

Actividades

1. Utilizando la Tabla 3.1, si calentamos una mezcla que contiene 8,00 gramos de hierro con 5,00 gramos de azufre: a) ¿Qué elemento quedará sin reaccionar y cuál lo hará completamente? b) ¿Cuántos gramos del elemento que no reacciona completamente quedarán sin reaccionar? c) ¿Qué masa de sulfuro de hierro se forma?

Solución:

De la tabla 3.1 deducimos que 1 g de Fe reacciona con 0,57 g de S. Por tanto haciendo una simple proporción, nos queda: $\frac{1 \text{ g de Fe}}{0,57 \text{ g de S}} = \frac{8 \text{ g de Fe}}{x \text{ g de S}}$ $x = 4,56 \text{ g de S}$

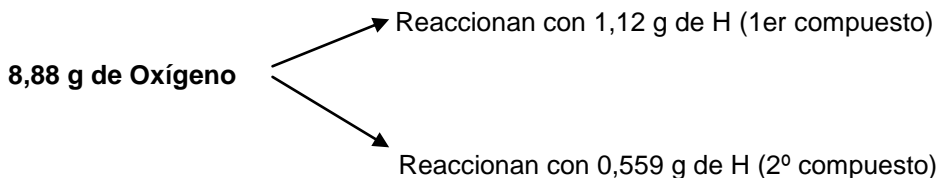
Por tanto los gramos de FeS formados serán: $8 + 4,56 = 12,56 \text{ g de FeS}$. El azufre no reacciona completamente y quedan sin reaccionar: $5 \text{ g} - 4,56 \text{ g} = 0,44 \text{ g de S}$

2. Siempre que el oxígeno y el hidrógeno reaccionan en condiciones normales se obtiene agua; pero en condiciones extremas, sometidos a una fuerte descarga eléctrica, se puede obtener sin dificultad agua oxigenada. La primera contiene 11,2 % de hidrógeno, mientras que la segunda contiene 5,93 % de hidrógeno. Demuestra que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Solución:

Con los porcentajes que nos dan, si tomamos como base de cálculo 10 gramos de ambos compuestos, en el primer caso, 1,12 gramos de hidrógeno reaccionan con 8,88 gramos de oxígeno. En el segundo caso, 0,593 gramos de hidrógeno reaccionan con 9,407 gramos de oxígeno.

Calculamos los gramos de hidrógeno de ambos compuestos que reaccionaran frente a una cantidad común de oxígeno, por ejemplo 8,88 gramos:



Ya que: de donde $x = 0,559 \text{ g}$

De donde se deduce que: por tanto: H_2O y H_2O_2

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

3. Se plantean las siguientes reacciones químicas: a) Se hacen reaccionar 6 L de nitrógeno con 10 L de hidrógeno en las condiciones ideales para formar amoníaco. Razona la composición de la mezcla final a partir de los resultados experimentales obtenidos por Gay-Lussac. b) Se hacen reaccionar 10 litros de hidrógeno con 10 litros de oxígeno para formar agua. Razona la composición de la mezcla final a partir de los resultados experimentales obtenidos por Gay-Lussac.

Solución:

a) Con 6 L de N₂ nos harían faltan 18 L de H₂, pero como solo tenemos 10 L de H₂ el razonamiento que debemos hacer ha de partir de esos 10 L de H₂, por tanto:

Con 10 L de H₂ reaccionaran $10/3 = 3,33$ L de N₂ y la mezcla final tendrá: 13,33 L de NH₃ y $6 - 3,33 = 2,67$ L de N₂ que no habrán reaccionado.

b) Con 10 L de H₂ reaccionaran 5 litros de O₂ dando 15 L de H₂O. Además, en la mezcla final habrá $10 - 5 = 5$ L de O₂ que no habrán reaccionado.

4. Sabemos que 40 una es la masa del átomo de calcio. Calcula: a) La masa en gramos de 1 átomo de Ca. b) ¿Cuál de las siguientes cantidades tienen mayor número de átomos? 40 g de Ca; 0,20 moles de Ca; $5 \cdot 10^{23}$ átomos de Ca.

Solución:

Calculamos los gramos que tiene un átomo de Ca. Para ello sabemos que un mol de átomos de Ca tiene una masa de 40 gramos, por tanto:

$$a) 1 \text{ atm de Ca} \cdot (40 \text{ g de Ca}) / [6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}] = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$b) 40 \text{ g Ca} = 1 \text{ mol de Ca} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}$$

$$0,20 \text{ mol Ca} = 0,20 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ca}$$

$$c) 5 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}$$

Por tanto, tiene mayor número de átomos de Ca, 40 g Ca

5. Si tenemos en cuenta que 56 una es la masa del átomo de hierro, calcula: a) La masa atómica en gramos de 1 átomo de Fe. b) Cuál de las siguientes cantidades tiene mayor número de átomos de Fe: 56 gramos, 0,20 moles o $5 \cdot 10^{23}$ átomos.

Solución:

$$a) 1 \text{ atm de Fe} \cdot \frac{56 \text{ g de Fe}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}} = 9,30 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$b) 56 \text{ g Fe} = 1 \text{ mol de Fe} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

$$0,20 \text{ moles de Fe} = 0,20 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

$$5 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

Por tanto, tiene mayor número de átomos 56 g de Fe

6. Responde a las siguientes cuestiones: a) ¿En cuál de las siguientes cantidades de los elementos que se enumeran a continuación existe un mayor número de moles: 100 g de hierro, 100 gramos de oxígeno molecular, 100 gramos de cinc o 100 gramos de níquel? b) ¿Y un mayor número de átomos?

Solución:

Calculamos los moles de cada cantidad:

$$\text{a) } 100 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{56 \text{ g de Fe}} = 1,78 \text{ moles de Fe} \quad \text{y} \quad 1,07 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Fe}$$

$$100 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} = 3,12 \text{ moles de O}_2 \quad \text{y} \quad 1,88 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de O}_2.$$

Y, dado que cada molécula de O₂ está compuesta por 2 átomos de O, $3,76 \cdot 10^{24}$ átomos de O.

$$100 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,4 \text{ g de Zn}} = 1,53 \text{ moles de Zn} \quad \text{y} \quad 9,21 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Zn}$$

$$100 \text{ g Ni} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ni}}{58,7 \text{ g de Ni}} = 1,70 \text{ moles de Ni} \quad \text{y} \quad 1,026 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Ni}$$

b) Hay un mayor nº de átomos en los 100 g de oxígeno

7. Completa el siguiente cuadro suponiendo que la temperatura es constante:

| Experiencia | p (atm) | V (L) | p · V |
|-------------|---------|-------|-------|
| 1 | 3 | 4 | 12 |
| 2 | 1 | 12 | 12 |
| 3 | 6 | 2 | 12 |

¿Qué relación existe entre el volumen y la presión?

