

Problemas propuestos

1> En la formación de sulfuro de hierro (II) (FeS) reaccionan 32 g de azufre por cada 55,8 g de hierro.

a) Si se hacen reaccionar 30 g de azufre con 40 g de hierro, ¿cuántos g de FeS se formarán?

b) ¿Cuántos g de Fe y de S se necesitan para obtener 100 g de FeS?

Solución:

a) Sabemos que el hierro reacciona con el azufre en la proporción de 55,8 g de Fe con 32,1 g de S.



Por tanto: $\frac{55,8 \text{ g Fe}}{32,1 \text{ g S}} = \frac{40 \text{ g de Fe}}{x \text{ g FeS}}$ de donde: $x = 23,01 \text{ g de S}$.

Reaccionarán los 40 g de Fe con 23,01 g de S para formar 63,01 g de FeS y sobrarán 6,99 g de azufre.

b) 1 mol de FeS son 32 g S + 55,8 g de Fe = 87,8 g de FeS.

Por tanto: $\frac{87,8 \text{ g Fe}}{32,1 \text{ g S}} = \frac{100 \text{ g de Fe}}{x \text{ g S}}$

De donde $x = 36,4 \text{ g de S}$. Es decir, 36,4 g de S y 63,6 g de Fe forman 100 g de FeS.

2> Cuando dejamos a la intemperie un clavo de hierro cuya masa es de 2,24 g se oxida. Al cabo de un tiempo, la masa del clavo ha aumentado hasta 2,42 g.

a) ¿Cómo se puede explicar este aumento de masa?

b) ¿Se ha oxidado el clavo completamente?

c) ¿Cuál sería su masa si el clavo se hubiera oxidado completamente a Fe₂O₃?

Solución:

a) Porque al oxidarse ha pasado de ser un elemento (Fe) a ser un compuesto de mayor masa por la presencia de oxígeno.

b) Para saber si se ha oxidado completamente deberemos formular la reacción química que se ha producido y realizar los cálculos:



De la reacción deducimos que:

$$2,24 \text{ g de Fe} \cdot \frac{3/2 \cdot 32 \text{ g de O}}{2 \cdot 56 \text{ g de Fe}} = 0,96$$

Los 2,24 gramos de Fe para que se hubieran oxidado totalmente deberían haber reaccionado con 0,96 g de oxígeno dando $2,24 + 0,96 = 3,2$ gramos de óxido de Fe.

3> Cuando se analizan dos óxidos de magnesio se obtienen los siguientes resultados: en el primer óxido, 1,700 g de Mg y 1,119 g de oxígeno; en el segundo óxido, 2,400 g de Mg y 1,579 g de oxígeno. Comprueba si se verifica o no la ley de las proporciones definidas.

Solución:

Calculamos la proporción entre el Mg y el O₂ en ambos óxidos y comprobamos si existe una proporción definida o constante:

Primer óxido: $\frac{1,700 \text{ g Mg}}{1,119 \text{ g de O}} = 1,52$

Segundo óxido: $\frac{2,400 \text{ g Mg}}{1,579 \text{ g de O}} = 1,52$

Ambos óxidos tienen la misma proporción entre el Mg y el O₂.

4> Cuando se analizan dos óxidos de calcio se obtienen los siguientes resultados: en el primer óxido, 2,35 g de Ca y 0,94 g de O₂; en el segundo óxido, 3,525 g de Ca y 1,410 g de O₂. Comprueba si se verifica la ley de las proporciones múltiples.

Solución:

Comprobaremos si las cantidades de Ca de cada óxido que reaccionan respecto a una misma cantidad de oxígeno, por ejemplo 1 gramo, están en relación de números enteros sencillos.

En el primer óxido, con 1 g de O₂ reaccionarán $\frac{2,35 \text{ g Ca}}{0,94 \text{ g de O}} = \frac{x \text{ g Ca}}{1 \text{ g de O}}$; x = 2,5 g de Ca

En el segundo óxido, con 1 g de O₂ reaccionaran $\frac{3,525 \text{ g Ca}}{1,410 \text{ g de O}} = \frac{x \text{ g Ca}}{1 \text{ g de O}}$; x = 2,5 g de Ca

En ambos casos se demuestra que la cantidad de Ca que reacciona frente a una misma cantidad de oxígeno guarda una relación de números enteros sencillos.

5> Dos cloruros de hierro contienen respectivamente un 33,43% y un 44,05% de hierro. Justifica con esos datos si se verifica la ley de las proporciones múltiples.

Solución:

Primer cloruro $\frac{33,43 \text{ g Fe}}{66,57 \text{ g de Cl}} = \frac{x \text{ g de Fe}}{1 \text{ g de Cl}}$; x = 0,5021 g de Fe.

Segundo cloruro $\frac{44,05 \text{ g Fe}}{55,95 \text{ g de Cl}} = \frac{x \text{ g de Fe}}{1 \text{ g de Cl}}$; x = 0,7873 g de Fe.

Dividiendo ambas cantidades por el menor nos sale:

$$\frac{0,5021}{0,5021} = 1$$

; y multiplicando por 2 nos queda la relación 2:3.

$$\frac{0,7873}{0,5021} = 1,5$$

6> Sabiendo que cobre y azufre reaccionan para formar sulfuro de cobre (II) en la proporción de 1 g de Cu por cada 0,504 g de azufre, ¿cuántos g de sulfuro de cobre obtendremos si mezclamos 15,00 g de S con 15,00 g de Cu?

Solución:

De los datos obtenemos: $\frac{1 \text{ g de Cu}}{0,504 \text{ g de S}} = \frac{15 \text{ g de Cu}}{x \text{ g de S}}$; x = 7,56 g de S.

Ello significa que 15 g de Cu reaccionarán con 7,56 g de S para dar 22,56 g de CuS y nos sobrarán 15 – 7,56 = 7,44 g de S.

