

Resolución ejercicios del Práctico 7

1- a) Un mol de C_2H_2 contiene 6.022×10^{23} moléculas, entonces

$$N^{\circ} \text{ moléculas} = 0.150 \text{ mol} \cdot 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \mathbf{9.03 \times 10^{22} \text{ moléculas}}$$

b) Primero se debe calcular el número de moles que hay en 50 μg de H_2O (la masa molar del agua es 18 g/mol)

$$n = 50 \times 10^{-6} \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = \mathbf{2.8 \times 10^{-6} \text{ mol de } H_2O}$$

Entonces resta calcular ahora el N° moléculas en 2.8×10^{-6} mol de agua,

$$N^{\circ} \text{ moléculas} = 2.8 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \mathbf{1.67 \times 10^{18} \text{ moléculas}}$$

2- a) Para resolver este ejercicio se debe calcular la masa porcentual de Cu a partir de la fórmula química de la malaquita

$$\text{El peso de la fórmula } CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2 = (MA \text{ Cu} \times N^{\circ} \text{ át Cu}) + (MA \text{ C} \times N^{\circ} \text{ át C}) + (MA \text{ O} \times N^{\circ} \text{ át O}) + (MA \text{ H} \times N^{\circ} \text{ át H}) = (63.546 \text{ u} \times 2) + 12.011 + (15.999 \times 5) + (1.0079 \times 2) = 221.114 \text{ u}$$

$$\% \text{ de Cu en } CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2 = ((63.546 \text{ u} \times 2) / 221.114 \text{ u}) 100 = \mathbf{57.48 \%}$$

b) Si la masa molar de $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ es 221.114 g/mol y sabiendo que cada mol de malaquita contiene 2 moles de Cu, entonces:

$$\begin{array}{rcl} (63.546 \times 2) = 127.09 \text{ g de Cu} & \frac{\quad}{100 \text{ de Cu}} & \frac{221.08 \text{ g de malaquita}}{X} \\ & & \mathbf{X = 173.96 \text{ g de malaquita}} \end{array}$$

3- En este ejercicio se debe determinar la fórmula empírica de un compuesto que contiene 48.0 % de zinc y 52.0 % de cloro. Se puede comenzar suponiendo una masa inicial de 100 g del compuesto, conteniendo 48 g de Zn y 52 g de Cl.

Para calcular la fórmula empírica se debe calcular la mínima relación de moles que existe entre los átomos de un compuesto, por lo que se calcula el número de moles de cada elemento y luego se divide por el menor número de moles.

$$n \text{ Zn} = m / PM^1 = 48 \text{ g} / 65.38 \text{ g/mol} = 0.734 \text{ mol}$$

$$n \text{ Cl} = m / PM = 52 \text{ g} / 35.453 \text{ g/mol} = 1.467 \text{ mol}$$

$$1.467 \text{ mol de Cl} / 0.734 \text{ mol de Zn} = 1.998 \sim 2$$

Por lo tanto la mínima relación de átomos en este compuesto es de 2 átomos de Cl por cada átomo de Zn.



4- La estrona, dio en el análisis elemental: 80.0 % de carbono, 8.2 % de hidrógeno y 11.8 % de oxígeno. Para conocer la fórmula empírica se puede comenzar suponiendo una masa inicial de 100 g del compuesto y calcular entonces la mínima relación de moles existente entre los átomos del mismo.

$$100 \text{ g Estrona} = 80.0 \text{ g C} + 8.2 \text{ g H} + 11.8 \text{ g O}$$

$$n \text{ C} = m / PM = 80 \text{ g} / 12.011 \text{ g/mol} = 6.66 \text{ mol}$$

$$n \text{ H} = m / PM = 8.2 \text{ g} / 1.0079 \text{ g/mol} = 8.14 \text{ mol}$$

$$n \text{ O} = m / PM = 11.8 \text{ g} / 15.999 \text{ g/mol} = 0.74 \text{ mol}$$

¹ Durante la resolución de los ejercicios utilizaremos PM como la abreviación de masa molar

Curso de Química General/Química I
Estequiometría

Relación de moles respecto al O:

$n\text{ C} / n\text{ O} = 6.66\text{ mol} / 0.74\text{ mol} = 9$, entonces hay 9 átomos de C por cada átomo de O.