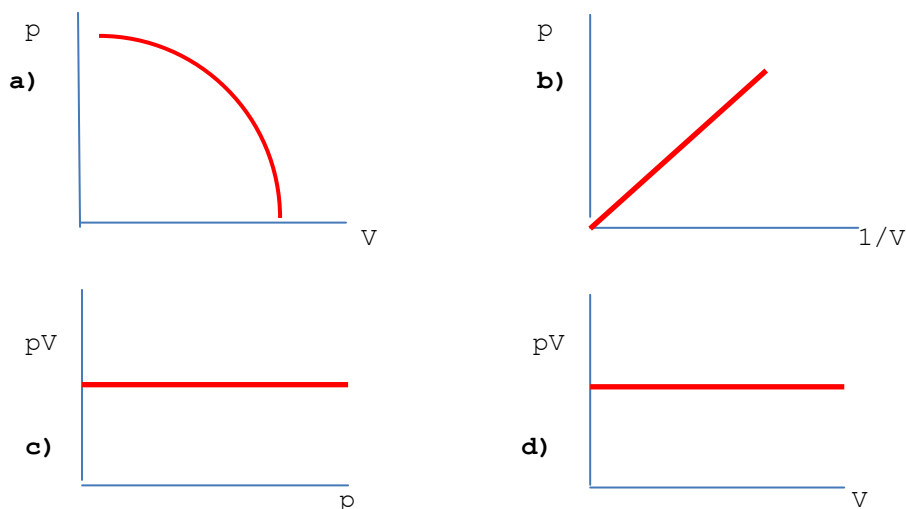
Solución:

Al aumentar la presión disminuye el volumen, de manera que siempre se ha de cumplir que el producto $p \cdot V = \text{cte}$. De la Experiencia 3 deducimos que el producto $p \cdot V$ es 12, por tanto en la Experiencia 1 el volumen en litros debe ser 4; igualmente deducimos que en la Experiencia 2 el V debe ser 12. Finalmente, en la Experiencia 3 los valores de la p pueden

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

ser 2, 4, 6 o 12 ya que el 3 y el 1 están ya en las experiencias anteriores. Si por ejemplo eligiéramos el 4, el valor de V sería 3. También podría ser la presión cualquier valor real positivo, incluso mayor que 12. El volumen sería entonces $12/p$

8. Construye las siguientes representaciones gráficas de la Tabla 3.4: a) p (ordenadas) y V (abscisas). b) p (ordenadas) y 1/V (abscisas). c) p V (ordenadas) y V (abscisas). d) p V (ordenadas) y p (abscisas). ¿Qué conclusiones obtienes?



9. Copia en tu cuaderno y completa la siguiente tabla:

| Experiencia | P (mm Hg) | V (L) | T(K) |
|-------------|--------------|-------------|------|
| 1 | 760 | 10 | 273 |
| 2 | 208,8 | 40 | 300 |
| 3 | 400 | 22,5 | 323 |

Solución:

Utilizamos la ecuación: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$ y de ahí obtenemos $p = 208,8$ mm Hg y $V = 22,5$ L que completan la tabla.

10. Sabiendo que un gas a 1,5 atm y 290 K tiene una densidad de 1,178 g/L, calcula su masa molecular.

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Solución:

Aplicamos la ecuación: $p \cdot M = d \cdot R \cdot T$ obtenida a partir de la ecuación general de los gases ideales $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $1,5 \cdot M = 1,178 \cdot 0,082 \cdot 290$ de donde **M = 18,67**

11. Calcula la densidad del metano (CH₄) a 700 mmHg y 75 °C.

Solución:

De la misma ecuación pero despejando d, obtenemos:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{\frac{700}{760} \text{ atm} \cdot 16 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 75) \text{ K}} ; \text{ de donde } d = 0,52 \text{ g/L}$$

12. Calcula el número de moléculas de CO₂ que habrá en 10 L del mismo gas medidos en condiciones normales.

Solución:

En 22,4 L (1 mol) existen $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO₂, por tanto, en 10 L existirán:

$$10 \text{ L de CH}_4 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2}{22,4 \text{ L de CO}_2} = 2,69 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2$$

13. Calcula la masa en gramos de un mol de SO₂ sabiendo que exactamente 5 cm³ de dicho gas, medidos en condiciones normales, tienen una masa de 0,01428 g.

Solución:

$5 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ L}$; como sabemos que: 1 mol ocupa 22,4 L en c.n.

$$\frac{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot 0,01428 \text{ g}}{5 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 63,97 \text{ g/mol}$$

14. La masa de 1,20 mg de una sustancia gaseosa pura equivale a $1,20 \cdot 10^{19}$ moléculas. Calcula la masa en gramos de 1 mol de dicha sustancia.

Solución:

Tenemos 0,00120 gramos y sabemos que 1 mol contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.

$$\text{Por tanto: } \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \frac{6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} \cdot 0,00120 \text{ g}}{1,2 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}} = 60,23$$

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

15. Se introducen, en un recipiente de 5,0 L, 10 gramos de alcohol etílico (C₂H₅OH) y 10 gramos de acetona (C₃H₆O) y posteriormente se calienta el reactor a 200 °C, con lo cual ambos líquidos pasan a la fase gaseosa. Calcula la presión en el interior del reactor, suponiendo comportamiento ideal, y la presión parcial de cada componente.

Solución:

Aplicamos la ecuación $p_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V}$; $p_T = \frac{\left(\frac{10}{46} + \frac{10}{58}\right) \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot (273 + 200) \text{ K}}{5 \text{ L}} = 3,02 \text{ atm}$

Aplicando la misma ecuación para cada uno de los componentes de la mezcla gaseosa, obtendremos unas presiones parciales de 1,71 atm y 1,31 atm de alcohol etílico y acetona, respectivamente.

16. Calcula la composición centesimal de la molécula de propano (C₃H₈).

Solución:

La masa molecular de una molécula de propano (C₃H₈) = 44, por tanto:

$$\frac{44 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{100 \%} = \frac{36 \text{ g de C}}{\% \text{ de C}} \quad ; \quad \text{de donde } \% \text{ de C} = 81,8$$

$$\frac{44 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{100 \%} = \frac{8 \text{ g de H}}{\% \text{ de H}} \quad ; \quad \text{de donde } \% \text{ de H} = 18,2$$

17. Calcula los gramos de plata que podrías obtener de 50,0 g de nitrato de plata.

Solución:

La masa molecular del nitrato de plata (AgNO₃) es = 107,8 + 14 + 48 = 169,8.

Lo que significa que en 169,8 g de AgNO₃ hay 107,8 g de Ag.

Por tanto: $50 \text{ g de AgNO}_3 \cdot \frac{107,8 \text{ g de Ag}}{169,8 \text{ g de AgNO}_3} = 31,7 \text{ g de Ag}$

18. Calcula la fracción molar de cada uno de los componentes de una disolución que se ha preparado mezclando 90 gramos de alcohol etílico (C₂H₅OH) y 110 gramos de agua.

Solución:

Calculamos el n° de moles de soluto (alcohol) y disolvente (agua)

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

$$n_s = 90/46 = 1,96 \text{ moles de } C_2H_6O$$

$$n_d = 110/18 = 6,11 \text{ moles de } H_2O$$

Por tanto las fracciones molares serán: $X_s = \frac{1,96}{1,96+6,11} = 0,24$; $X_d = \frac{6,11}{1,96+6,11} = 0,76$

19. Calcula la fracción molar de agua y alcohol etílico en una disolución preparada agregando 50 gramos de alcohol etílico y 100 gramos de agua.

Solución:

Igual que en el caso anterior

$$n_s = 50/46 = 1,08 \text{ moles de } C_2H_6O \text{ (redondeo)}$$

$$n_d = 100/18 = 5,55 \text{ moles de } H_2O$$

Por tanto las fracciones molares serán:

$$X_s = \frac{1,08}{1,08+5,55} = 0,16 \quad ; \quad X_d = \frac{5,55}{1,95+6,11} = 0,84$$

20. Una disolución de hidróxido de sodio en agua que contiene un 25 % de hidróxido tiene una densidad de 1,25 g/mL. Calcula su molaridad y su normalidad.