7> En el CsCl, la relación entre el cloro y el cesio es de 2 g de cloro por cada 7,5 g de cesio. ¿Cuántos g de cada elemento hay en 50 g de cloruro de cesio?

Solución:

En 9,5 g de cloruro de cesio hay 2 g de Cl y 7,5 g de Cs. Haciendo la misma proporción en 50 gramos de cloruro de cesio habrá:

$$\frac{9,5 \text{ g de CsCl}}{2 \text{ g de Cl}} = \frac{50 \text{ g de CsCl}}{x \text{ g de Cl}}$$
 ; x = 10,53 g de Cl.

$$\frac{9,5 \text{ g de CsCl}}{7,52 \text{ g de Cs}} = \frac{50 \text{ g de CsCl}}{x \text{ g de Cs}} ; x = 39,47 \text{ g de Cs.}$$

8> Se combinan 10 g de estaño con 5,98 g de cloro para obtener un cloruro de estaño. En condiciones distintas, 7 g de estaño se combinan con 8,37 g de cloro para obtener un cloruro de estaño diferente. Demuestra que se verifica la ley de las proporciones múltiples.

Solución:

10 g de Sn se combinan con:

- Primer cloruro: 5,98 g de Cl (1^{er} cloruro).
- Segundo cloruro: $\frac{7 \text{ g de Sn}}{8,37 \text{ g de Cl}} = \frac{10 \text{ g de Sn}}{x \text{ g de Cl}}$ $x = 1,95 \text{ g de Cl (2º cloruro)}$.

Ambos están en relación: $\frac{5,98}{1,98} = \frac{3}{1}$; relación 1:3.

9> Al analizar dos óxidos de cromo se comprueba que en 5 g del primer óxido hay 3,82 g de cromo y que en 5 g del segundo óxido, hay 2,60 g de cromo. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Solución:

2,40 g de O se combinan con:

- Primer óxido: $\frac{3,82 \text{ g de Cr}}{1,18 \text{ g de O}} = \frac{x \text{ g de Cr}}{2,40 \text{ g de O}}$ $x = 7,76 \text{ g de Cr (1er. óxido)}$.
- Segundo óxido: 2,60 g de Cr (2do. óxido).

Ambos están en relación: $\frac{7,76}{2,60} = \frac{3}{1}$; relación 1:3.

10> ¿Cuál será la masa, expresada en gramos, de un átomo de plomo?

Dato: $M(\text{Pb}) = 207,2$.

Solución:

$$1 \text{ átomo de plomo} \cdot \frac{207,2 \text{ g de Pb}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Pb}} = \frac{7 \text{ g de Sn}}{8,37 \text{ g de Cl}} = \frac{10 \text{ g de Sn}}{x \text{ g de Cl}}$$

$$x = 3,44 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

11> Determina la masa, M , de un mol de un gas en los siguientes casos:

a) Su densidad en c.n. es de 3,17 g/L.

b) Su densidad es de 2,4 g/L a 20 °C y 1 atm de presión.

c) Dos gramos de dicho gas ocupan un volumen de 600 mL, medido a 17 °C y 1,8 atm de presión.

Solución:

a) Aplicamos la ecuación:

$$M = \frac{dRT}{p} = \frac{3,17 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 71 \text{ g/mol}$$

b) De nuevo aplicamos:

SOLUCIONARIO

$$M = \frac{dRT}{\rho} = \frac{2,4 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 57,7 \text{ g/mol}$$

$$c) M = \frac{mRT}{\rho V} = \frac{2 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}}{1,8 \text{ atm} \cdot 0,6 \text{ L}} = 44 \text{ g/mol}$$

12> Realiza los siguientes cálculos numéricos:

- Los átomos de oxígeno que hay en 0,25 moles de sulfato potásico (K_2SO_4).
- La masa en gramos de $5 \cdot 10^{22}$ moléculas de metano (CH_4).
- Las moléculas que hay en una gota de agua, si 20 gotas equivalen a 1 mL (1 g).
- Las moléculas de gasolina (C_8H_{18}) que hay en un depósito de 40 L ($d = 0,76 \text{ g/mL}$).
- Los gramos de calcio que hay en 60 g de un carbonato cálcico (CaCO_3) del 80% de riqueza.
- De una sustancia pura, sabemos que $1,75 \cdot 10^{19}$ moléculas corresponden a una masa de 2,73 mg. ¿Cuál será la masa de 1 mol?

Solución:

a)

$$0,25 \text{ moles } \text{KSO}_4 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{KSO}_4}{1 \text{ mol de } \text{KSO}_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos de O}}{1 \text{ mol de } \text{KSO}_4} = 6,02 \text{ átomos de O}$$

b) M de CH_4 es 16, por tanto:

$$5 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{CH}_4 \cdot \frac{16 \text{ g de } \text{CH}_4}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CH}_4} = 1,33 \text{ g}$$

$$c) 1/20 = 0,05 ; 0,05 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O}}{1,8 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}} = 1,67 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O}$$

d)

$$40 \text{ L} \cdot 0,76 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de gasolina}}{114 \text{ g de gasolina}} =$$

$$= 1,6 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de gasolina}$$

e)

$$60 \text{ g muestra de } \text{CaCO}_3 \cdot \frac{80 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ puros}}{100 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ muestra}} \cdot \frac{40 \text{ g de Ca puro}}{100 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ puros}} = 19,2 \text{ g de Ca}$$

f)

$$2,73 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}}{1,75 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}} = 94 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

13> Disponemos de 3 moles de sulfuro de hidrógeno. Calcula, sabiendo que las masas atómicas son S = 32 y H = 1:

- Cuántos gramos de H_2S hay en esos 3 moles.
- El número de moléculas de H_2S que forman los 3 moles.
- Los moles de H_2 y de S que tenemos en los 3 moles de H_2S .