$n\text{ H} / n\text{ O} = 8.43\text{ mol} / 0.74\text{ mol} = 10,99 \sim 11$ entonces hay 11 átomos de H por cada átomo de O.

Fórmula empírica = $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{O}$

Como se encontró que su peso fórmula es igual a 270 u, para conocer la fórmula molecular de la hormona es necesario conocer el peso de la fórmula empírica y entonces determinar la relación que hay entre ellas

Peso fórmula empírica $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{O} = (9 \times 12.011) + (11 \times 1.0079) + 15.999 = 135\text{ u}$

$270\text{ u} / 135\text{ u} = 2$ A partir de este resultado se puede deducir que la fórmula empírica está contenida 2 veces en la fórmula molecular, por lo tanto la

fórmula molecular es $\text{C}_{18}\text{H}_{22}\text{O}_2$.

5- a) el porcentaje en masa

$$\% \text{ (m/m)} = (66\text{ g} / (66\text{ g} + 46\text{ g})) \cdot 100 = \mathbf{59\%}$$

También lo podemos plantear como una regla de tres

$$\begin{array}{rcl} 112\text{ g de disolución} & \text{---} & 100\% \text{ masa} \\ 66\text{ acetona} & \text{---} & X = \mathbf{59\%} \end{array}$$

b) la molaridad

$$V = m / d = 112\text{ g} / 0.926\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 121\text{ mL}$$

$$M = n / V = 1.14\text{ mol} / 0.121\text{ L} = \mathbf{9.4\text{ M}}$$

6- a) Tenemos que determinar la molaridad de un HNO_3 concentrado que tiene un 69 % (m/m), por lo que debemos conocer entonces los moles HNO_3 y el volumen de la solución.

Sabemos que en 100 g de solución hay 69 g HNO_3 (ya que el ácido es 69% (m/m)) o si lo expresamos en términos de moles

$$n\text{ HNO}_3 = m / PM = 69\text{ g} / 63.01\text{ g/mol} = 1.09\text{ mol}$$

A partir de la densidad de la solución podemos relacionar la masa de la solución que contiene 1.09 mol de HNO_3 y el volumen que la misma representa

$$d = m / V \rightarrow V = m / d = 100\text{ g} / 1.41\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} \rightarrow V = 71\text{ mL}$$

$$M = n / V = 1.09\text{ mol} / 0.071\text{ L} = \mathbf{15.4\text{ M}}$$

b) Para realizar una solución de determinada concentración a partir de una de mayor concentración es necesario tener presente que cuando se realiza una dilución el número de moles inicial (n_i) y final (n_f) es el mismo.

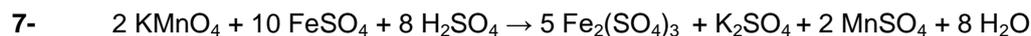
$$n_i = n_f$$

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

$$V_i\text{ HNO}_3 = (6\text{ M} \cdot 0.1\text{ L}) / 15.4\text{ M} = 0.039\text{ L} \text{ o } \mathbf{39\text{ mL}}$$

En resumen debo tomar 39 mL del HNO_3 concentrado y agregarle 61 mL de H_2O , para finalmente obtener 100 mL de HNO_3 6 M.

Curso de Química General/Química I
Estequiometría



a) A partir de la ecuación balanceada, sabemos que por cada 2 moles de KMnO_4 que reaccionan se producen 5 moles $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ y a partir de la masa que se obtuvo de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ es posible conocer el número de moles que se produjeron en este caso.

$$n \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 70 \text{ g} / 399.862 \text{ g/mol} = 0.175 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ mol KMnO}_4 & \text{---} & 5 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \\ X & \text{---} & 0.175 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \end{array}$$

$X = 0.07 \text{ mol KMnO}_4$, entonces al convertir en masa conocemos la masa de KMnO_4 que reaccionó.

$$m = 0.07 \text{ mol} \times 158.032 = 11 \text{ g}$$

Calculamos la pureza del reactivo de la siguiente manera

$$\begin{array}{ccc} 14 \text{ g} & \text{---} & 100 \% \\ 11 \text{ g} & \text{---} & X = 79 \% \end{array}$$

b) Si se producen 30 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, entonces podemos conocer el número de moles que representan

$$n \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 30 \text{ g} / 399.862 \text{ g/mol} = 0.075 \text{ mol}$$