Solución:

Tomamos 1 litro de la disolución:

$$1000 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,25 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{25 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g de disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} = \mathbf{7,8 \text{ M}}$$

$$M = N \cdot \text{val} = 7,8 \cdot 1 = \mathbf{7,8 \text{ N}}$$

21. ¿Cuántos gramos por litro de hidróxido de sodio hay en una disolución 0,60 N?

Solución:

Una disolución de NaOH 0,6 N quiere decir que existen 0,6 equivalentes de NaOH por litro de disolución, por tanto y aplicando la definición de equivalente:

$$\text{Eq-g} = \frac{g}{\text{Pe}} = \frac{g \cdot \text{val}}{M} \quad ; \quad g = \frac{N^{\circ} \text{eq-g} \cdot M}{\text{val}} = \frac{0,6 \cdot 40}{1} = \mathbf{24 \text{ g}}$$

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

22. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico del 26% de riqueza y densidad 1,19 g/mL?

Solución:

Tomamos 1 L de la disolución de H₂SO₄

$$1000 \text{ mL disol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,19 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{26 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \mathbf{3,16 \text{ M}}$$

23. El alcanfor puro tiene un punto de fusión de 178 °C y una constante crioscópica de 40 °C kg mol⁻¹. La disolución resultante de añadir 2 gramos de un soluto no volátil a 10 gramos de alcanfor congela a 158 °C. Calcula la masa molecular del soluto añadido.

Solución:

Aplicamos la ecuación: $\Delta t = K_c \cdot m$; $178 - 158 \text{ °C} = 40 \frac{\text{°C} \cdot \text{Kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{2 \text{ g}}{0,010 \text{ Kg}}$

$$20 \text{ °C} = 40 \frac{\text{°C} \cdot \text{Kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{2 \text{ g}}{0,010 \text{ Kg}} \text{ de donde } M = 400 \text{ g/mol}$$

24. Tenemos 100 mL de una disolución acuosa que contiene 2,5 gramos de un polisacárido. Dicha disolución a 25 °C, ejerce una presión osmótica de 23,9 mm Hg. El polisacárido tiene la siguiente fórmula empírica (C₆H₁₀O₅)_n. Calcula la masa molecular del polisacárido y su fórmula molecular.

Solución:

Aplicamos la ecuación: $\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $\pi \cdot V = \frac{g}{M} \cdot R \cdot T$; $M = \frac{g \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V}$

$$M = \frac{2,5 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{\frac{23,9}{760} \text{ atm} \cdot 0,1 \text{ L}} = \mathbf{1943 \text{ g/mol}}$$

$M (\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n = 1943$; $(12 \cdot 6 + 1 \cdot 10 + 16 \cdot 5) \cdot n = 1943 \rightarrow n = 12$

Su fórmula molecular será C₇₂H₁₂₀O₆₀

Actividades finales

Lectura: Las propiedades de los gases y su aplicación con la variación de la presión

1. ¿Qué consecuencias tiene el descenso de presión en los alpinistas?

Solución:

Debido a la baja presión existente, puede tener lugar el llamado "mal de altura" que consiste, en definitiva, en un déficit de oxígeno en sangre, denominado "hipoxia" que puede provocar dolor de cabeza, cansancio e incluso la aparición de edemas pulmonares y cerebrales, pudiendo conducir finalmente a la muerte del alpinista. Para evitar este efecto, siempre que se vaya a subir a alturas superiores a los 5000 metros, conviene realizar un periodo de adaptación progresiva a la altura de al menos 2-3 semanas.

2. ¿Por qué se habla de «ascenso sin oxígeno» en el mundo del montañismo?

Solución:

Precisamente por este déficit de oxígeno en la sangre que se da a alturas elevadas.

3. ¿Por qué se utilizan en submarinismo botellas de helio y oxígeno?

Solución:

Para evitar los trombos debido a las burbujas de nitrógeno que se producen al disminuir la presión y que producen embolias causantes de la muerte de muchos buzos, ello posibilita una presión de vapor 5 veces menor que con la mezcla de nitrógeno y oxígeno, que hace que la disolución del oxígeno en la sangre sea menor, por lo que no se produce los efectos negativos de una mayor concentración del oxígeno en la sangre, como son: cefaleas, náuseas, irritabilidad y, llegado el caso, violentas contracciones musculares.

4. ¿Has oído hablar del nitrox? Investiga qué es y cuáles son sus ventajas e inconvenientes.

Solución:

El nitrox es una mezcla gaseosa respirable de nitrógeno y oxígeno cuya proporción es distinta de la del aire (79% N_2 y 21% O_2); en este caso su proporción en O_2 es mayor, llegando al 34% de O_2 y 66% de N_2 .

El **principal beneficio** de bucear con aire enriquecido en oxígeno es la disminución del contenido de nitrógeno en la botella. Esto permite retardar considerablemente el tiempo de saturación de nitrógeno. Comparado con el aire comprimido estándar, el nitrox usado como mezcla de fondo permite alcanzar mayores tiempos de inmersión sin necesidad de realizar paradas de descompresión. Un inconveniente es que el no respetar los límites de profundidad al bucear con aire enriquecido incrementa el riesgo de muerte por el efecto tóxico del oxígeno.

EL ALUMNO DEBE HACER UN TRABAJO DE INVESTIGACIÓN SOBRE ESTE TEMA MUY CIENTIFICO, INTERDISCIPLINAR Y FORMATIVO.

Laboratorio

1. ¿Ha variado la masa cuando se ha producido la reacción química?

Solución:

Se ha comprobado que eso no ocurre mirando la balanza.

2. Repite la experiencia con distintas cantidades de vinagre y de $NaHCO_3$. ¿Qué observas?

Solución:

Que la masa total nunca varía cuando se produce la reacción.

Problemas propuestos

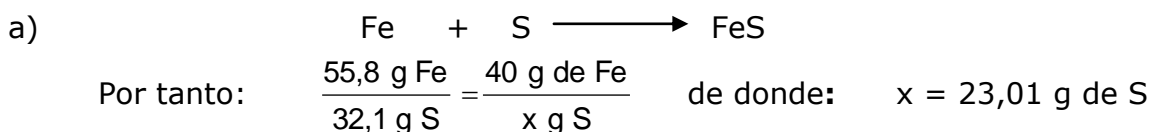
Leyes ponderales de las combinaciones químicas

1. En la formación de sulfuro de hierro (II) (FeS) reaccionan 32 gramos de azufre por cada 55,8 gramos de hierro. a) Si se hacen reaccionar 30 gramos de azufre con 40 gramos de hierro. ¿Cuántos gramos de FeS se formarán?. b) ¿Cuántos gramos de Fe y de S se necesitan para obtener 100 gramos de FeS ?

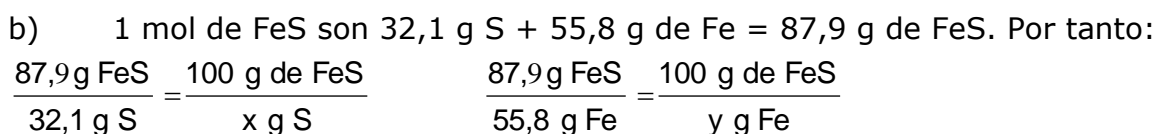
3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Solución:

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



De donde $x = 36,5 \text{ g de S}$ e $y = 63,5 \text{ g de Fe}$ que suman los 100 g de FeS.

2. Cuando dejamos a la intemperie un clavo de hierro cuya masa es de 2,24 gramos 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?