Solución:

- a) La masa molecular del H_2S es 34, por tanto la masa de 1 mol es 34 gramos y en 3 moles habrá 102 gramos.
 b) Cada mol tiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2S y en los 3 moles habrá $18,06 \cdot 10^{23}$ moléculas.
 c) 3 moles de H_2 y 3 moles de S.

14> ¿Dónde crees que habrá más moléculas, en 15 g de H_2 o en 15 g de O_2 ? Justifica la respuesta.

Solución:

Un mol de H_2 tiene una masa de 2 gramos, por tanto en 15 gramos de H_2 habrá 7,5 moles. En el caso del O_2 , 1 mol son 32 gramos, eso quiere decir que en 15 gramos de O_2 habrá menos de 0,5 moles. Por tanto como en 1 mol de cualquier gas existen $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, habrá mas moléculas en 15 gramos de H_2 .

15> ¿Cuántos átomos de plata hay en 5 g de dicho metal?

Solución:

La masa atómica de la Ag es de 107,8, por tanto:

$$5 \text{ g de Ag} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag}}{107,8 \text{ g de Ag}} = 2,79 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Ag}$$

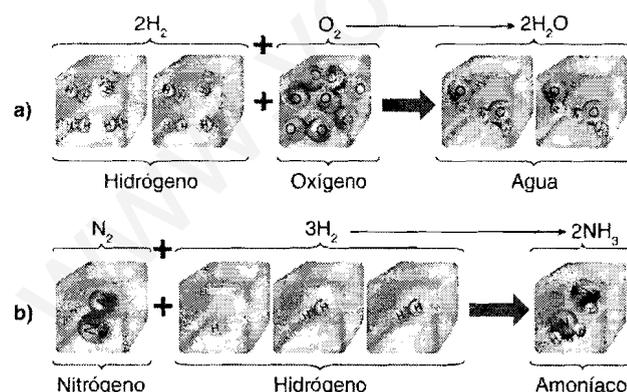
16> ¿Cuántos gramos de oxígeno habrá en 0,5 moles de N_2O_4 ?

Datos: masas atómicas N = 14; O = 16.

Solución:

$$0,5 \text{ moles } \text{N}_2\text{O}_4 \cdot \frac{4 \text{ átomos de O}}{1 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}_4} \cdot \frac{16 \text{ g de O}}{1 \text{ átomo de O}} = 32 \text{ g de O}$$

17> Teniendo en cuenta los experimentos de Gay-Lussac, la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis de Avogadro, analiza cuál es el error cometido en las siguientes representaciones:



Solución:

En la primera representación, el hidrógeno y el oxígeno son moléculas diatómicas, por tanto, en cada bloque de moléculas de H sobran dos; igual ocurre con el volumen de oxígeno, sobran 2 átomos o una molécula y el volumen debe ser la mitad.

Al existir el doble de moléculas de H que de O, el volumen también deberá ser el doble, pero eso en el problema está bien.

Se obtendrá un volumen equivalente al de hidrógeno, pues el número de moléculas de H_2O es igual al de H_2 . Lo correcto debería ser: $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$.

En la segunda representación, el volumen de amoníaco debe ser el doble que el de nitrógeno y

no igual. Además una de las moléculas de hidrógeno aparece representada como monoatómica y es biatómica como las demás.

18> ¿Cuál será el volumen de HCl, medido en c.n., que podremos obtener con $6 \cdot 10^{22}$ moléculas de cloro?

Solución:

La reacción de obtención del HCl es: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$.

La estequiometría de la reacción nos dice que por cada molécula de Cl_2 obtendremos dos moléculas de HCl. Es decir, que con $6 \cdot 10^{22}$ moléculas de Cl_2 , obtendremos $12 \cdot 10^{22}$ moléculas de HCl, calculando los gramos de HCl que se corresponden con esas moléculas tenemos:

$$12 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de HCl}} = 7,27 \text{ g de HCl}$$

Aplicamos ahora la ecuación de Clapeyron y nos queda:

$$V = \frac{\frac{7,27}{36,5} \text{ moles de HCl} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 4,46 \text{ L de HCl}$$

19> Para obtener 15 L de amoníaco a partir de N_2 y H_2 , ¿cuál debe ser el mínimo volumen de ambos?

Solución:

La reacción ajustada es: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$.

Ello quiere decir que 1 L de N_2 reaccionará con 3 L de H_2 para dar 2 L de NH_3 . Para obtener 15 L de NH_3 deberá de partir de la mitad de N_2 , es decir, 7,5 L de N_2 , pero por otra parte, el volumen de H_2 debe ser el triple que el de N_2 , por tanto, se deberá de partir de 22,5 L de H_2 y de 7,5 L de N_2 .

$$\frac{1 \text{ L de } \text{N}_2}{2 \text{ L de } \text{NH}_3} = \frac{x \text{ L de } \text{N}_2}{15 \text{ L de } \text{NH}_3} ; x = 7,5, \text{ L de } \text{N}_2$$

Operando de la misma forma con el H_2 , nos sale 22,5 L de H_2 .

20> Calcula los gramos de amoníaco que podrías obtener con 10 L de N_2 , medidos en c.n.

Solución:

Según la ecuación de obtención del NH_3 con 10 L de N_2 medidos en c.n. podemos obtener 20 L de NH_3 medidos también en c.n. Por tanto aplicando la ecuación de Clapeyron:

$$\text{g de } \text{NH}_3 = \frac{pVM}{0,082T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L de } \text{NH}_3 \cdot 17 \frac{\text{g de } \text{NH}_3}{1 \text{ mol de } \text{NH}_3}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 15,2 \text{ g de } \text{NH}_3$$

21> A 20°C la presión de un gas encerrado en un volumen V constante es de 850 mmHg. ¿Cuál será el valor de la presión si bajamos la temperatura a 0°C ?