Luego para conocer la cantidad de H_2SO_4 que debe reaccionar debemos observar la relación de moles en la ecuación balanceada

$$\begin{array}{ccc} 8 \text{ H}_2\text{SO}_4 & \text{---} & 5 \text{ Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \\ X & \text{---} & 0.075 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \end{array}$$

$X = 0.12 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$, ahora queda determinar el volumen de ácido que debemos poner a reaccionar.

Si convertimos los moles de H_2SO_4 a masa, conocemos entonces la masa de ácido que reacciona

$$m \text{H}_2\text{SO}_4 = n \times \text{PM} = 0.12 \times 98.072 \text{ g/mol} = 11.77 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

A partir del % (m/m) sabemos que en 100 g de solución hay 96.5 g H_2SO_4

$$\begin{array}{ccc} 96.5 \text{ g} & \text{---} & 100 \text{ g de solución} \\ 11.77 \text{ g} & \text{---} & X = 12.19 \text{ g de solución} \end{array}$$

El volumen de ácido que debemos poner a reaccionar lo determinamos a través de la densidad del ácido

$$V = m / d = 12.19 \text{ g de solución} / 1.8 \text{ g.mL}^{-1} = 6.8 \text{ mL}$$

8. a) Para conocer la masa teórica que se obtendría de azobenceno, se debe conocer primero cual es el reactivo que limitará la reacción (reactivo limitante).

Se debe entonces calcular cuántos moles de cada reactivo se adicionan a la reacción, y determinar cuánto generaría el reactivo limitante del producto deseado.

Nº de moles de nitrobenzono (PM $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 = 123.11 \text{ g/mol}$)

$$n = 115 \text{ g} / 123.11 \text{ g/mol} = 0.934 \text{ mol}$$

Nº de moles de trietilenglicol (PM $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_4 = 150.17 \text{ g/mol}$)

$$n = 327 \text{ g} / 150.17 \text{ g/mol} = 2.177 \text{ mol}$$

De acuerdo con la reacción planteada,

Por cada 2 moles $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ que se ponen a reaccionar, se genera 1 mol de $\text{C}_{12}\text{H}_{10}\text{N}_2$

Curso de Química General/Química I
Estequiometría



Por cada 4 moles de $C_6H_{14}O_4$ que se ponen a reaccionar, se genera 1 mol de $C_{12}H_{10}N_2$



La máxima cantidad de azobenceno que se puede producir está limitada por la masa de nitrobenzeno que se puso a reaccionar, porque este será el reactivo que se consuma primero. Por lo tanto se producirán 0.467 mol $C_{12}H_{10}N_2$ y conociendo la masa molar (PM $C_{12}H_{10}N_2 = 182.22$ g/mol) es posible determinar entonces la cantidad del producto deseado que se generará:

$$m C_{12}H_{10}N_2 = n \cdot PM = 0.467 \text{ mol} \times 182.22 \text{ g/mol} = \mathbf{85.10 \text{ g de } C_{12}H_{10}N_2}$$

b) En la parte a) se determinó la masa de producto, asumiendo que toda la cantidad de reactivo que se puso a reaccionar, lo hizo en su totalidad. Sin embargo para determinada cantidad de reactivo, no siempre se obtiene la masa teórica que se debería obtener. Es posible conocer entonces el rendimiento de una reacción, a través de la relación que existe entre la cantidad de producto obtenido y la cantidad teórica a obtener.