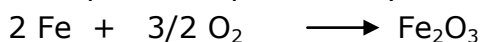
b) ¿Se ha oxidado el clavo completamente?

c) ¿Cuál sería su masa si el clavo se hubiera oxidado completamente a Fe_2O_3 ?

Solución:

a) Porque al oxidarse ha pasado de ser un elemento (Fe) a ser un compuesto, un óxido, 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: $2,24 \text{ g de Fe} \cdot \frac{3/2 \cdot 32 \text{ g de O}}{2 \cdot 56 \text{ g de Fe}} = 0,96 \text{ g de O}$

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 muestras de óxido de magnesio se obtienen los siguientes resultados: en la primera muestra 1,700 gr de Mg y 1,119 gr de

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

oxígeno; en la segunda, 2,400 gramos de Mg y 1,579 gr de oxígeno. Comprueba si se verifica o no la ley de las proporciones definidas.

Solución:

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

$$\left. \begin{array}{l} \text{1er óxido: } \frac{1,700 \text{ g Mg}}{1,119 \text{ g de O}} = 1,52 \\ \text{2º óxido: } \frac{2,400 \text{ g Mg}}{1,579 \text{ g de O}} = 1,52 \end{array} \right\} \text{Ambas muestras de óxido de magnesio tienen la misma proporción entre el Mg y el O.}$$

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 Oxígeno reaccionarán $\frac{2,35 \text{ g Ca}}{0,94 \text{ g de O}} = \frac{x \text{ g Ca}}{1 \text{ g de O}}$; $x = 2.5 \text{ g de Ca}$

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

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

5. Sabiendo que cobre y azufre reaccionan para formar sulfuro de cobre(II) en la proporción de 1 gramo de Cu por cada 0,504 gramos de azufre. ¿Cuántos gramos de sulfuro de cobre obtendremos si mezclamos 15 gramos de S con 15 gramos de Cu?

Solución:

De los datos obtenemos:

$$\frac{1 \text{ g de Cu}}{0,504 \text{ g de S}} = \frac{15 \text{ g de Cu}}{x \text{ g de S}} \quad x = 7,56 \text{ g de S}$$

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

6. En el CsCl, la relación entre el cloro y el cesio es de 2 gramos de cloro por cada 7,5 gramos de cesio. ¿Cuántos gramos de cada elemento hay en 50 gramos 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:

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

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

7. Se combinan 10 gramos de estaño con 5,98 gramos de cloro para obtener un cloruro de estaño. En condiciones distintas, 7 gramos de estaño se combinan con 8.37 gramos 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

5,98 g de Cl (1^{er} cloruro)

$$\frac{7 \text{ g de Sn}}{8,37 \text{ g de Cl}} = \frac{10 \text{ g de Sn}}{x \text{ g de Cl}} \quad x = 11,95 \text{ g de Cl (2º cloruro)}$$

Ambos están en relación: $5,98/11,95 = 0,5$; relación 1: 2

Leyes de los volúmenes de combinación. Hipótesis de Avogadro. Concepto de molécula. MOL

8. 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.

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

Solución:

$$a) \text{ Aplicamos la ecuación: } M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{3,17 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 71 \text{ g}$$

$$b) \text{ De nuevo aplicamos: } M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{2,4 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 57,7 \text{ g}$$

$$c) \quad M = \frac{g \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{2 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 290 \text{ K}}{1,8 \text{ atm} \cdot 0,6 \text{ L}} = 44 \text{ g}$$

9. Realiza los siguientes cálculos numéricos:

- Atomos 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 gramo)
- Las moléculas de gasolina (C_8H_{18}) que hay en un depósito de 40 litros ($d = 0,76 \text{ g/mL}$)
- Los gramos de calcio que hay en 60 gramos 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:

$$a) 0,25 \text{ moles } \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de } \text{K}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } \text{K}_2\text{SO}_4} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$b) M(\text{CH}_4) = 16; \text{ por tanto: } 5 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{CH}_4 \cdot \frac{16 \text{ g de } \text{CH}_4}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CH}_4} = 1,33 \text{ g}$$

$$c) 1/20 = 0,05 \text{ ml/gota} = 0,05 \text{ g/gota};$$

$$0,05 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}} = 1,67 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O}$$

$$d) 40 \text{ L} \cdot 0,76 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de gasolina/mol}}{114 \text{ g gasolina/mol}} = 1,6 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de gasolina}$$

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

$$f) 0,00273 \text{ g} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}}{1,75 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}} = 94 \text{ g/mol}$$

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

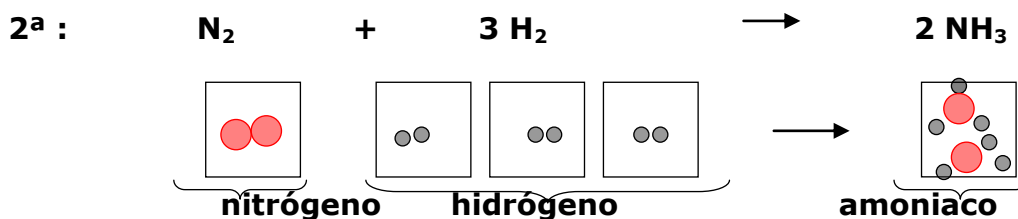
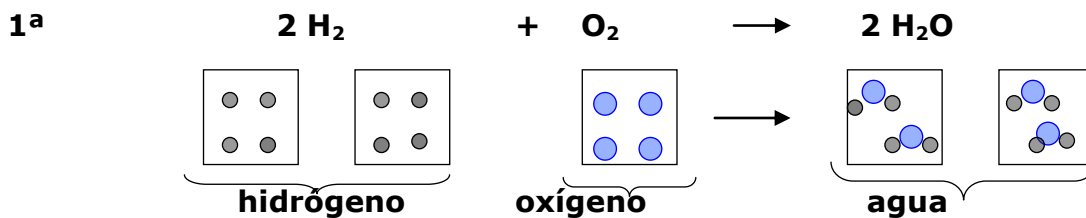
- Cuántos gramos de H_2S existen en esos 3 moles.
- El nº de moléculas de H_2S que forman los 3 moles.
- Los moles de H_2 y de S que tenemos en los 3 moles de H_2S .

Solución:

- 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.
- Un mol son $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2S y en los 3 moles habrá $18,06 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- 3 moles de H_2 y 3 moles de S .

11. 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:



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.

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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 H₂O es igual al de H₂. Lo correcto debería ser: $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$

En la segunda representación el volumen de amoníaco debe ser el doble que el de nitrógeno y no igual.

12. ¿Dónde crees que existirán más moléculas, en 15 gramos de H₂ o en 15 gramos de O₂? Justifica la respuesta.

Solución:

Un mol de H₂ tiene una masa de 2 gramos, por tanto en 15 moles de H₂ habrá 7,5 moles. En el caso del O₂, 1 mol son 32 gramos, eso quiere decir que en 15 gramos de O₂ habrá menos de 0,5 moles. Por tanto como en 1 mol de cualquier gas existen $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, habrá más moléculas en 15 gramos de H₂.

13. ¿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: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$

La estequiometría de la reacción nos dice que por cada molécula de Cl₂ obtendremos 2 moléculas de HCl. Es decir, que con $6 \cdot 10^{22}$ moléculas de Cl₂, 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 los gases ideales y nos queda:

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

14. Calcula los gramos de amoníaco que podrías obtener con 10 L de N₂ medidos en c.n.

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

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

15. 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:

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

Leyes de los gases

16. A partir de la ecuación de Clapeyron demuestra que: $p \cdot M = d \cdot R \cdot T$, siendo M la masa del mol y d la densidad.