Solución:

$$\text{Aplicamos: } \frac{p}{T} = \frac{p'}{T'} ; \frac{850}{293} = \frac{p'}{273} \text{ de donde } p' = 791,98 \text{ mmHg}$$

22> Deduce el valor de la constante, R, de los gases perfectos a partir del dato: «un mol de un gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 L».

Solución:

Aplicamos la ecuación $pV = nRT$ y tomamos 1 mol de cualquier gas en c.n., que como sabemos

ocupa un volumen de 22,4 L y sustituimos en la ecuación de Clapeyron:

$$\frac{pV}{T} = R$$

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

23> A partir de la ecuación de Clapeyron demuestra que: $pM = dRT$, siendo M la masa del mol y d la densidad.

Solución:

Partimos de $pV = nRT$ sabemos que $n = g/M$, por tanto: $pV = \frac{m}{M}RT$ y ahora agrupamos términos:

$$pM = \frac{m}{V}RT \text{ y como } \frac{m}{V} \text{ es la densidad, nos queda: } pM = dRT.$$

24> Diez litros de un gas medidos en c.n., ¿qué volumen ocuparán si cambiamos las condiciones a 50 °C y 4 atm de presión?

Solución:

Aplicamos la ecuación de los gases: $\frac{pV}{T} = \frac{p'V'}{T'}$ y a continuación sustituimos valores:

$$R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{273 \text{ K}} = 0,082 \frac{4 \text{ atm} \cdot V'}{323 \text{ K}} \text{ de donde } V' = 2,96 \text{ L.}$$

25> En un matraz de 5 L, hay 42 g de N_2 a 27 °C. Se abre el recipiente hasta que su presión se iguala con la presión atmosférica, que es de 1 atm.

a) ¿Cuántos gramos de N_2 han salido a la atmósfera?

b) ¿A qué T deberíamos poner el recipiente para igualar la presión inicial?

Solución:

$$a \text{ La presión inicial es } p_i = \frac{mRT}{MV} = \frac{42 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 5 \text{ L}} = 7,38 \text{ atm}$$

Igualamos ahora a la presión atmosférica, 1 atm y calculamos los gramos de N_2 que hay dentro

$$\text{del matraz } 1 \text{ atm} = \frac{m \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 300 \text{ K}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 5 \text{ L}} \quad ; \text{ de donde}$$

$$m = \frac{28 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ L} \cdot 1 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 300 \text{ K}} = 5,69 \text{ g de } N_2$$

Como teníamos 42 gramos y ahora han quedado 5,69, habrán salido $42 - 5,69 = 36,3 \text{ g}$

$$\text{Partimos de las condiciones iniciales: } 7,38 \text{ atm} = \frac{5,69 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot T}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 5 \text{ L}} ;$$

de donde $T = 2214 \text{ K}$.

26> En un matraz cerrado de exactamente 0,5 L de capacidad, introducimos 1,225 g de acetona, calentamos el recipiente a 100 °C, con lo que desplazamos todo el aire del interior

del recipiente y parte de la acetona introducida. Después de realizar esa operación, pesamos nuevamente el matraz, y encontramos que existe una masa de acetona residual de 0,925 g. Si sabemos que la presión a la que se realiza la experiencia es de 742 mmHg, calcula la masa molecular de la acetona.

Solución:

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{0,925 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}} \cdot 373 \text{ K}}{\frac{742}{760} \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}} = 57,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La masa molecular de la acetona es 57,95 uma.

27> En una bombona se introducen 0,21 moles de N₂, 0,12 moles de H₂ y 2,32 moles de NH₃. Si la presión total es de 12,4 atm, ¿cuál es la presión parcial de cada componente?

Solución:

Aplicamos la ecuación $p_i = X_i p_T$ a cada gas y calculamos el número total de moles:

n°_T de moles $0,21 + 0,12 + 2,32 = 2,65$.

$$p_{N_2} = \frac{0,21 \text{ moles}}{2,65 \text{ moles}} \cdot 12,4 \text{ atm} = 0,98 \text{ atm} \quad ; \quad p_{H_2} = \frac{0,12 \text{ moles}}{2,65 \text{ moles}} \cdot 12,4 = 0,56 \text{ atm} \quad ;$$

$$p_{NH_3} = \frac{2,32 \text{ moles}}{2,65 \text{ moles}} \cdot 12,4 = 10,86 \text{ atm}$$

28> En c.n. de p y T , 1 mol de NH₃ ocupa 22,4 L y contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas. Calcula:

a) ¿Cuántas moléculas habrá en 37 g de amoníaco a 142 °C y 748 mmHg?

b) ¿Cuál es la densidad del amoníaco a 142 °C y 748 mmHg?

Solución:

a) Para calcular el número de moléculas nos basta exclusivamente el n° de gramos independientemente de las condiciones de p y T . Así,

$$37 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3}{1 \text{ mol de NH}_3} = 1,31 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de NH}_3$$

b) Para calcular la densidad del amoníaco en las condiciones dadas en el problema utilizaremos la ecuación de Clapeyron:

$$pV = \frac{m}{M}RT, \text{ como } d = \frac{m}{V}$$

Por tanto:

$$d = \frac{pM}{RT} = \frac{748}{760} \text{ atm} \cdot \frac{17 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 415 \text{ K}} = 0,49 \text{ g/L}$$

29> Resuelve los siguientes ejercicios referidos a la ecuación de Clapeyron:

a) Un gas ocupa un volumen de 15 L a 60 °C y 900 mmHg. ¿Qué volumen ocuparía en c.n.?

b) En una bombona de 15 L hay gas helio a 20 °C. Si el manómetro marca 5,2 atm, ¿cuántos gramos de helio hay en la bombona? ¿A qué T estaría el gas si la presión fuera la atmosférica?

c) Una cierta cantidad de aire ocupa un volumen de 10 L a 47 °C y 900 mmHg. Si la densidad del aire es de 1,293 g/L, ¿qué masa de aire hay en el recipiente?