El cálculo teórico de azobenceno fue de 85.1 g (resultado parte a), masa que consideraremos como 100% de rendimiento

$$\begin{array}{rcl} 85.1 \text{ g } C_{12}H_{10}N_2 & \text{---} & 100 \% \text{ Rendimiento} \\ 55 \text{ g } C_{12}H_{10}N_2 & \text{---} & \mathbf{X = 64.6 \% \text{ (rendimiento práctico)}} \end{array}$$

Resolución de ejercicios complementarios 7

9 a) Conociendo la fórmula molecular del THC, $C_{21}H_{30}O_2$, se puede calcular la masa molar

$$\text{Masa molar} = (21 \times 12.011 \text{ g/mol}) + (30 \times 1.0079 \text{ g/mol}) + (2 \times 15.999 \text{ g/mol}) = 314.47 \text{ g/mol}$$

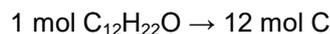
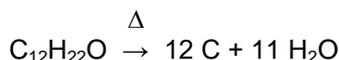
Entonces el número de moles en 25 μg será, $n_{25 \mu\text{g THC}} = 25 \times 10^{-6} \text{ g} / 314.47 \text{ g/mol} = \mathbf{7.95 \times 10^{-8} \text{ mol de } C_{21}H_{30}O_2}$

b)

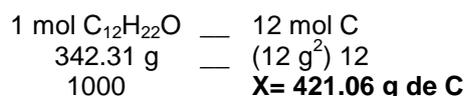


$$X = 7.95 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \mathbf{4.79 \times 10^{16} \text{ moléculas de } C_{21}H_{30}O_2}$$

10 En primer lugar es necesario plantear la reacción del proceso, verificar la igualación y establecer la relación de moles.



Conociendo la fórmula molecular puedo calcular la masa molar y entonces convertir la relación de moles a masa.

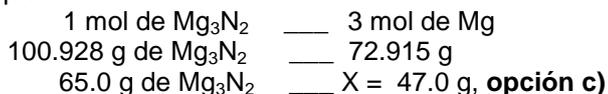


² Atención: en muchos casos para trabajar más cómodamente se aproxima la masa molar de los elementos, por ejemplo la masa del carbono como 12 g/mol en lugar de 12.011 g/mol

Curso de Química General/Química I
Estequiometría

11 En este ejercicio tenemos que calcular la masa de magnesio en 65.0 g de Nitruro de magnesio (Mg_3N_2)

Sabemos que

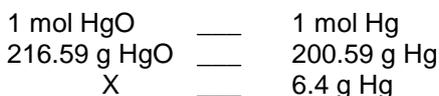


12 En este ejercicio debemos calcular la masa de Sulfuro de calcio (CaS) que contienen 5.37 g de azufre.



X = 12.08 g CaS

13



X = 6.9 g de HgO, opción a)

14 Primero debemos conocer cuántos moles de CdS hay en 25.4 g.

$$n_{CdS} = m/PM = 25.4 \text{ g} / 144.476 = 0.176 \text{ mol}$$



15 Si la muestra de cuprita contiene 66.6 % en Cu, entonces en 100 g de muestra hay 66.6 g de Cu, que equivalen a 1.048 mol Cu

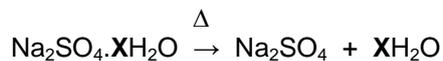
$$n_{Cu} = 66.6 \text{ g} / 63.546 \text{ g/mol} = 1.048 \text{ mol Cu}$$



Conociendo los moles de Cu_2O presentes en la muestra, podemos calcular la masa de Cu_2O y conocer el % que representa del total de la muestra

$$m = 0.52 \text{ mol} \times 143.091 \text{ g/mol} = 74.4 \text{ g de } Cu_2O, \text{ entonces un } \mathbf{74.4 \%} \text{ de la muestra es } Cu_2O.$$

16 En primer lugar es necesario plantear la reacción del proceso.



Para continuar debo deducir la relación de moles de la reacción química, a partir de las masa de los productos obtenidos

Si 15.00 g de $Na_2SO_4 \cdot XH_2O$ sufrieron una pérdida de masa de 7.05 g de H_2O

$$\text{masa de } Na_2SO_4 = 15 - 7.05 \text{ g} = 7.95 \text{ g}$$

$$n_{Na_2SO_4} = m/PM = 7.95 \text{ g} / 142.04 \text{ g/mol} = 0.056 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = m/PM = 7.05 \text{ g} / 18.01 \text{ g/mol} = 0.391 \text{ mol}$$

$$X = 0.391 \text{ mol} / 0.056 \text{ mol} = 6.98 \approx \mathbf{7}$$

Curso de Química General/Química I
Estequiometría

17 Para resolver este problema, suponemos que la muestra del mineral de 100 g es producto de la mezcla de una masa de A y B, y que la misma contendrá 35 g de Mn que son aportados por A y B de acuerdo a sus % de Mn respectivos. Se genera entonces un sistema de ecuaciones.