Solución:

Partimos de $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ y como $n = m(\text{g})/M$, por tanto: $p \cdot V = m(\text{g})/M \cdot R \cdot T$ y ahora agrupamos términos: $p \cdot M = \frac{m(\text{g})}{V} \cdot R \cdot T$ y como $m(\text{g})/V$ es la densidad, nos queda: $p \cdot M = d \cdot R \cdot T$

17. Diez litros de un gas medidos en condiciones normales, ¿qué volumen ocuparán si cambiamos las condiciones a 50 °C y 4 atmósferas de presión?

Solución:

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

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

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

18. En un matraz de 5 L, hay 42 gramos de N_2 a 27 °C. Se abre el recipiente hasta que la presión de éste 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 temperatura deberíamos poner el recipiente para igualar la presión inicial?

Solución:

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

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

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

Como teníamos 42 gramos y ahora han quedado 5,69, habrán salido $42 - 5,69 = 36,31 \text{ g}$

b) Partimos de la presión inicial: $7,38 \text{ atm} = \frac{5,69 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot T}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 5 \text{ L}}$ de donde $T = 443 \text{ K} \rightarrow 170 \text{ °C}$

19. En un matraz cerrado de 0,5 litros de capacidad, introducimos 1,225 gramos 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 gramos. Si sabemos que la presión a la que se realiza la experiencia es de 742 mmHg, calcula la masa molecular de la acetona.

Solución:

$$M = \frac{m(\text{g}) \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{0,925 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 373 \text{ K}}{\frac{742}{760} \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}} = 57,96 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

20. En una bombona de introducen 0,21 moles de N_2 , 0,12 moles de H_2 y 2,32 moles de NH_3 . Si la presión total es de 12,4 atm. ¿Cuál es la presión parcial de cada componente?

Solución:

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Aplicamos la ecuación $p_i = X_i \cdot P_T$ a cada gas y hallamos el n°_T de moles $0,21+0,12+2,32 = 2,65$

$$P_{N_2} = \frac{0,21}{2,65} \cdot 12,4 = 0,98 \text{ atm} \quad ; \quad P_{H_2} = \frac{0,12}{2,65} \cdot 12,4 = 0,56 \text{ atm} \quad ; \quad P_{NH_3} = \frac{2,32}{2,65} \cdot 12,4 = 10,86 \text{ atm}$$

21. En condiciones normales de p y T, 1 mol de NH₃ ocupa 22,4 L y contiene 6,02·10²³ moléculas. Calcula:

- ¿Cuántas moléculas habrá en 37 g de amoníaco a 142 °C y 748 mm de Hg?
- ¿Cuál es la densidad del amoníaco a 142 °C y 748 mm de Hg?

Solución:

a) Para calcular el n° de moléculas nos basta exclusivamente el n° de gramos independientemente de las condiciones de p y T. Por ello:

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

b) Para calcular la densidad del amoníaco en las condiciones dadas en el problema utilizaremos la ecuación de Clapeyron: $p \cdot V = m(g)/M \cdot R T$ como $d = \frac{m}{V}$

$$\text{Por tanto: } d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{\frac{748}{760} \text{ atm} \cdot 17 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 415 \text{ K}} = 0,49 \text{ g/L}$$

22. Resuelve los siguientes ejercicios referidos a la ecuación de Clapeyron:

- Un gas ocupa un volumen de 15 litros a 60°C y 900 mm de Hg. ¿Qué volumen ocuparía en c.n?
- En una bombona de 15 litros hay gas helio a 20 °C. Si el manómetro marca 5,2 atm, ¿cuántos gramos de He hay en la bombona? ¿A qué Tª estaría el gas si la presión fuera la atmosférica?
- Una cierta cantidad de aire ocupa un volumen de 10 litros a 47°C y 900 mm de Hg. Si la densidad del aire en esas condiciones es de 1,293 g/L, ¿qué masa de aire hay en el recipiente?

Solución:

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

a) $\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p' \cdot V'}{T'}$; $\frac{\frac{900}{760} \text{ atm} \cdot 15 \text{ L}}{293 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V}{273}$ de donde $V = 14,56 \text{ L}$

$$m(\text{g}) = \frac{p \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{5,2 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L} \cdot 4 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}} = 13 \text{ g de He}$$

b) Calculamos los moles en la ecuación de Clapeyron: $n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{900}{760} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273+47) \text{ K}} = 0,45$

c) Calculamos la masa molecular del aire en las condiciones que nos dan a partir de la densidad aplicando la ecuación: $M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,293 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 320 \text{ K}}{\frac{900}{760} \text{ atm}} = 28,65 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Este número coincide con la M del N₂ por lo que en lugar del aire habría que poner nitrógeno

Y sabiendo el n° de moles y su masa molecular calculamos los gramos de aire que hay en el recipiente: $m(\text{g}) = n \cdot M = 0,45 \cdot 28,54 = 12,84 \text{ g de aire.}$

Composición centesimal. Fórmula empírica y fórmula molecular

23. 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 gramos de dicho compuesto en estado gaseoso ocupan un volumen de 213 mL medidos a 1 atmósfera y 0 °C.

Solución:

$$\text{C} : \frac{24,24}{12} = 2 \quad ; \quad \text{H} : \frac{4,05}{1} = 4 \quad ; \quad \text{Cl} : \frac{71,71}{35,5} = 2$$

Dividimos ahora por el menor con el objeto de encontrar la relación en la que intervienen con números enteros y nos queda:

$$\text{C} = 1 \quad ; \quad \text{H} = 2 \quad ; \quad \text{Cl} = 1; \text{ por tanto la fórmula empírica será: } (\text{CH}_2\text{Cl})_n$$

Para calcular la fórmula molecular hemos de calcular antes la masa molecular del compuesto, para ello aplicamos

$$M = \frac{m(\text{g}) \cdot R \cdot T}{V \cdot p} = \frac{0,942 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 0,213 \text{ L}} = 99 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Y por tanto su fórmula molecular será: $(12+2 \cdot 1+35,5) \cdot n = 99$ de donde $n = 2$ y la fórmula será: **C₂H₄Cl₂**

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

24. Resuelve los siguientes ejercicios:

- ¿Cuál de los dos minerales de fórmulas Cu_5FeS_4 y Cu_2S es más rico en cobre?
- Qué fertilizante es más rico en nitrógeno: NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_3$
- Halla la composición centesimal del sulfato sódico decahidratado.

Solución:

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

$$M \text{ del } \text{Cu}_5\text{FeS}_4 = 501,3 \quad ; \quad M \text{ del } \text{Cu}_2\text{S} = 159$$

Y ahora calculamos los porcentajes de cobre en cada compuesto:

$$\% \text{ de Cu en el primer mineral} = \frac{317,5}{501,3} \cdot 100 = 63,3$$

$$\% \text{ de Cu en el segundo mineral} = \frac{127}{159} \cdot 100 = 79,9$$

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

a) Haciendo lo mismo que en el caso anterior, tenemos

$$M \text{ del } \text{NH}_4\text{NO}_3 = 80 \quad ; \quad M \text{ del } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_3 = 225$$

Y ahora calculamos los porcentajes de nitrógeno en cada compuesto:

$$\% \text{ de N en el primer fertilizante} = \frac{28}{80} \cdot 100 = 35$$

$$\% \text{ de N en el segundo fertilizante} = \frac{42}{225} \cdot 100 = 18,6$$

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

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

$$\% \text{ de Na} = \frac{46}{322} \cdot 100 = 14,3 \quad ; \quad \% \text{ de S} = \frac{32}{322} \cdot 100 = 9,9$$

$$\% \text{ de O} = \frac{224}{322} \cdot 100 = 69,6 \quad ; \quad \% \text{ de H} = \frac{20}{322} \cdot 100 = 6,2$$

25. Tenemos 25 g de sulfato de aluminio heptahidratado comercial del 92% de pureza, calcula:

a) ¿Cuántos gramos de agua contiene? ¿cuántos gramos de sal anhidra?