Solución:

SOLUCIONARIO

$$a) \frac{900}{760} \text{ atm} \cdot 15 \text{ L} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V}{273}, \text{ de donde } V = 14,56 \text{ L.}$$

$$b) m = \frac{pVM}{RT} = \frac{5,2 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L} \cdot 4 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}} = 13 \text{ g de He}$$

c) Calculamos los moles partiendo de la ecuación de Clapeyron:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{\frac{900}{760} \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 47) \text{ K}} = 0,45 \text{ moles}$$

Calculamos la masa molecular del aire en las condiciones que nos dan a partir de la densidad aplicando la ecuación:

$$M = \frac{dRT}{p} = \frac{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 320 \text{ K} \cdot 1,293 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{\frac{900}{760} \text{ atm}} = 28,54 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Y sabiendo el nº de moles y su masa molecular calculamos los gramos de aire que hay en el recipiente: $m = nM = 0,45 \cdot 28,54 = 12,84 \text{ g de aire.}$

30> Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: C = 24,24%, H = 4,05%, Cl = 71,71%. Calcula:

a) La fórmula empírica.

b) Su fórmula molecular, sabiendo que 0,942 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 213 mL medidos a 1 atm y 0 °C.

Solución:

$$\%C = \frac{24,24}{12} = 2$$

$$\%H = \frac{4,05}{1} = 4$$

$$\%Cl = \frac{71,71}{35,5} = 2$$

31> Calcula la densidad del etano (C₂H₆) a 710 mmHg de presión y 23 °C.

Solución:

$$d = \frac{pM}{RT} = \frac{\frac{710}{760} \text{ atm} \cdot 30 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 300 \text{ K}} = 1,14 \text{ g/L}$$

32> Resuelve los siguientes ejercicios:

a) Entre dos minerales de fórmulas Cu₅FeS₄ y Cu₂S, ¿cuál es más rico en cobre?

b) De los siguientes fertilizantes indica cuál es más rico en nitrógeno: NH₄NO₃ o (NH₄)₃PO₃.

c) Halla la composición centesimal del arseniato de cobre y del sulfato sódico decahidratado.

Solución:

a) Calculamos las masas moleculares de ambos minerales, que nos da:

- M del $\text{Cu}_5\text{FeS}_4 = 501,3 \text{ g/mol}$.
- M del $\text{Cu}_2\text{S} = 159 \text{ g/mol}$.

Y ahora calculamos los porcentajes de cobre en cada compuesto:

- %Cu en el primer mineral = $\frac{317,5}{501,3} \cdot 100 = 63,3$.
- %Cu en el segundo mineral = $\frac{127}{159} \cdot 100 = 79,9$.

Por tanto el segundo es más rico en cobre que el primero.

b) Haciendo lo mismo que en el caso anterior, tenemos:

- M del $\text{NH}_4\text{NO}_3 = 80 \text{ g/mol}$.
- M del $(\text{NH}_4)_2\text{PO}_3 = 225 \text{ g/mol}$.

Y ahora calculamos los porcentajes de nitrógeno en cada compuesto:

- %N en el primer fertilizante = $\frac{28}{80} \cdot 100 = 35$.
- %N en el segundo fertilizante = $\frac{42}{225} \cdot 100 = 18,6$.

Por tanto es más rico en nitrógeno el nitrato de amonio.

c) La masa molecular del sulfato sódico decahidratado es: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} = 322 \text{ g/mol}$.

- %Na = $\frac{46}{322} \cdot 100 = 14,3$; %S = $\frac{32}{322} \cdot 100 = 9,9$
- %O = $\frac{224}{322} \cdot 100 = 69,6$; %H = $\frac{20}{322} \cdot 100 = 6,2$.

33> Si tenemos 25,0 g de sulfato de aluminio heptahidratado comercial del 92% de pureza, calcula:

a) Cuántos gramos de agua contiene y cuántos gramos de sal anhidra.

b) Qué cantidad de ese sulfato se necesita para obtener 5 gramos de sal anhidra pura.

Solución:

La masa molecular del sulfato de aluminio heptahidratado es: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = 468$.

Y como los 25 gramos tienen una pureza del 92% en realidad tendremos $25 \cdot \frac{92}{100} = 23 \text{ g}$

De esos 23 gramos de muestra tenemos:

$$\text{gramos de H}_2\text{O} = 23 \cdot \frac{126}{268} = 6,19 \text{ g y de sulfato anhidro } 18,81 \text{ gramos}$$

Es decir por cada 25 gramos de sulfato comercial tenemos 18,81 gramos de sal anhidra pura, por tanto si queremos obtener 5 gramos de sal anhidra pura debemos de partir de:

$$5 \text{ g de sal anhidra} \cdot \frac{25 \text{ g de sal comercial}}{18,81 \text{ g de sal anhidra}} = 6,64 \text{ g de sal comercial}$$

34> Sabiendo que la relación de combinación entre cloro y calcio es de 7,1 g de cloro por cada 4,0 g de calcio, calcula las masas de cloro y calcio que hay en 10 g de CaCl_2 .

Solución:

Sabemos que se combinan 7,1 g de Cl con 4 g de Ca para dar 11,1 g de CaCl_2 . Utilizando factores de conversión tenemos:

$$10 \text{ g de CaCl}_2 \cdot \frac{7,1 \text{ g de Cl}}{11,1 \text{ g de CaCl}_2} = 6,40 \text{ g de Cl}$$

$$10 \text{ g de CaCl}_2 \cdot \frac{4 \text{ g de Ca}}{11,1 \text{ g de CaCl}_2} = 3,60 \text{ g de Ca}$$

35> Razona en cuál de las siguientes cantidades habrá un mayor número de átomos:

- a) 20 g de hierro.
- b) 20 g de azufre.
- c) 20 g de oxígeno molecular.
- d) Todas tienen la misma cantidad de átomos.