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g Mineral} = m_A + m_B \\ 35 \text{ g Mn} = 0.40 (m_A) + 0.25 (m_B) \end{array} \right\} \rightarrow \begin{array}{l} m_A = 100 \text{ g} - m_B \\ 35 \text{ g Mn} = 0.40 (100 \text{ g} - m_B) + 0.25 (m_B) \\ m_B = 33.3 \text{ g} \\ m_A = 66.7 \text{ g} \end{array}$$

Entonces la opción correcta es la **c) 66.7 g de A y 33.3 g de B**

18 a) Comenzamos suponiendo una masa inicial de 100 g del compuesto, conteniendo 19 g de Sn y 81 g de I.

Para calcular la fórmula empírica se debe calcular la mínima relación de moles que existe entre los átomos de un compuesto, por lo que se calcula el número de moles de cada elemento y luego se divide por el menor número de moles.

$$n_{\text{Sn}} = m / \text{PM} = 19 \text{ g} / 118.710 \text{ g/mol} = 0.16 \text{ mol}$$

$$n_{\text{I}} = m / \text{PM} = 81 \text{ g} / 126.904 \text{ g/mol} = 0.64 \text{ mol}$$

$$0.64 \text{ mol de yodo} / 0.16 \text{ mol de estaño} = 4$$

Por lo tanto la mínima relación de átomos en este compuesto es de 4 átomos de I por cada átomo de Sn. Fórmula mínima = SnI_4

b) Comenzamos suponiendo una masa inicial de 100 g del compuesto, conteniendo 25.9 g de Fe y 74.1 g de Br.

Para calcular la fórmula empírica se debe calcular la mínima relación de moles que existe entre los átomos de un compuesto, por lo que se calcula el número de moles de cada elemento y luego se divide por el menor número de moles.

$$n_{\text{Fe}} = m / \text{PM} = 25.9 \text{ g} / 55.845 \text{ g/mol} = 0.46 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Br}} = m / \text{PM} = 74.1 \text{ g} / 79.904 \text{ g/mol} = 0.92 \text{ mol}$$

$$0.92 \text{ mol} / 0.46 \text{ mol} = 2$$

Por lo tanto la mínima relación de átomos en este compuesto es de 2 átomos de Br por cada átomo de Fe. Fórmula mínima = FeBr_2

c) Comenzamos suponiendo una masa inicial de 100 g del compuesto, conteniendo 62.6 g de Pb, 8.5 g de N y 29.0 g de O.

Para calcular la fórmula empírica se debe calcular la mínima relación de moles que existe entre los átomos de un compuesto, por lo que se calcula el número de moles de cada elemento y luego se divide por el menor número de moles.

$$n_{\text{Pb}} = m / \text{PM} = 62.6 \text{ g} / 207.2 \text{ g/mol} = 0.3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}} = m / \text{PM} = 8.5 \text{ g} / 14.007 \text{ g/mol} = 0.6 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}} = m / \text{PM} = 29.0 \text{ g} / 15.999 \text{ g/mol} = 1.8 \text{ mol}$$

$$1.8 \text{ mol} / 0.3 \text{ mol} = 6$$

$$0.6 \text{ mol} / 0.3 \text{ mol} = 2$$

Por lo tanto la mínima relación de átomos en este compuesto es de 6 átomos de O, 2 átomos de N, por cada átomo de Pb. Fórmula mínima = PbN_2O_6 reordenando $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

19 En este ejercicio se debe primero calcular la masa porcentual de Fe en Fe_3O_4

$$\text{La masa molecular de } \text{Fe}_3\text{O}_4 = (3 \times 55.847 \text{ u}) + (4 \times 15.999 \text{ u}) = 231.54 \text{ u}$$

$$\% \text{ Fe en } \text{Fe}_3\text{O}_4 = ((3 \times 55.847 \text{ u}) / 231.54 \text{ u}) 100 \% = 72.36 \%$$

Por lo tanto, para conocer cuánto Fe_3O_4 debo procesar para obtener 1000 kg de Fe:

Curso de Química General/Química I
Estequiometría

$$\begin{array}{l} 0.7236 \text{ kg de Fe} \quad ___ \quad 1 \text{ kg de Fe}_3\text{O}_4 \\ 1000 \text{ kg de Fe} \quad ___ \quad X = 1382 \text{ kg de Fe}_3\text{O}_4 \end{array}$$

Sin embargo el Fe_3O_4 sólo corresponde al 35 % del mineral, por lo que 1382 kg será el 35 % de la magnetita, el peso del mineral a procesar se puede calcular de la siguiente forma:

$$\begin{array}{l} \text{Si el 35 \% del peso de Magnetita} \quad ___ \quad 1382 \text{ kg} \\ 100 \% \text{ de Magnetita} \quad ___ \quad \mathbf{X = 3950 \text{ kg o } 3.95 \text{ toneladas}} \end{array}$$

Otra forma de resolver este ejercicio es teniendo presente la relación de moles de Fe respecto del Fe_3O_4 y de esta forma plantearlo todo mediante regla de tres:

$$\begin{array}{l} 3 \text{ mol de Fe} \quad ___ \quad 1 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4 \\ 3 \text{ mol (55.847g/mol)} \quad ___ \quad 1 \text{ mol (231.54 g/mol)} \\ 10^6 \text{ g (una tonelada) de Fe} \quad ___ \quad X = 1.38 \times 10^6 \text{ g de Fe}_3\text{O}_4 \end{array}$$

Debido a que la magnetita contiene 35 % de Fe_3O_4 , entonces

$$\begin{array}{l} 35 \% \text{ del peso del mineral} \quad ___ \quad 1.38 \times 10^6 \text{ g de Fe}_3\text{O}_4 \\ 100 \% \text{ del peso del mineral} \quad ___ \quad \mathbf{X = 3.95 \times 10^6 \text{ g de mineral (3950 kg, 3.95 toneladas)}} \end{array}$$

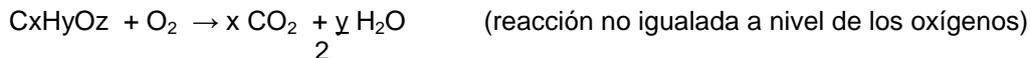
20 Para resolver este ejercicio, se debe calcular primero la masa de 4 átomos de Fe

$$m_{(4 \text{ át Fe})} = 55.847 \text{ u} \times 4 = 223.38 \text{ u}$$

Cómo la hemoglobina contiene 0.340 % de masa en Fe, y que esa masa en Fe equivale a 223.38 u, entonces la masa de la hemoglobina se calcula de la siguiente forma:

$$\begin{array}{l} 0.340 \% \text{ de masa} \quad ___ \quad 223.38 \text{ u} \\ 100 \text{ masa} \quad ___ \quad \mathbf{X = 65702 \text{ u o } 65702 \text{ Da (Dalton)}} \end{array}$$

21 Para determinar la fórmula empírica del butirato de etilo se debe conocer la relación de moles de los átomos que lo componen. La reacción de combustión del butirato de etilo es la siguiente:



A partir de lo obtenido en la reacción de combustión se puede calcular los moles de CO_2 y H_2O

$$n_{\text{CO}_2} = m/\text{PM} = 6.32 \times 10^{-3} \text{ g} / 44.009 \text{ g/mol} = 1.44 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Todo el carbono presente en el butirato de etilo, luego de la reacción de combustión, se transforma a CO_2 .

$$\text{Entonces en el butirato de etilo hay } 1.44 \times 10^{-4} \text{ mol de C} \rightarrow m = \text{PM} \cdot n_{\text{C}} = 1.73 \times 10^{-3} \text{ g C}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = m/\text{PM} = 2.58 \times 10^{-3} \text{ g} / 18.015 \text{ g/mol} = 1.43 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Todo el H presente en el H_2O también es originario del butirato de etilo, entonces:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2\text{O} \quad ___ \quad 2 \text{ moles H} \\ 1.43 \times 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{O} \quad ___ \quad X \end{array}$$

$$X = 2.86 \times 10^{-4} \text{ mol H presentes en el butirato de etilo, } m = \text{PM} \cdot n_{\text{H}} = 2.88 \times 10^{-4} \text{ g}$$

