:

Inicialmente hay en el recipiente 34 g de gas que serán 2 moles y al final hay 102 g de amoníaco que serán 6 moles.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}; \quad \frac{500\text{cm}^3}{2\text{moles}} = \frac{V_2}{6\text{moles}}; \quad V_2 = 1500\text{cm}^3.$$

5.- Un gas ocupa un volumen de 2 l en condiciones normales. ¿Qué volumen ocupará esa misma masa de gas a 2 atm y  $50^\circ\text{C}$ ?

Como partimos de un estado inicial de presión, volumen y temperatura, para llegar a un estado final en el que queremos conocer el volumen, podemos utilizar la ley combinada de los gases ideales, pues la masa permanece constante:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}; \text{ la temperatura obligatoriamente debe ponerse en K}$$

$$\frac{1\text{atm} \cdot 2\text{l}}{273\text{K}} = \frac{2\text{atm} \cdot V_1}{373\text{K}}; \quad V_1 = \frac{1\text{atm} \cdot 2\text{l} \cdot 373\text{K}}{2\text{atm} \cdot 273\text{K}}; \quad V_1 = 1,18\text{ l}$$

Como se observa al aumentar la presión el volumen ha disminuido, pero no de forma proporcional, como predijo Boyle; esto se debe a la variación de la temperatura.

6.- Un recipiente cerrado de 2 l. contiene oxígeno a  $200^\circ\text{C}$  y 2 atm. Calcula:

a) Los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente.

b) Las moléculas de oxígeno presentes en el recipiente.

P. a. (O)=16.

a) Aplicando la ecuación general de los gases  $PV=nRT$  podemos calcular los moles de oxígeno:

$$2\text{atm} \cdot 2\text{ l} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{k} \cdot \text{mol}} \cdot 473\text{K}; \quad n = 0,1\text{mol de } O_2.$$

$$\frac{32\text{ g de } O_2}{\text{es 1 mol}} = \frac{X}{0,1\text{ mol}}; \quad X = 3,2\text{ g}.$$

b) Utilizando el  $N_A$  calculamos el número de moléculas de oxígeno:

$$\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2}{\text{son 1 mol de } O_2} = \frac{X}{0,1 \text{ de } O_2}; \quad X = 6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2$$

7.- Tenemos 4,88 g de un gas cuya naturaleza es  $SO_2$  o  $SO_3$ . Para resolver la duda, los introducimos en un recipiente de 1 l y observamos que la presión que ejercen a  $27^\circ C$  es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata?

P. a.(S)=32.P. a.(O)=16.

Aplicando la ecuación general de los gases  $PV=nRT$  podemos calcular los moles correspondientes a esos 4,88 gramos de gas:

$$1,5 \text{ atm} \cdot 1 \text{ l} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}; \quad n = 0,061 \text{ mol de } O_2.$$

$$\text{La masa molar del gas será: } \frac{\text{Si } 4,88 \text{ g}}{\text{son } 0,061 \text{ moles}} = \frac{X}{1 \text{ mol}}; \quad X = 80 \text{ g}$$

Como la  $M(SO_2)=64 \text{ g/mol}$  y la  $M(SO_3)=80 \text{ g/mol}$ . El gas es el  $SO_3$

8.-Un mol de gas ocupa 25 l y su densidad es 1,25 g/l, a una temperatura y presión determinadas. Calcula la densidad del gas en condiciones normales.

Conociendo el volumen que ocupa 1 mol del gas y su densidad, calculamos la masa del mol:

$$m = \rho_1 \cdot V_1 \quad m = 1,25 \text{ g/l} \cdot 25 \text{ l} = 31,25 \text{ g}.$$

Como hemos calculado la masa que tienen un mol y sabemos que un mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros en c.n., podemos calcular su densidad:

$$\rho_2 = \frac{m}{V_2} = \frac{31,25 \text{ g}}{22,4 \text{ l}} = 1,40 \text{ g/l}$$

9.- Un recipiente contienen 100 l de  $O_2$  a  $20^\circ C$ . Calcula: a) la presión del  $O_2$ , sabiendo que su masa es de 3,43 kg. b) El volumen que ocupara esa cantidad de gas en c.n.

a) Aplicamos la ecuación general de los gases  $PV=nRT$  pero previamente calculamos los moles de gas:

$$n^\circ \text{ de moles} = \frac{3430 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 107,19 \text{ moles}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T; \quad P \cdot 100 \text{ l} = 107,19 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}; \quad P = 25,75 \text{ atm}.$$

b) Para calcular el volumen que ocupan los 107,19 moles en c.n. podemos volver a aplicar la ecuación  $PV=nRT$  con las c.n. o la siguiente proporción:

$$\frac{1 \text{ mol de gas en c.n.}}{\text{ocupa siempre } 22,4 \text{ l}} = \frac{107,19 \text{ moles}}{X}; \quad X = 2401 \text{ l.}$$

10.- Calcula la fórmula molecular de un compuesto sabiendo que 1 l de su gas, medido a 25°C y 750 mm Hg de presión tiene una masa de 3,88 g y que su análisis químico ha mostrado la siguiente composición centesimal: C, 24,74 %; H, 2,06 % y Cl, 73,20 %.

P. a.(O)=16. P. a.(H)=1. P. a.(Cl)=35,5

Primero calculamos la fórmula empírica:

$$\frac{24,74 \text{ g C}}{12 \text{ g/mol}} = 2,06 \text{ moles átomos de C} \quad \frac{2,06 \text{ g H}}{1 \text{ g/mol}} = 2,06 \text{ moles átomos de H}$$

$$\frac{73,20 \text{ g Cl}}{35,5 \text{ g/mol}} = 2,06 \text{ moles átomos de Cl}$$

Como las tres relaciones son idénticas, la fórmula empírica será: CHCl.