Solución:

$$a) 20 \text{ g de Fe} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}}{55,8 \text{ g de Fe}} = 2,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

$$b) 20 \text{ g de S} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de S}}{32 \text{ g de S}} = 3,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos de S}$$

$$c) 20 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} = 3,7 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de O}_2} = 7,4 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

d) No, existen mayor número de átomos de oxígeno.

36> De una sustancia pura sabemos que la masa de $2 \cdot 10^{19}$ moléculas es 1,06 mg. ¿Cuál será la masa de 1 mol de esa sustancia?

Solución:

Sabemos que 1 mol de cualquier sustancia tiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, por tanto:

$$\frac{1,06 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{2 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 31,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

37> Una determinada cantidad de aire a la presión de 2 atm y temperatura de 298 K ocupa un volumen de 10 litros. Calcula la masa molecular media del aire, sabiendo que el contenido del mismo en el matraz tiene una masa de 23,6 g.

Solución:

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{23,6 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 298 \text{ K}}{2 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}} = 28,83 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

38> En un recipiente de 1,0 L de capacidad se introduce oxígeno. Al cabo de un rato, medimos la presión, que es de 2,0 atm, cuando la temperatura es 25 °C. ¿Cuál será la presión si introducimos el recipiente en agua a 100 °C?

Solución:

Aplicamos la ecuación de los gases: $\frac{pV}{T} = \frac{p'V'}{T'}$ y a continuación sustituimos valores:

$$\frac{2 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{p' \cdot 1 \text{ L}}{373 \text{ K}} \quad ; \quad \text{de donde } p' = 2,50 \text{ atm}$$

39> Para la obtención de amoníaco hacemos reaccionar hidrógeno y nitrógeno en la proporción 1 L de N_2 con 3 L de H_2 para obtener 2 L de NH_3 . Si realizamos dicha síntesis en c.n. calcula:

- La masa de 1 L de N_2 .
- La masa de 3 L de H_2 .
- La masa de 1 L de NH_3 .
- La relación de masa de combinación del H_2 con el N_2 .

Solución:

22,4 L de N_2 (c.n) tienen una masa de 28 g, por tanto:

$$a) \quad 1 \text{ L de } \text{N}_2 \text{ (c.n.)} \cdot \frac{28 \text{ g de } \text{N}_2}{22,4 \text{ L en c.n.}} = 1,25 \text{ g de } \text{N}_2$$

$$b) \quad 3 \text{ L de } \text{H}_2 \text{ (c.n.)} \cdot \frac{2 \text{ g de } \text{H}_2}{22,4 \text{ L en c.n.}} = 0,27 \text{ g de } \text{H}_2$$

$$c) \quad 1 \text{ L de } \text{NH}_3 \text{ (c.n.)} \cdot \frac{17 \text{ g de } \text{NH}_3}{22,4 \text{ L en c.n.}} = 0,76 \text{ g de } \text{NH}_3$$

d) Puesto que ya hemos calculado la masa de 1 L de N_2 y la de 3 L de H_2 , que es la proporción en la que ambos reaccionan, basta con dividir ambas cantidades para calcular la masa de combinación:

$$\frac{1,25 \text{ g de } \text{N}_2}{0,27 \text{ g de } \text{H}_2} = 4,63$$

También se puede hacer en gramos: 28 g de N_2 (1 mol) se combinan con 6 g de H_2 (3 moles) por lo que la proporción es:

$$\frac{28 \text{ g de } \text{N}_2}{6 \text{ g de } \text{H}_2} = 4,67$$

40> La densidad del aire en c.n. es 1,293 g/L. Determina si los siguientes compuestos son más densos que el aire: H_2 , He, CO, CO_2 , C_4H_{10} . Datos: Masas atómicas H = 1; He= 4; C=12; O = 16.

Solución:

Son más densos el CO_2 y el C_4H_{10} .

Calculamos la densidad de cada uno de ellos y comprobamos cuál de ellas es mayor de 1,29 g/L:

$$d(\text{H}_2) = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,089 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$d(\text{He}_2) = \frac{1 \text{ atm} \cdot 4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,178 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$d(\text{CO}) = \frac{1 \text{ atm} \cdot 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 1,25 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$d(\text{Ar}) = \frac{1 \text{ atm} \cdot 39,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 1,78 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$d(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \frac{1 \text{ atm} \cdot 58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 2,59 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

41> Si tenemos encerrado aire en un recipiente de cristal, al calentarlo a 20 °C la presión se eleva a 1,2 atm. ¿Cuánto marcará el barómetro si elevamos la temperatura a 10 °C?

Solución:

Aplicamos: $\frac{p}{T} = \frac{p'}{T'}$; $\frac{1,2 \text{ atm}}{293 \text{ K}} = \frac{p'}{303 \text{ K}}$ de donde $p' = 1,24 \text{ atm}$.

42> Calcula la densidad del CO₂ en c.n.

Solución:

$$d(\text{CO}_2) = \frac{1 \text{ atm} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 1,965 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

43> Se queman completamente 1,50 g de un compuesto orgánico formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. En la combustión se obtuvieron 0,71 g de agua y 1,74 g de CO₂. Determina las fórmulas empírica y molecular del compuesto si 1,03 g del mismo ocupan un volumen de 350 mL a 20 °C 750 mmHg.

Solución:

La reacción de combustión es: $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z + \text{O}_2 \rightarrow x\text{CO}_2 + y\text{H}_2\text{O}$

Calculamos su masa molecular:

$$M = \frac{m RT}{pV} = \frac{1,03 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}}{\frac{750}{760} \text{ atm} \cdot 0,35 \text{ L}} = 71,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Hemos obtenido 1,74 g CO₂ · $\frac{12 \text{ g de C}}{44 \text{ g CO}_2} = 0,4745 \text{ g de C}$ y 1,266 g de oxígeno

Hemos obtenido 0,71 g H₂O · $\frac{2 \text{ g de H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,079 \text{ g de H}$ y 0,631 g de oxígeno

Todo el C y el H viene del hidrocarburo, por tanto 1,5 – (0,4745 + 0,079) = 0,9465 g de O.