A partir de los moles calculados se puede conocer la masa de C e H, y de esta forma calcular la masa del O, a partir de la masa del butirato de etilo

$$m_{\text{O}} = 2.78 \text{ mg} - 1.73 \text{ mg} - 0.28 \text{ mg} = 0.793 \text{ mg} \rightarrow n_{\text{O}} = 4.96 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

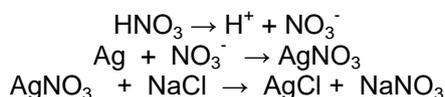
Relación de moles respecto al O:

$$n_{\text{C}}/n_{\text{O}} = 1.44 \times 10^{-4} \text{ mol} / 4.96 \times 10^{-5} \text{ mol} = 2.9 \sim 3, \text{ hay 3 átomos de C por cada átomo de O.}$$

$$n_{\text{H}}/n_{\text{O}} = 2.86 \times 10^{-4} \text{ mol} / 4.96 \times 10^{-5} \text{ mol} = 5.8 \sim 6, \text{ hay 6 átomos de H por cada átomo de O.}$$

Fórmula empírica = $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, entonces el $\text{PF}_{\text{empírica}} = 58.08 \text{ u} \sim 58.08 \text{ g/mol}$

22 Las reacciones más significativas durante el proceso son:



Curso de Química General/Química I
Estequiometría

1 mol de AgCl ___ 1 mol de Ag
143.32 g AgCl ___ 107.868 g Ag
7.2 g AgCl ___ X = 5.42 g Ag

5.82 g ___ 100 % peso de la moneda
5.42 g Ag ___ X = 93% del peso de la moneda, **opción a)**

23 100 g = 48 g C + 4 g H + 22.4 g N + 12.8 g S + 12.8 g O

$n_C = 48 \text{ g} / 12.0107 \text{ g/mol} = 4 \text{ mol}$
 $n_H = 4 \text{ g} / 1.007 \text{ g/mol} = 4 \text{ mol}$
 $n_N = 22.4 \text{ g} / 14.0067 \text{ g/mol} = 1.6 \text{ mol}$
 $n_S = 12.8 \text{ g} / 32.065 \text{ g/mol} = 0.4 \text{ mol}$
 $n_O = 12.8 \text{ g} / 15.999 \text{ g/mol} = 0.8 \text{ mol}$

$n_C / n_S = 4 \text{ mol} / 0.4 \text{ mol} = 10$
 $n_H / n_S = 4 \text{ mol} / 0.4 \text{ mol} = 10$
 $n_N / n_S = 1.6 \text{ mol} / 0.4 \text{ mol} = 4$
 $n_O / n_S = 0.8 \text{ mol} / 0.4 \text{ mol} = 2$
Fórmula mínima = $C_{10}H_{10}O_2N_4S$

Peso de la Fórmula Mínima = 250 u

Peso de la Fórmula Molecular / Peso de la Fórmula Mínima = 250 u/250 u = 1

Fórmula Molecular = $C_{10}H_{10}O_2N_4S$, **opción b)**

24 $4 X + 3 O_2 \rightarrow X_4O_6$

Podemos comenzar calculando los moles de O_2 que reaccionan con X y a través de la relación de moles de la reacción determinar cuántos moles de X debieron reaccionar con 5.76 g de O_2

$n_{O_2} = 5.76 \text{ g} / 31.998 \text{ g/mol} = 0.18 \text{ mol}$

3 mol O_2 ___ 4 mol X
0.18 mol O_2 ___ x = 0.24 mol X

PM = m/n = 18 g / 0.24 mol = 75 g/mol \approx **75 u** \rightarrow El elemento X corresponde al As

25 Primero debemos plantear la ecuación de la reacción y balancearla, para conocer la relación de moles

$Fe(s) + 2 HCl(ac) \rightarrow FeCl_2(ac) + H_2(g)$

Cómo se puso a reaccionar 40.0 g de hierro 83 % puro, entonces la masa real de Fe se puede obtener mediante el siguiente cálculo

100% masa ___ 40 g Fe (impuro)
83% masa ___ X = 33.2 g Fe

1 mol Fe ___ 2 mol HCl
55.845 g ___ 2 (36.46) g
33.2 g ___ **X = 43.2 g de HCl**

26 Para calcular la molaridad final de esta mezcla, debemos determinar los moles de ácido sulfúrico que aportan ambas soluciones y el volumen final resultante de la adición.