Para averiguar la fórmula molecular, necesitamos conocer la masa molar del compuesto. La vamos a encontrar a partir de la ecuación general de los gases: PV=nRT.

$$\frac{750 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm}} \cdot 1 \text{ l} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{k.mol}} 298 \text{ K}; \quad n = 0,04 \text{ moles.}$$

Estos moles son los que corresponden a los 3,88 g de compuesto, luego planteamos la siguiente proporción para encontrar la masa molar:

$$\frac{3,88 \text{ g}}{\text{son } 0,04 \text{ moles}} = \frac{x}{1 \text{ mol}}; \quad x = \text{Masa molar} = 97 \text{ g/mol}$$

Como la fórmula empírica es CHCl su masa molar "empírica" es 48,5 g/mol.

Al dividir la masa molar del compuesto (97 g/mol) entre la masa molar "empírica"

$$\frac{97}{48,5} = 2; \quad \text{deducimos que la fórmula del compuesto es } C_2H_2Cl_2.$$

11.- En un recipiente de 5 l se introducen 8 g de He, 84 g de N<sub>2</sub> y 90 g de vapor de agua. Si la temperatura del recipiente es de 27°C. Calcular: a) La presión que soportan las paredes del recipiente. b) La fracción molar y presión parcial de cada gas.

P. a. (He) = 4; P. a. (O) = 16; P. a. (N) = 14; P. a. (H) = 1.

a) Para calcular la presión que ejerce la mezcla de los gases, calculamos primeramente el n° total de moles que hay en el recipiente:

$$n(\text{He}) = \frac{8 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles}; \quad n(\text{N}_2) = \frac{84 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 3 \text{ moles}; \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{90 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5 \text{ moles.}$$

n° total de moles = 2 + 3 + 5 = 10;

Luego aplicamos la ecuación general de los gases:  $P \cdot V = 10 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{K}$

$$P_T = 49,2 \text{ atm.}$$

$$\text{b) } X_{\text{He}} = \frac{n^\circ \text{ moles He}}{n^\circ \text{ moles totales}} = \frac{2}{10} = 0,2; \quad X_{\text{N}_2} = \frac{n^\circ \text{ moles N}_2}{n^\circ \text{ moles totales}} = \frac{3}{10} = 0,3;$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n^\circ \text{ moles H}_2\text{O}}{n^\circ \text{ moles totales}} = \frac{5}{10} = 0,5;$$

Como se puede comprobar, la suma de las presiones parciales:  $\sum X_i = 1$

Para calcular las presiones parciales, podemos aplicar la ecuación general para cada gas

$$P_{\text{He}} \cdot V = n_{\text{He}} \cdot R \cdot T; \quad P_{\text{He}} \cdot 5 \text{ l} = 2 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{K}; \quad P_{\text{He}} = 9,84 \text{ atm};$$

O bien multiplicando cada fracción molar por la presión total:

$$P_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot P_T; \quad P_{\text{N}_2} = 0,3 \cdot 49,2 \text{ atm} = 14,76 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = X_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_T; \quad P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,5 \cdot 49,2 \text{ atm} = 24,6 \text{ atm}$$

La suma de las presiones parciales es la presión total:

$$9,84 \text{ atm} + 14,76 \text{ atm} + 24,6 \text{ atm} = 49,2 \text{ atm.}$$

12.- El aire contiene aproximadamente un 21 % de oxígeno, un 78 % de nitrógeno y un 0,9 % de argón, estando estos porcentajes expresados en masa. ¿Cuántas moléculas de oxígeno habrá en 2 litros de aire? ¿Cuál es la presión ejercida si se mete el aire anterior en un recipiente de 0,5 l de capacidad a la temperatura de 25 °C?

La densidad del aire = 1,293 g/l.

P. a. (O) = 16. P. a. (N) = 14. P. a. (Ar) = 40.

a) Primeramente averiguamos la masa de 2 l de aire:

$$d = \frac{m}{V}; \quad 1,293 \text{ g/l} = \frac{m}{2 \text{ l}}; \quad m = 2,586 \text{ g.}$$

Calculamos la masa que hay de cada componente en los 2 l de aire:

$$\text{masa de O}_2 = 2,586 \text{ g} \cdot \frac{21}{100} = 0,543 \text{ g de O}_2. \quad \text{masa de N}_2 = 2,586 \text{ g} \cdot \frac{78}{100} = 2,017 \text{ g de N}_2.$$

$$\text{masa de Ar} = 2,586 \text{ g} \cdot \frac{0,9}{100} = 0,023 \text{ g de Ar.}$$

Utilizamos el  $N_A$  para calcular las moléculas que hay de oxígeno:

$$\frac{32 \text{ g O}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2} = \frac{0,543 \text{ g O}_2}{X}; \quad X = 1,022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de O}_2.$$

b) Calculamos los moles de cada componente y los sumamos:

$$\text{moles de O}_2 = \frac{0,543 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,017 \text{ moles}; \quad \text{moles de N}_2 = \frac{2,017 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,072 \text{ moles};$$

$$\text{moles de Ar} = \frac{0,023\text{g}}{4\text{g/mol}} = 0,006 \text{ moles}; \quad n^\circ \text{ moles totales} = 0,017 + 0,072 + 0,006 = 0,095;$$

Aplicando la ecuación general de los gases:

$$P \cdot 0,5\text{l} = 0,095 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{K.mol}} \cdot 298\text{K}; \quad P = 4,64 \text{ atm.}$$

www.yoquieroaprobar.es