Es decir que en los 1,5 g del compuesto orgánico tenemos:

0,4745 g de C, 0,079 g de H y 0,9465 g de O.

Procedemos ahora como siempre dividiendo por sus masas atómicas:

0,4745/12 = 0,0395 ; 0,079/1 = 0,079 ; 0,9465/16 = 0,0591

Dividimos ahora por el menor y luego multiplicamos por 2 y nos queda:

C₂H₄O₃ cuya masa molecular es 71, por tanto la fórmula molecular es la misma.

44> Sabiendo que la densidad del aire en c.n. es de 1,293g/L, calcula la masa de aire que contiene un recipiente de 25 L, si hemos medido que la presión interior, cuando la

temperatura es de 77 °C, es de 1,5 atm. Calcula, asimismo, el número de moles de aire que tenemos.

Solución:

$$m = 37,81 \text{ g} ; n = 1,306 \text{ moles.}$$

a) Calculamos el volumen de aire encerrado en condiciones normales y para ello aplicamos:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p'V'}{T'} ; \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 28 \text{ L}}{350 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V'}{273 \text{ K}} ; V' = 32,76 \text{ L}$$

Como sabemos la densidad en c.n podemos aplicar la siguiente relación:

$$1,293 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 32,76 \text{ L} = 42,35 \text{ g}$$

La masa molecular de aire es $1,293 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 28,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y por tanto el número de moles será:

$$n = \frac{g}{M} = \frac{42,35 \text{ g}}{28,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,47 \text{ moles}$$

45> A partir de los siguientes datos, determina la fórmula empírica y molecular de:

a) Un hidrocarburo con 82,76% de C; si su densidad en c.n. es de 2,59 g/L.

b) Un hidrocarburo formado por un 85,7% de C; si 651 g contienen 15,5 moles del mismo

c) Un compuesto con 57,1% de C, 4,8% de H y 38,1% de S; si en 10 g hay $3,6 \cdot 10^{22}$ moléculas.

d) Un compuesto con 55% de Cl, 37,2% de C y 7,8%; si 2,8 g del compuesto ocupan un volumen de 1,15 L a 27 °C y 0,93 atm de presión.

Solución:

a) Conocida la densidad podemos hallar la masa molecular $M = 2,59 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Y ahora a partir de los porcentajes calculamos su fórmula empírica:

$$\frac{82,76}{12} = 6,89 ; \frac{17,24}{1} = 17,24 \text{ dividiendo por el menor nos da: C} = 1 \text{ y H} = 2,5.$$

Multiplicamos ahora por 4 y nos queda C_4H_{10} cuya $M = 58 \text{ g/mol}$, por tanto la fórmula empírica coincide con la molecular.

b) Calculamos la $M = \frac{m}{n} = \frac{651 \text{ g}}{15,5 \text{ moles}} = 42 \text{ g/mol}$ y ahora procedemos como siempre:

$$\frac{85,7}{12} = 7,14 ;$$

$$\frac{14,3}{1} = 14,3$$

dividiendo por el menor nos da: $(\text{CH}_2)_n$, que es la fórmula empírica.

Como $14n = 42$, resulta que $n = 3$ por tanto la fórmula molecular será C_3H_6 .

c) Calculamos la $M = 10 \text{ g} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}}{3,6 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}} = 167,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$\frac{57,1}{12} = 4,76 \text{ (C)} ; \frac{4,8}{1} = 4,8 \text{ (H)} ; \frac{38,1}{32} = 1,2 \text{ (S)} \text{ dividimos por el menor y nos queda la}$$

fórmula $\text{C}_4\text{H}_4\text{S}$, que será la fórmula empírica. La fórmula molecular se halla sabiendo que

$84n = 167$ de donde $n = 2$. Por tanto la fórmula molecular será $\text{C}_8\text{H}_8\text{S}_2$.

46> Hacemos reaccionar 1 L de $H_2(g)$ con 1 L de $Cl_2(g)$ para formar 2 L de $HCl(g)$, todos ellos medidos en c.n. Contesta razonadamente si es cierto que:

- a) Existe la misma masa de Cl_2 que de H_2 , y el doble de HCl .
 b) H_2 y Cl_2 tienen el mismo volumen y HCl el doble.
 c) Todos tienen igual número de moléculas.

Solución:

La ecuación estequiométrica ajustada es: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2 HCl$.

- a) Incorrecto; la masa de cloro y de hidrógeno son diferentes, pues lo es su masa molecular
 b) Correcto; el volumen si es igual el de H_2 que el de Cl_2 y éstos a su vez la mitad que el de HCl .
 c) Incorrecto; el número de moléculas está en relación directa con el número de moles y con el volumen. Así, 22,4 L de Cl_2 o de H_2 tienen el mismo número de moléculas, al igual que 1 mol de Cl_2 o 1 mol de H_2 . Ahora bien como existe el doble de litros de HCl que de Cl_2 y de H_2 no puede haber el mismo número de moléculas de las tres especies, habrá por tanto el doble de moléculas de HCl .

