EJERCICIOS – SOLUCIONES

LEYES DE LOS GASES IDEALES

1. A partir de la ley combinada de los gases obtén las expresiones matemáticas de las leyes de Boyle y de Charles-Gay Lussac.

Ley de Boyle: como $T = cte$, se cumplirá que $T_1 = T_2$

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

Ley de Charles – Gay Lussac: como $P = cte$, se cumplirá que $P_1 = P_2$

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

2. El aire que contiene una bombona de 50L ejerce una presión de 2,5atm cuando la temperatura es de 15°C. Si la bombona está hecha de un material que soporta una presión máxima de 12atm:

a) ¿Hasta qué temperatura podremos calentar el aire sin que explote la bombona? Expresa el resultado tanto en °C como en °F.

b) Si las paredes de la bombona pudiesen dilatarse un 5% de su volumen inicial, ¿cuál sería ahora la temperatura máxima hasta la cual tenemos asegurado que no estalle?

a)

$V_1 = 50L$ $\quad\xrightarrow{V cte}\quad$ $V_2 = 50L$

$P_1 = 2'5atm$ $\quad$ $P_2 = 12atm$

$T_1 = 15 + 273 = 288K$ $\quad$ ¿T_2?

Aplicando la ley combinada de los gases:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \longrightarrow T_2 = T_1 \frac{P_2 \cancel{V_2}}{P_1 \cancel{V_1}} = 288 \cdot \frac{12}{2'5} = 1382K$$

Paso a °C:

$T_2 = 1382 - 273 = 1109\,°C$

Paso a °F:

$T_2 = 32 + 1'8 \cdot 1109 = 2028\,°F$

b)

$V_1 = 50L$ $\quad\longrightarrow\quad$ $V_2 = 50L + 0'05 \cdot 50 = 52'5L$

$P_1 = 2'5atm$ $\quad$ $P_2 = 12atm$

$T_1 = 15 + 273 = 288K$ $\quad$ ¿T_2?

Aplicando la ley combinada de los gases:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \longrightarrow T_2 = T_1 \frac{P_2 V_2}{P_1 V_1} = 288 \cdot \frac{12 \cdot 52'5}{2'5 \cdot 50} = 1452K$$

Paso a ºC:

$T_2 = 1452 - 273 = 1179\,^{\circ}C$

El resultado es lógico ya que al aumentar el volumen es necesaria una mayor Temperatura para alcanzar el mismo valor de presión.

3. A partir de la ley combinada de los gases obtén otra de las leyes de Charles-Gay Lussac que relaciona p y T, cuando V = cte.

La ley combinada de los gases es:

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

Si $V = cte \Longrightarrow V_1 = V_2$:

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

4. Un recipiente de 250 L contiene un gas que ejerce una presión de 1,75 atm. Si la presión se redujese a la cuarta parte, siendo T y n constantes, ¿cuál sería ahora el volumen del recipiente?

$V_1 = 250L$ ¿V_2?
$P_1 = 1'75 atm$ $P_2 = 1'75/4 = 0'4375 atm$

Aplicamos la ley de Boyle-Mariotte (T constante)

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \longrightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{1'75 \cdot 250}{0'4375} = 1000L$$

5. En determinadas condiciones de p y T constantes, 1 mol de N_2 ocupa un volumen de 25 L. ¿Cuál será su volumen si se añaden 15 g de este gas?

$A(N) = 14u$; $M(N_2) = 14 \cdot 2 = 28u$; $M_m(N_2) = 28g/mol$

$n_1 = 1 mol$ $\quad n_2 = 1 + \frac{15g}{28g/mol} = 1'536 mol$
$V_1 = 25L$ $\quad$ ¿V_2?

Aplicando la ley de Avogadro:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \longrightarrow V_2 = V_1 \frac{n_2}{n_1} = 25 \cdot \frac{1'536}{1} = 38'39L$$

6. El aire de una habitación que se encuentra a 17 °C, ejerce una presión de 0,95atm. Si se duplica el valor de la temperatura, ¿qué presión ejercerá ahora el aire?