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

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Solución:

a) 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 $25 \cdot 92/100 = 23 \text{ g}$

De esos 23 gramos de sulfato heptahidratado puro tenemos:

gramos de $\text{H}_2\text{O} = 23 \cdot \frac{126 \text{ g agua}}{468 \text{ g sulfato hept}} = 6,19 \text{ g}$ y $23 - 6,19 = 16,81$ gramos de sulfato anhidro

Es decir por cada 25 gramos de sulfato comercial tenemos 16,81 gramos de sal anhidra pura, por tanto si queremos obtener 5 gramos de sal anhidra pura debemos de partir de:

$$5 \text{ g de sal anhidra} \cdot \frac{25 \text{ g de sal comercial}}{16,81 \text{ g de sal anhidra}} = 7,43 \text{ g de sal comercial}$$

Disoluciones y propiedades coligativas

26. Calcula la fracción molar de agua y alcohol etílico en una disolución preparada agregando 50 g de alcohol etílico y 100 gramos de agua.

Solución:

Calculamos el n° de moles de soluto y disolvente

$$n_s = 50/46 = 1,08 \text{ moles de } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \quad ; \quad n_d = 100/18 = 5,55 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

Por tanto las fracciones molares serán:

$$X_s = \frac{1,08}{1,08+5,55} = 0,16 \quad ; \quad X_d = \frac{5,55}{1,95+6,11} = 0,84$$

27. Una disolución de hidróxido de sodio en agua que contiene un 25 % de hidróxido, tiene una densidad de 1,25 g/mL. Calcula su molaridad y su normalidad.

Solución:

Tomamos 1 litro de la disolución:

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

$$1000 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,25 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{25 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g de disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} = 7,8 \text{ M}$$

$$M = N \cdot \text{val} = 7,8 \cdot 1 = 7,8 \text{ N}$$

28. Una disolución de NaOH 0,6 N quiere decir que existen 0,6 equivalentes de NaOH por litro de disolución, por tanto y aplicando la definición de equivalente:

Solución:

$$\text{Eq-g} = \frac{g}{\text{Pe}} = \frac{g \cdot \text{val}}{M} \quad ; \quad g = \frac{N^{\circ} \text{ eq-g} \cdot M}{\text{val}} = \frac{0,6 \cdot 40}{1} = 24 \text{ g}$$

29. Un ácido sulfúrico diluido tiene una densidad de 1,10 g/mL y una riqueza del 65%. Calcula: a) la molaridad y la normalidad de la disolución; b) el volumen de dicha disolución necesario para neutralizar un mol de KOH. Datos masas atómicas ver S.P.

Solución:

Tomamos 1 L de la disolución de H_2SO_4 :

$$\text{a) } 1000 \text{ mL disol de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,10 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{65 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} = 7,3 \text{ M}$$

$$N = M \cdot \text{val} = 7,3 \cdot 2 = 14,6 \text{ N}$$

b) $n^{\circ} \text{ eq de ácido} = n^{\circ} \text{ eq de base}$; $1 \text{ mol de KOH} = 1 \text{ eq de KOH}$. Por tanto:

$$V_a \cdot 14,6 = 1 \quad V_a = \frac{1}{14,6} = 0,068 \text{ L} = 68 \text{ mL}$$

30. Calcula los gramos de hidróxido sódico comercial de un 85 % de riqueza en masa que haran falta para preparar 250 mL de una disolución de NaOH 0,5 M.

Solución:

$$0,25 \text{ L disol} \cdot \frac{0,5 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} \cdot \frac{100 \text{ g disol}}{85 \text{ g NaOH puros}} = 5,9 \text{ g NaOH}$$

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

31. Una disolución de ácido sulfúrico está formada por 12 g de ácido, 19,2 g de agua y ocupa un volumen de 27 mL. Calcula la densidad de la disolución, la concentración centesimal, la molaridad y la molalidad.

Solución:

$$a) \quad m_{\text{TOTAL}} = 12 + 19,2 = 31,2 \text{ g} \quad ; \quad d = \frac{m}{V} = \frac{31,2 \text{ g}}{27 \text{ mL}} = 1,16 \text{ g / mL}$$

$$b) \quad \% \text{ masa} = \frac{12}{31,2} \cdot 100 = 38,5 \%$$

$$c) \quad M = \frac{12 \text{ g}}{98 \text{ g/mol} \cdot 0,027 \text{ L}} = 4,5 \text{ mol / L}$$

$$d) \quad m = \frac{n^{\circ} \text{ moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}} = \frac{12/98}{0,0192} = 6,4 \text{ mol / kg disolvente}$$

32. En la etiqueta de un frasco de HCl dice: densidad 1,19 g/mL, riqueza 37,1 % en peso. Calcula: a) masa de 1 L de esta disolución, b) Concentración del ácido en g/L, c) Molaridad del ácido.

Solución:

Tomamos 1 L de la disolución

$$a) \quad m = V \cdot d ; \quad m = 1000 \text{ mL} \cdot 1,19 \text{ g / mL} = \mathbf{1.190 \text{ g disolución}}$$

$$b) \quad 1.190 \text{ disolución} \cdot \frac{37,1 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} = \mathbf{441,5 \text{ g de HCl} \rightarrow 441,5 \text{ g HCl / L}}$$

$$c) \quad M = \frac{441,5 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}} = \mathbf{12,1 \text{ mol / L} = 12,1 \text{ M}}$$

33. Cuando se agrega 27,8 gramos de una sustancia a 200 cm³ de agua, la presión de vapor baja de 23,7 mmHg a 22,9 mmHg. Calcula la masa molecular de la sustancia.

Solución:

Aplicando la ecuación: $\Delta P_v = X_s \cdot P_o$

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

El nº de moles de soluto es: $27,8/M$; suponiendo 1 g/cm^3 la densidad del agua, el nº de moles de disolvente es: $200 \text{ g} / 18 \text{ (g/mol)} = 11,1 \text{ mol H}_2\text{O}$

$$\text{Por tanto: } 23,7 \text{ mmHg} - 22,9 \text{ mmHg} = \frac{\frac{27,8}{M}}{\frac{27,8}{M} + 11,1} \cdot 23,7 ; \quad 0,8 = \frac{27,8/M}{27,8/M + 11,1} \cdot 23,7$$

despejando M, nos queda: **M = 71,7 g/mol**

34. Una disolución compuesta por 24 gramos de azúcar en 75 cm³ de agua, congela a -1,8 °C. Calcula: a) La masa molecular del azúcar, b) Si su fórmula empírica es CH₂O, ¿cuál es su fórmula molecular?. Dato: K_c = 1,86 °C kg/mol.

