PROBLEMAS DE GASES RESUELTOS

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

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

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

Como 1 atm = 760 mm Hg, sustituyendo en la ecuación de Boyle:

$$\frac{750\ mmHg}{760 mmHg/atm}\cdot 80cm^3 = 1{,}2atm\cdot V_2\ ;\ V_2 = 65{,}8cm^3$$

Se puede resolver igualmente con mm de Hg.

2.- El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm^3 a la temperatura de 20°C. Calcula el volumen a 90°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 cm^3 y, el que calculemos, vendrá expresado igualmente en cm^3, pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

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

3.- Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 790 mm Hg cuando la temperatura es de 25°C. Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 200°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 mm Hg y, la que calculemos, vendrá expresada igualmente en mm Hg, pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

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

4.- Disponemos de un recipiente de volumen variable. Inicialmente presenta un volumen de 500 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, NH_3, son 17 g luego:
Inicialmente hay en el recipiente 34 g de gas que serán 2 moles y al final hay 192 g de amoníaco que serán 6 moles.

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

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°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:

$$\frac{P_0.V_o}{T_o}=\frac{P_1V_1}{T_1};$$ la temperatura obligatoriamente debe ponerse en K

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

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°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:

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

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

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

$$\frac{6{,}023.10^{23}\ moléculas\ de\ O_2}{son\ 1\ mol\ de\ O_2} = \frac{X}{0{,}1\ de\ O_2};\quad X = 6{,}023.10^{22}\ moléculas\ de\ O_2$$

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°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:

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

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

Como la $M(SO_2)$=64 g/mol y la $M(SO_3)$=80g/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:

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

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:

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

9.- Un recipiente contienen 100 l de O_2 a 20°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:

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

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

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:

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

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:

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

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

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.

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

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

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

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"

$\frac{97}{48{,}5} = 2;$ 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_2 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 nº total de moles que hay en el recipiente:

$$n(He) = \frac{8g}{4g/mol} = 2\ moles: \quad n(N_2) = \frac{84g}{28g/mol} = 3\ moles; \quad n(H_2O) = \frac{90g}{18g/mol} = 5 \quad moles.$$

nº total de moles = 2 + 3 +5 =10;

Luego aplicamos la ecuación general de los gases: $P.5l = 10moles.0{,}082\frac{atm.l}{K.mol}.300K$

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

b) $$X_{He} = \frac{n^o\ moles\ He}{n^o\ moles\ totales} = \frac{2}{10} = 0{,}2; \quad X_{N_2} = \frac{n^o\ moles\ N_2}{n^o\ moles\ totales} = \frac{3}{10} = 0{,}3;$$

$$X_{H_2O} = \frac{n^o\ moles\ H_2O}{n^o\ moles\ totales} = \frac{5}{10} = 0{,}5;$$

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

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

O bien multiplicando cada fracción molar por la presión total:

$$P_{N_2} = X_{N_2}.P_T; \quad P_{N_2} = 0{,}3.49{,}2atm = 14{,}76atm$$

$$P_{H_2O} = X_{H_2O}.P_T; \quad P_{H_2O} = 0{,}5.49{,}2atm = 24{,}6atm$$

La suma de las presiones parciales es la presión total:
9,84 atm +14,76 atm + 24,6 atm = 49,2 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. (P. a.) = 40.
a) Primeramente averiguamos la masa de 2 l de aire:

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

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

$$masa\ de\ O_2 = 2{,}586g.\frac{21}{100} = 0{,}543\ g\ de\ O_2. \qquad masa\ de\ N_2 = 2{,}586g.\frac{78}{100} = 2{,}017\ g\ de\ N_2.$$

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

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

$$\frac{32\ g\ O_2}{6{,}023.10^{23}\ moléculas\ de\ O_2} = \frac{0{,}543\ g\ O_2}{X};\quad X = 1{,}022.10^{22}\ moléculas\ de\ O_2.$$

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

$$moles\ de\ O_2 = \frac{0{,}543g}{32g/mol} = 0{,}017\ moles\ ;\qquad moles\ de\ N_2 = \frac{2{,}017g}{28g/mol} = 0{,}072\ moles\ ;$$

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

Aplicando la ecuación general de los gases:

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