$P_1 = 0'95\,atm$ $\xrightarrow{V\,cte}$ ¿P_2?
$T_1 = 17+273 = 290K$ $\quad T_2 = 34+273 = 307K$

Aplicando la ley combinada de los gases:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \longrightarrow P_2 = \frac{P_1 \cancel{V_1} T_2}{T_1 \cancel{V_2}} = \frac{0'95 \cdot 307}{290} = 1'006\,atm$$

7. Cierta cantidad de gas ocupa un volumen de 2L a 20°C y 700mmHg. ¿Qué volumen ocupará, en c.n.? Calcula la masa de gas según que este sea:

a) Amoniaco

b) Dióxido de carbono

ⓐ $V_1 = 2L$ $\quad$ ¿V_2?
$T_1 = 20+273 = 293K$ $\quad T_2 = 273K$ } c.n.
$P_1 = 700\,mmHg \cdot \frac{1\,atm}{760\,mmHg} = 0'921\,atm$ $\quad P_2 = 1\,atm$

Aplicando la ley combinada de los gases:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \longrightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{0'921 \cdot 2 \cdot 273}{293 \cdot 1} = 1'72L$$

ⓑ $A(N) = 14u$ $\quad M(NH_3) = 14+3\cdot 1 = 17u$
$A(H) = 1u$ $\quad Mm(NH_3) = 17g/mol$
$A(C) = 12u$ $\quad M(CO_2) = 12+2\cdot 16 = 44u$
$A(O) = 16u$ $\quad Mm(CO_2) = 44g/mol$

Obtengo los moles de la ecuación general de los gases ideales:

$$PV = nRT \Longrightarrow n = \frac{P\cdot V}{R\cdot T} = \frac{0'921\,atm \cdot 2L}{0'082\,\frac{atm\cdot L}{K\,mol} \cdot 293K} = 0'077\,mol$$

$$0'077\,mol \cdot \frac{17g}{1\,mol} = 1'30g\ NH_3$$

$$0'077\,mol \cdot \frac{44g}{1\,mol} = 3'388g\ CO_2$$

8. Un recipiente de vidrio de 150,0g y 2L contiene cloro a 5°C. Si un manómetro incorporado al recipiente nos indica que la presión es de 790mm Hg, ¿qué valor indicaría una balanza cuando coloquemos el recipiente sobre ella?
A continuación, y después de vaciado el recipiente, ponemos en su interior otra cantidad de cloro, marcando la balanza 155,15g. Si la temperatura ahora es de 10°C, ¿qué lectura posible observaríamos en el manómetro?

$m_{rec} = 100g$

$V = 2L$

$T = 5 + 273 = 278K$

$P = 790\ mmHg \cdot \frac{1atm}{760\ mmHg} = 1'039 atm$

Ecuación de los gases ideales:

$PV = nRT$

$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1'039 atm \cdot 2L}{0'082 \frac{atm \cdot L}{K mol} \cdot 278K} = 0'0912 mol$

$A(Cl) = 35'5u$; $M(Cl_2) = 2 \cdot 35'5 = 70'90u$; $Mm(Cl_2) = 70'90 g/mol$

$m_{Cl_2} = 0'0912 mol \cdot \frac{70'90g}{1mol} = 6'47g$ de Cl_2

Entonces, la báscula marcará:

$m_T = m_{rec} + m_{Cl_2} = 150 + 6'47 = 156'47 g$

Después ponemos $m_{Cl_2} = 155'15 - \underbrace{m_{rec}}_{100g} = 5'15g$

$n = 5'15g \cdot \frac{1mol}{70'90g} = 0'0726 mol$

$T = 10 + 273 = 283K$

$V = 2L$ (no cambia)

¿P?

$PV = nRT$

$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0'0726 mol \cdot 0'082 \frac{atm \cdot L}{K mol} \cdot 283K}{2L} = 0'842 atm$

En el manómetro se leerán mmHg:

$0'842 atm \cdot \frac{760 mm Hg}{1 atm} = 640'21 mmHg$

9. Si la densidad de un gas desconocido, en c.n., es 2,6g/L, determina su densidad cuando la temperatura se eleve a 45°C y la presión no cambie.

