

# EJERCICIOS RESUELTOS

## GASES

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  $34 \text{ g}$  de amoníaco. Si manteniendo constante la  $P$  y la  $T$ , se introducen  $68 \text{ g}$  de amoníaco, ¿qué volumen presentará finalmente el recipiente?

Ar (N)=14. Ar (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  $17 \text{ g}$  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.

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

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°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°C y 2 atm. Calcula:

a) Los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente.

b) Las moléculas de oxígeno presentes en el recipiente.

Ar(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°C es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata?

Ar(S)=32.Ar(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  $M(\text{SO}_2)=64 \text{ g/mol}$  y la  $M(\text{SO}_3)=80\text{g/mol}$ . El gas es el  $\text{SO}_3$

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:

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

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:

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

9.- Un recipiente contienen 100 l de  $\text{O}_2$  a  $20^\circ\text{C}$ . Calcula: a) la presión del  $\text{O}_2$ , sabiendo que su masa es de 3,43 g. 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:

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

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

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  $25^\circ\text{C}$  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 %.

$\text{Ar}(\text{O})=16$ .  $\text{Ar}(\text{H})=1$ .  $\text{Ar}(\text{Cl})=35,5$

Primero calculamos la fórmula empírica:

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

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

Como las tres relaciones son idénticas, la fórmula empírica será:  $\text{CHCl}$ .

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:  $PV=nRT$ .

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

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

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

Como la fórmula empírica es  $\text{CHCl}$  su masa molar “empírica” es  $48,5g/mol$ .  
Al dividir la masa molar del compuesto ( $97g/mol$ ) entre la masa molar “empírica”

$$\frac{97}{48,5} = 2; \quad \text{deducimos que la fórmula del compuesto es } \text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2.$$

11.- En un recipiente de  $5l$  se introducen  $8g$  de  $\text{He}$ ,  $84g$  de  $\text{N}_2$  y  $90g$  de vapor de agua.  
Si la temperatura del recipiente es de  $27^\circ\text{C}$ . Calcular: a) La presión que soportan las paredes del recipiente.  
b) La fracción molar y presión parcial de cada gas.  
Ar ( $\text{He}$ ) =  $4$ ; Ar ( $\text{O}$ ) =  $16$ ; Ar ( $\text{N}$ ) =  $14$ ; Ar ( $\text{H}$ ) =  $1$ .

a) Para calcular la presión que ejerce la mezcla de los gases, calculamos primeramente el nº total de moles que hay en el recipiente:

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

$$\text{nº total de moles} = 2 + 3 + 5 = 10;$$

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

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

$$\text{b) } X_{\text{He}} = \frac{\text{nº moles He}}{\text{nº moles totales}} = \frac{2}{10} = 0,2; \quad X_{\text{N}_2} = \frac{\text{nº moles N}_2}{\text{nº moles totales}} = \frac{3}{10} = 0,3;$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{nº moles H}_2\text{O}}{\text{nº moles totales}} = \frac{5}{10} = 0,5;$$

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

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

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  $0,5l$  de capacidad a la temperatura de  $25^\circ\text{C}$ ?

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

Ar ( $\text{O}$ ) =  $16$ . Ar ( $\text{N}$ ) =  $14$ . Ar ( $\text{Ar}$ ) =  $40$ .

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

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

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

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

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

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:

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

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

Aplicando la ecuación general de los gases:

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