Solución:

Aplicamos la ecuación para el descenso crioscópico :

$$\Delta t = K_c \cdot m ; \quad 1,8 \text{ °C} = 1,86 \frac{\text{°C} \cdot \text{Kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{\frac{24}{M} \text{ mol soluto}}{0,075 \text{ Kg disolvente}}$$

Despejando M, nos queda **M = 330,7**

Como se conoce la fórmula empírica, tenemos: $(\text{CH}_2\text{O}) \cdot n = 330,6$

De donde $n = 330,6 / (12 + 2 \cdot 1 + 16) = 11$. Por tanto su fórmula molecular será: **C₁₁H₂₂O₁₁**

35. Una disolución que contiene 25 gramos de albúmina de huevo por litro ejerce una presión osmótica de 13,5 mmHg, a 25 °C. Determina la masa molecular de esa proteína.

Solución:

Aplicamos la ecuación: $n \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $n \cdot V = \frac{m(g)}{M} \cdot R \cdot T$; $M = \frac{m(g) \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V}$

$$M = \frac{25 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{\frac{13,5}{760} \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}} = 3,44 \cdot 10^4 \text{ g/mol}$$

36. Cuando llega el invierno y bajan las temperaturas decidimos fabricar nuestro propio anticongelante añadiendo 3 litros de etilenglicol (C₂H₆O₂), cuya densidad es de 1,12 g/cm³ a 8 litros de agua que vertemos al radiador del coche. ¿A qué temperatura podrá llegar la disolución del radiador sin que se congele? Dato: constante crioscópica molal del agua K_c = 1,86 °C kg/mol.

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Solución:

$$\text{Aplicamos la ecuación: } \Delta t = K_c \cdot m \quad ; \quad \Delta t = 1,86 \frac{^{\circ}\text{C}\cdot\text{Kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{\frac{\text{g}_s}{62}}{8 \text{ Kg}}$$

Los gramos de soluto que añadimos: $g = 3 \text{ L} \cdot 1120 \text{ g/L} = 3360 \text{ g}$

Y el número de moles de soluto, $n_s = 3360/62 = 54,2$

Se supone la densidad del agua 1 kg / L .

$$\text{Sustituyendo en la ecuación nos queda: } \Delta t = 1,86 \frac{^{\circ}\text{C}\cdot\text{Kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{54,2 \text{ mol soluto}}{8 \text{ Kg disolvente}} = 12,6 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Como el agua pura congela a $0 \text{ }^{\circ}\text{C}$, **con el aditivo congelará a $-12,6 \text{ }^{\circ}\text{C}$.**

Aplica lo aprendido

37. Sabiendo que la relación de combinación entre cloro y calcio, es de 7,1 gramos de cloro por cada 4,0 gramos de calcio calcula las masas de cloro y calcio que existen en 10 gramos 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:

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

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

38. Razona en cuál de las siguientes masas hay un mayor número de átomos.
a) 20 gramos de hierro, b) 20 gramos de azufre, c) 20 gramos de oxígeno molecular, d) todas tienen la misma cantidad de átomos.

Solución:

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

$$\text{b) } 20 \text{ g de S} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de S}}{32 \text{ g de S}} = 3,8 \cdot 10^{23} \text{ átomos de S}$$

$$\text{c) } 20 \text{ g de } \text{O}_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléc.de } \text{O}_2}{32 \text{ g de } \text{O}_2} = 3,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{O}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } \text{O}_2} = 7,6 \cdot 10^{23} \text{ át.de O}$$

d) No. Hay mayor nº de átomos de oxígeno.

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

39. Una determinada cantidad de aire a la presión de 2 atmósferas 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 gramos.

Solución:

$$M = \frac{m(\text{g}) \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{23,6 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{2 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}} = 28,83 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

40. En un recipiente de 1 litro de capacidad se introduce oxígeno. Al cabo de un rato medimos la presión, que es de 2 atmósferas, 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: $\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p' \cdot V'}{T'}$ y a continuación sustituimos valores:

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

41. Para la obtención de amoníaco hacemos reaccionar hidrógeno y nitrógeno en la proporción 1 litro de N₂ con 3 litros de H₂ para obtener 2 litros de NH₃. Si realizamos dicha síntesis en condiciones normales calcula: a) la masa de 1 L de N₂, b) la masa de 3 litros de H₂, c) la masa de 1 L de NH₃, y d) la relación de masa de combinación del H₂ con el N₂.

Solución:

22,4 L de N₂ (c.n) tienen una masa de 28 g, por tanto:

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

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

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

d) Puesto que ya hemos calculado la masa de 1 L de N₂ y la de 3 L de H₂, que es la proporción en la que ambos reaccionan, basta con dividir ambas cantidades para calcular la masa de combinación:

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

También se puede hacer en gramos: 28 g de N₂ (1 mol) se combinan con 6 g de H₂ (3 moles) por lo que la proporción es: $\frac{28 \text{ g de N}_2}{6 \text{ g de H}_2} = 4,67$

42. La densidad del aire en c.n. es 1,293 g/L. Determina si los siguientes compuestos son mas densos que el aire: H₂, He, CO, Ar, C₄H₁₀. Datos: Masas atómicas H = 1; He = 4,0; C= 12; O=16.

Solución:

Calculamos la densidad de cada uno y comprobamos cuál de ellas es mayor de 1,293 g/L:

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

$$d \text{ He} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,18 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

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

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

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

Las densidades del Ar y del C₄H₁₀ son mayores que la del aire.

43. 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 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 $p' = 1,24 \text{ atm}$

44. Se queman completamente 1,5 gramos de un compuesto orgánico formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. En la combustión se obtuvieron 0,71 gramos de agua y 1,74 g de CO₂. Determina las fórmulas empírica y molecular del

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

compuesto si 1,03 g del mismo ocupan un volumen de 350 mL a 20°C y 750 mm Hg.

Solución:

La reacción de combustión es: $C_xH_yO_z + O_2 \rightarrow x CO_2 + y H_2O$

Calculamos su masa molecular: $M = \frac{m(g) \cdot R \cdot T}{V \cdot p} = \frac{1,03 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{\frac{750}{760} \text{ atm} \cdot 0,35 \text{ L}} = 71,65 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Hemos obtenido 1,74 g $CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{44 \text{ g } CO_2} = 0,4745 \text{ g de C}$ y $1,74 - 0,4745 = 1,266 \text{ g de O}$

Hemos obtenido 0,71 g $H_2O \cdot \frac{2 \text{ g de H}}{18 \text{ g } H_2O} = 0,079 \text{ g de H}$ y $0,71 - 0,079 = 0,631 \text{ g de O}$

Todo el C y el H viene del hidrocarburo, por tanto $1,5 - (0,4745 + 0,079) = 0,9465 \text{ g de O}$

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 para calcular el número de moles:

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

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

$C_2H_4O_3$ cuya masa molecular es 71, por tanto la fórmula molecular es la misma.

45. Sabiendo que la densidad del aire en c.n. es de 1,293 g/L, calcula la masa de aire que contiene un recipiente de 28 litros, si hemos medido que la presión interior, cuando la temperatura es de 77 °C, vale 1,5 atm. Calcula asimismo, el número de moles de aire que tenemos.