La relación entre densidad y gases ideales es:

$PV = nRT \Longrightarrow PV = \frac{m}{Mm} RT \Longrightarrow P = \frac{m\, RT}{V\, Mm} = d \cdot \frac{RT}{Mm}$

Para calcular la nueva 'd' necesito Mm:

$Mm = d \cdot \frac{RT}{P} = 2'6 \frac{g}{L} \cdot \frac{0'082 \frac{atm \cdot L}{K mol} \cdot 273K}{1atm} = 58'2 \frac{g}{mol}$

Entonces, a $T = 45 + 273 = 318K$

$d = \frac{P \cdot Mm}{R \cdot T} = \frac{1atm \cdot 58'2\ g/mol}{0'082 \frac{atm \cdot L}{K mol} \cdot 318K} = 2'2 \frac{g}{L}$

10. En el estudio de un gas desconocido, que se encuentra a 30°C y 310torr, su densidad resulta ser $1{,}02 \cdot 10^{-3} g/cm^3$. ¿Cuál es su masa molecular?

La relación entre densidad y gases ideales es:

$$PV = nRT \longrightarrow PV = \frac{m}{M_m}RT \longrightarrow P = \frac{m\,RT}{V\,M_m} = d \cdot \frac{RT}{M_m}$$

Para calcular la nueva 'd' necesito Mm:

$$M_m = d \cdot \frac{RT}{P} = 2'6\,\frac{g}{L} \cdot \frac{0'082\,\frac{atm \cdot L}{K\,mol} \cdot 273K}{1atm} = 58'2\,\frac{g}{mol}$$

Entonces, a $T = 45 + 273 = 318\,K$

$$d = \frac{P \cdot M_m}{R \cdot T} = \frac{1atm \cdot 58'2\,g/mol}{0'082\,\frac{atm \cdot L}{K\,mol} \cdot 318K} = 2'2\,\frac{g}{L}$$

11. En condiciones normales de presión y temperatura, justifica el valor de R en el SI.

En c.n. tenemos para gases ideales:

$$\left.\begin{array}{l} n = 1mol \\ T = 273K \\ P = 1atm \\ V = 22'4L \end{array}\right\} PV = nRT$$

$$\hookrightarrow R = \frac{PV}{nT} = \frac{1atm \cdot 22'4L}{1mol \cdot 273K} = 0'082\,\frac{atm \cdot L}{K\,mol}$$

En el SI no tenemos 'atm' ni 'L':

$$1atm = 101325\,Pa \qquad 1L = 1dm^3 = 10^{-3}\,m^3$$

unidad de presión

$$P = \frac{F}{S} = \frac{m \cdot a}{S} \longrightarrow [Pa] = \frac{[kg][m/s^2]}{[m^2]}$$

De esta forma:

$$R = 0'082\,\frac{\cancel{atm} \cdot \cancel{L}}{K \cdot mol} \cdot \frac{101325\,\cancel{Pa}}{1\cancel{atm}} \cdot \frac{\frac{kg \cdot \cancel{m}}{\cancel{m^2} \cdot s^2}}{1\cancel{Pa}} \cdot \frac{10^{-3}\,m^{\cancel{3}}}{1\cancel{L}} =$$

$$= 8'31\,\frac{kg \cdot m^2}{K \cdot mol \cdot s^2} = 8'31\,\frac{J}{K \cdot mol}$$

12. Calcula el volumen que ocuparán 20 g de dióxido de azufre medidos a 650mm Hg y 95 °C.

Dióxido de azufre: SO_2

$$\left.\begin{array}{l} A(S) = 32u \\ A(O) = 16u \end{array}\right\} \begin{array}{l} M(SO_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64u \\ M_m(SO_2) = 64\,g/mol \end{array}$$

$$n_{SO_2} = 20g \cdot \frac{1mol}{64g} = 0'312\,mol$$

$$T = 95 + 273 = 368\,K$$

$$P = 650\,mmHg \cdot \frac{1atm}{760\,mmHg} = 0'855\,atm$$

Para gases ideales: $PV = nRT$

$$\Longrightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'312\,mol \cdot 0'082\,\frac{atm \cdot L}{K\,mol} \cdot 368\,K}{0'855\,atm} = 11'01\,L$$

13. En dos recipientes iguales y a la misma temperatura hay 5 g de ozono y 5 g de oxígeno (dioxígeno). ¿En cuál de ellos la presión será mayor?