47> Copia en tu cuaderno la siguiente tabla y complétala:

| | | |
|--------------------------------------|--|-----|
| Masa inicial de cloro (g) | 10,0 | 92 |
| Masa inicial de sodio (g) | 10,0 | |
| Masa formada de cloruro de sodio (g) | 16,5 | 234 |
| Masa de cloro sobrante (g) | 0 | |
| Masa de sodio sobrante (g) | 3,5 | 0 |
| Relación: g cloro / g sodio | $\frac{10 \text{ g}}{6,5 \text{ g}} = 1,538$ | |
| % de cloro | 60,6 | |
| % de sodio | 39,4 | |

Solución:

| Masa inicial de cloro (g) | Masa inicial de sodio (g) | Masa formada de cloruro de sodio | Masa de cloro sobrante | Masa de sodio sobrante | Relación: g cloro / g sodio | % de cloro | % de sodio |
|---------------------------|---------------------------|----------------------------------|------------------------|------------------------|---|------------|------------|
| 10,0 | 10,0 | 16,5 | 0 | 3,5 | $\frac{10 \text{ g}}{6,5 \text{ g}} = 1,54$ | 60,6 | 39,4 |
| 150 | 92 | 234 | 8 | 0 | $92 \text{ g} = 1,54$ | 60,6 | 39,4 |

De la reacción ajustada se deduce que: 23 g de Na reaccionan con 35,5 g de Cl para formar 58,5 g de NaCl.

Por tanto aplicamos la relación: $34 \text{ g NaCl} \cdot \frac{23 \text{ g de Na}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 92 \text{ g Na}$

Y ahora con los 92 gramos de Na reaccionaran: $92 \text{ g de Na} \cdot \frac{35,5 \text{ g de Cl}}{23 \text{ g Na}} = 142 \text{ g de Cl}$

Por tanto sobrarán 8 gramos de cloro.

48> Se dispone de tres recipientes que contienen 1 L de CH_4 gas, 2 L de N_2 gas y 15 L de O_2 gas, respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Indica razonadamente:

- Cuál contiene mayor número de moléculas.
- Cuál contiene mayor número de átomos.
- Cuál tiene mayor densidad.

Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

Solución:

| CH ₄ | N ₂ | O ₂ |
|-----------------|----------------|----------------|
| 1 L | 2 L | 15 L |

Si las condiciones de presión y temperatura son idénticas, en un volumen V tendríamos el mismo número de moléculas, aunque los gases fueran diferentes. Por tanto, en el primer recipiente tendríamos la mitad de moléculas de amoníaco que de nitrógeno, pues el volumen del segundo recipiente es el doble que el primero; y por el mismo razonamiento, en el tercer recipiente tendríamos 15 veces más moléculas de oxígeno que de amoníaco y 7,5 veces más moléculas de oxígeno que de nitrógeno. Si lo queremos hacer con números, supondremos unas condiciones iguales para los tres recipientes, por ejemplo las c.n., tendríamos:

$$1 \text{ L de } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_4}{22,4 \text{ L de } \text{CH}_4} = 0,0446 \text{ moles de } \text{CH}_4$$

$$0,0446 \text{ moles de } \text{CH}_4 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CH}_4}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} = 2,65 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{CH}_4$$

$$2 \text{ L de } \text{N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_4}{22,4 \text{ L de } \text{CH}_4} = 0,089 \text{ moles de } \text{N}_2$$

$$0,089 \text{ moles de } \text{N}_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{N}_2}{1 \text{ mol de } \text{N}_2} = 5,37 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{N}_2$$

$$15 \text{ L de } \text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{22,4 \text{ L de } \text{O}_2} = 0,67 \text{ moles de } \text{O}_2$$

$$0,67 \text{ moles de } \text{O}_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = 4,03 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{O}_2$$

Los átomos los podríamos obtener sin más que aplicar la relación:

$$0,0446 \text{ moles de } \text{CH}_4 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CH}_4}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} = \frac{5 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de } \text{CH}_4} = 1,34 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$0,089 \text{ moles de } \text{N}_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{N}_2}{1 \text{ mol de } \text{N}_2} = \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de } \text{N}_2} = 1,07 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$0,67 \text{ moles de } \text{O}_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = \frac{5 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de } \text{O}_2} = 8,06 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Para calcular la densidad aplicaremos la ecuación:

$$d = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (L)}}, \text{ es decir,}$$

$$0,0446 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{16 \text{ g de CH}_4}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{1}{1 \text{ L}} = 0,71 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$0,089 \text{ g de N}_2 \cdot \frac{28 \text{ g de N}_2}{1 \text{ mol de N}_2} \cdot \frac{1}{2 \text{ L}} = 1,25 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$0,67 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{1}{15 \text{ L}} = 1,43 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

49> Un frasco de 1,0 L de capacidad está lleno de dióxido de carbono gaseoso a 27 °C. Se hace vacío hasta que la presión del gas es 10 mmHg. Indica razonadamente:

a) Cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el frasco.

b) Cuántas moléculas hay en el frasco.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; masas atómicas: C=12; O = 16.

Solución:

a) En primer lugar calculamos los gramos de carbono gaseoso en las condiciones dadas aplicando la ecuación de Clapeyron:

$$pV = nRT \quad pV = \frac{m}{M}RT, \quad \text{de donde}$$

$$m = \frac{pVM}{RT} = \frac{10 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ L} \cdot 44 \text{ g/mol}}{760 \text{ atm/mmHg} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 300 \text{ K}} = 0,023 \text{ g}$$

$$b) 0,023 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 3,1 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}$$

50> La nicotina es un alcaloide compuesto por un 74% de carbono, un 8,7% y un 17,3% de nitrógeno. Calcula qué porcentaje de los átomos de nicotina son átomos de carbono.

Solución:

$$\text{C: } \frac{74}{12} = 6,166 \text{ moles; } \frac{6,166}{1,23} = 5$$

$$\text{H: } \frac{8,7}{1} = 8,7 \text{ moles; } \frac{8,7}{1,23} = 7,07$$

$$\text{N: } \frac{17,3}{14} = 1,23 \text{ moles; } \frac{1,23}{1,23} = 1$$

es decir, $\text{C}_5\text{H}_7\text{N}$

$$\% \text{ de átomos de carbono } \% \text{ de átomos de C} = \frac{5}{13} \cdot 100 = 38,5\%$$