Solución:

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

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

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p' \cdot V'}{T'} ; \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 28 \text{ L}}{250 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V'}{273 \text{ K}} ; V' = 32,76 \text{ L}$$

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 $1,293 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 28,96 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y por tanto el nº de moles será:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{42,35 \text{ g}}{28,96 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,46 \text{ moles}$$

46. A partir de los siguientes datos, determina la fórmula empírica y molecular de:

- Un hidrocarburo con 82,76 % de C; si su densidad en c.n es de 2,59 g/L.
- Un hidrocarburo formado por un 85,7 % de C; si 651 g contienen 15,5 moles del mismo
- Un compuesto con 57,1 % de C, 4,8 % de H y 38,1 % de S; si en 10 gramos hay $3,6 \cdot 10^{22}$ moléculas.
- 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 $M = 2,59 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 58 \text{ g/mol}$

Y ahora a partir de los porcentajes calculamos su fórmula empírica

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

Multiplicamos ahora por 4 y nos queda **C₄H₁₀** cuya M = 58 g/mol, por tanto la fórmula empírica coincide con la molecular.

b) Calculamos la $M = \frac{m(\text{g})}{n} = \frac{651 \text{ g}}{15,5 \text{ mol}} = 42 \text{ g/mol}$

Y, a continuación, procedemos como siempre

$$\frac{85,7}{12} = 7,14 \text{ mol C} ; \quad \frac{14,3}{1} = 14,3 \text{ mol H}; \text{ dividiendo por el menor nos da: } (\text{CH}_2)_n \text{ fórmula empírica}$$

$$(12 + 2 \cdot 1) \cdot n = 42 \text{ de donde } n = 3; \text{ por tanto la fórmula molecular será } \text{C}_3\text{H}_6$$

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

$\frac{57,1}{12} = 4,76 \text{ mol C}; \quad \frac{4,8}{1} = 4,8 \text{ mol H}; \quad \frac{38,1}{32} = 1,2 \text{ mol S};$ dividimos por el menor y nos queda que **C₄H₄S** será la fórmula empírica y la molecular será **(C₄H₄S)_n**

Como sabemos la masa molecular M: $(12 \cdot 4 + 1 \cdot 4 + 32) \cdot n = 167,2 \rightarrow n = 2$

Por tanto, la fórmula molecular será C₈H₈S₂

47. Hacemos reaccionar un litro de H₂ (g) con 1 litro de Cl₂ (g) para formar 2 litros de HCl (g), todos ellos medidos en condiciones normales. Contesta razonadamente si es cierto que:

- a) Existe la misma masa de Cl₂ que de H₂, y el doble de HCl.
- b) H₂ y Cl₂ tienen el mismo volumen y HCl el doble.
- c) Todos tienen igual número de moléculas.

Solución:

La ecuación estequiométrica ajustada es: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$

- a) Incorrecto la masa de cloro y de hidrógeno son diferentes, pues lo es su masa molecular.
- b) Correcto el volumen de H₂ y de Cl₂ son iguales y éstos son la mitad del volumen de HCl.
- c) Incorrecto, el nº de moléculas está en relación directa con el nº de moles y con el volumen, así 22,4 L de Cl₂ o de H₂ tienen el mismo nº de moléculas, al igual que 1 mol de Cl₂ o 1 mol de H₂. Ahora bien como existe el doble de litros de HCl que de Cl₂ y de H₂ no puede haber el mismo nº de moléculas de las tres especies, habrá por tanto el doble de moléculas de HCl.

48. Completa la siguiente tabla:

| 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: $\frac{\text{g cloro}}{\text{g sodio}}$ | % 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 |

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

| | | | | | | | |
|-----|-----------|-----|----------|---|---|-------------|-------------|
| 150 | 92 | 234 | 8 | 0 | $\frac{142 \text{ g}}{92 \text{ g}} = 1,54$ | 60,6 | 39,4 |
|-----|-----------|-----|----------|---|---|-------------|-------------|

Solución:



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: $234 \text{ g NaCl} \cdot \frac{23 \text{ g de Na}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 92 \text{ g Na}$

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

Por tanto sobrarán $150 - 142 = 8$ gramos de cloro.

49. Se dispone de tres recipientes que contienen 1 litro de CH₄ gas, 2 litros de N₂ gas y 15 litros de O₂ gas, respectivamente, en condiciones normales de presión y temperatura. Indica razonadamente: a) cuál contiene mayor número de moléculas, b) cuál contiene mayor número de átomos, c) cuál tiene mayor densidad.

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

Solución:

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

- a) Si las condiciones de presión y temperatura son idénticas, en un volumen V tendríamos el mismo nº de moléculas, aunque los gases fueran diferentes. Por tanto: En el primer recipiente tendríamos la mitad de moléculas de metano 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 metano y 7,5 veces más moléculas de oxígeno que nitrógeno. Si lo queremos hacer con números, supondremos unas condiciones iguales para los tres recipientes, p.e las condiciones normales, tendríamos:

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

$$1 \text{ L de } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CH_4}{22,4 \text{ L de } CH_4} = 0,0446 \text{ moles de } CH_4$$

$$0,0446 \text{ moles de } CH_4 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CH_4}{1 \text{ mol de } CH_4} = 2,68 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } CH_4$$

$$2 \text{ L de } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CH_4}{22,4 \text{ L de } CH_4} = 0,089 \text{ moles de } N_2$$

$$0,089 \text{ moles de } N_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } N_2}{1 \text{ mol de } N_2} = 5,36 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } N_2$$

$$15 \text{ L de } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } O_2}{22,4 \text{ L de } O_2} = 0,67 \text{ moles de } O_2$$

$$0,67 \text{ moles de } O_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} = 4,03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2$$

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

$$0,0446 \text{ moles de } CH_4 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CH_4}{1 \text{ mol de } CH_4} \cdot \frac{5 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de } CH_4} = 1,34 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$0,089 \text{ moles de } N_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } N_2}{1 \text{ mol de } N_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de } N_2} = 1,07 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$0,67 \text{ moles de } O_2 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de } O_2} = 8,06 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

c) Para calcular la densidad aplicaremos la ecuación:

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

$$\left. \begin{array}{l} 0,0446 \text{ mol de } CH_4 \cdot \frac{16 \text{ g } CH_4}{1 \text{ mol de } CH_4} \cdot \frac{1}{1 \text{ L}} = 0,71 \frac{\text{g}}{\text{L}} \\ 0,089 \text{ mol de } N_2 \cdot \frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol de } N_2} \cdot \frac{1}{2 \text{ L}} = 1,25 \frac{\text{g}}{\text{L}} \\ 0,67 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} \cdot \frac{1}{15 \text{ L}} = 1,43 \frac{\text{g}}{\text{L}} \end{array} \right\}$$

3 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

50. Un frasco de 1 litro de capacidad está lleno de dióxido de carbono gaseoso a 27 °C. Se hace vacío hasta que la presión del gas es 10 mm de mercurio. Indica razonadamente:

- a) cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el frasco.
- b) cuántas moléculas hay en el frasco.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; 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:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad p \cdot V = (m(g) / M) \cdot R \cdot T \quad \text{de donde}$$

$$m(g) = \frac{p V M}{R T} = \frac{10 \cdot 1 \cdot 44}{760 \cdot 0.082 \cdot 300} = 0.023 \text{ g } \text{CO}_2$$

b) Mediante los factores de conversión correspondientes:

$$0.023 \text{ g de } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{44 \text{ g } \text{CO}_2} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 3,1 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}$$

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

Solución:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } 74/12 = 6,166 \text{ moles} ; \quad 6,166/1,23 = 5,01 \\ \text{H: } 8,7/1 = 8,7 \text{ moles} ; \quad 8,7/1,23 = 7,07 \\ \text{N: } 17,3/14 = 1,23 \text{ moles} ; \quad 1,23/1,23 = 1 \end{array} \right\} \rightarrow \text{C}_5\text{H}_7\text{N}$$

$$\% \text{ de átomos de carbono C} = \frac{5 \text{ át de C}}{(5+7+1) \text{ át en total}} \cdot 100 = 38,5 \%$$