Utilizando los conocimientos adquiridos en la unidad anterior, podemos afirmar que una molécula de oxígeno tiene dos átomos, y que una molécula de ozono tiene tres. En ambos recipientes hay 5 g de gas, pero en el recipiente de oxígeno habrá, por tanto, más moléculas que en el de ozono. Por eso la presión será mayor en el recipiente de oxígeno que en el de ozono.

Si queremos relacionarlo con lo aprendido en esta unidad, diremos que según la ecuación de estado de los gases: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, la presión y la cantidad de sustancia son directamente proporcionales. Como la cantidad de sustancia es inversamente proporcional a la masa molar, diremos que, a mayor masa molar, menor cantidad de sustancia y menor presión. Como:

$$M_{O_2} < M_{O_3}$$

Entonces:

$$p_{O_2} > p_{O_3}$$

14. ¿Qué ocupa más volumen, 1 mol de H_2 a 15 °C y 700 mm Hg o 10 g de NH_3 a 250 K y 0,95 atm?

Podemos calcular el volumen de cada gas con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT \longrightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

- $n = 1\,mol$
  $T = 15 + 273 = 288\,K$
  $P = 700\,mm\,Hg \cdot \frac{1\,atm}{760\,mm\,Hg} = 0'921\,atm$

  $$V = \frac{1 \cdot 0'082 \cdot 288}{0'921} = 25'64\,L$$

- $Mm(NH_3) = 17\,g/mol$
  $n = 10\,g \cdot \frac{1\,mol}{17\,g} = 0'588\,mol$
  $T = 250\,K$
  $P = 0'95\,atm$

  $$V = \frac{0'588 \cdot 0'082 \cdot 250}{0'95} = 12'69\,L$$

$\Longrightarrow$ ocupa más volumen el hidrógeno

15. El ozono es un gas que se encuentra en la estratosfera y que absorbe parte de la radiación UV que nos llega desde el espacio. Si la presión y la temperatura en dicha zona de la atmósfera son de 10^{-7} atm y 250 K, determina el número de moléculas de esta sustancia presentes en 1 m^3 de aire en esas condiciones, suponiendo que, de cada millón de moléculas del aire, 8 son de ozono.

Usando la ecuación de los gases ideales calculo los moles de aire:

$P = 10^{-7}$ atm
$T = 250$ K
$V = 1 m^3 = 1000 L$

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{10^{-7} atm \cdot 1000 L}{0'082 \frac{atm \cdot L}{K mol} \cdot 250 K} = 4'878 \cdot 10^{-6} \text{ mol aire}$$

Pasamos moles a moléculas y seleccionamos solo las de ozono:

$$4'878 \cdot 10^{-6} \text{ mol aire} \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ molec. aire}}{1 \text{ mol aire}} \cdot \frac{8 \text{ molec } O_3}{10^6 \text{ molec. aire}} = 2'35 \cdot 10^{13} \text{ moléculas } O_3$$

16. Calcula la densidad de un gas a 750 mm Hg y 35 °C si en c.n. vale 1,43 g/L.

La relación entre densidad y gases ideales es:

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M_m} RT \Rightarrow P = \frac{m \, RT}{V \, M_m} = d \cdot \frac{RT}{M_m}$$

Si: $T = 35 + 273 = 308$ K

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 atm}{760 \text{ mm Hg}} = 0'987 atm$$

Me falta la Mm, que lo saco del enunciado. En c.n.:

$$M_m = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'43 \, g/L \cdot 0'082 \frac{atm \cdot L}{K mol} \cdot 273 K}{1 atm} = 32'01 \frac{g}{mol}$$

$$\Rightarrow d = \frac{P \cdot M_m}{R \cdot T} = \frac{0'987 atm \cdot 32'01 \, g/mol}{0'082 \frac{atm \cdot L}{K mol} \cdot 308 K} = 1'25 \frac{g}{L}$$