Para el ácido 0.4 M

Para el ácido 0.85 M

$n = M \times V = 0.4 \text{ M} \times 0.025 \text{ L} = 0.01 \text{ mol}$

$n = M \times V = 0.85 \text{ M} \times 0.05 \text{ L} = 0.0425 \text{ mol}$

$M_f = (0.01 \text{ mol} + 0.0425 \text{ mol}) / (0.025 \text{ L} + 0.05 \text{ L}) = \mathbf{0.7 \text{ M}}$

27 Para resolver este ejercicio hay que determinar la molaridad de una disolución 10 % (m/m). Entonces para calcular la molaridad debemos conocer entonces los moles NaCl y el volumen de la solución.

Curso de Química General/Química I
Estequiometría

Sabemos que 100 g de solución hay 10 g NaCl o si lo expresamos en términos de moles

$$n \text{ NaCl} = 10 \text{ g} / 58.44 \text{ g/mol} = 0.17 \text{ mol}$$

A partir de la densidad de la solución podemos relacionar la masa de la solución que contiene 0.17 mol de NaCl y el volumen que la misma representa

$$d = m/V \rightarrow V = m/d = 100 \text{ g} / 1.071 \text{ g.mL}^{-1} \rightarrow V = 93.4 \text{ mL}$$

$$M = n/V = 0.17 \text{ mol} / 0.093 \text{ L} = \mathbf{1.8 \text{ M}}$$

28 Sabemos que

$$A \rightarrow d = 0.8 \text{ g.mL}^{-1}$$

$$B \rightarrow d = 1.8 \text{ g.mL}^{-1}$$

$$\text{Solución final } V = 1 \text{ L}, d = 1.4 \text{ g.mL}^{-1} \rightarrow m = d \cdot V = 1.4 \text{ g.mL}^{-1} \cdot 1000 \text{ mL} = 1400 \text{ g}$$

Suponiendo que los volúmenes son aditivos, tenemos que

$$1400 \text{ g} = m_A + m_B$$

$$1000 \text{ mL} = V_A + V_B$$

$$m_A = 0.8 \text{ g.mL}^{-1} \cdot V_A$$

$$m_B = 1.8 \text{ g.mL}^{-1} \cdot V_B$$

$$1400 \text{ g} = 0.8 \text{ g.mL}^{-1} \cdot V_A + 1.8 \text{ g.mL}^{-1} \cdot V_B$$

$$V_A = 1000 \text{ mL} - V_B$$

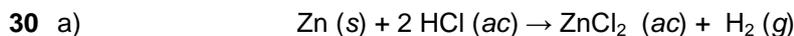
Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene que $V_B = 600 \text{ mL}$ y $V_A = 400 \text{ mL}$

29

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

$$V_f \text{ HNO}_3 = (5 \text{ M} \cdot 0.2 \text{ L}) / 2 \text{ M} = 0.5 \text{ L}$$

Entonces si el volumen final es de 500 mL, deben agregarse solo 300 mL al volumen inicial de 200 mL para realizar la dilución. La respuesta correcta es la **opción a)**



b) 2 mol HCl	___	1 mol H ₂
2 mol (36.46 g/mol)	___	1 mol (2.02 g/mol)
X	___	4.68 g H ₂

$$X = 168.94 \text{ g HCl deben reaccionar para liberar } 4.68 \text{ g H}_2$$

Como se dispone de un HCl $d = 1.18 \text{ g.mL}^{-1}$ y cuyo porcentaje en masa es 35 % (m/m), sabemos que

35 g HCl	___	100 g solución
168.94 g HCl	___	X = 482.68 g solución

El volumen en mL de HCl que serán necesarios para reaccionar se determina conociendo la densidad del mismo

$$d = m/V \rightarrow V = m / d = 482.68 \text{ g} / 1.18 \text{ g.mL}^{-1} = \mathbf{409 \text{ mL HCl}}$$

31 Ingesta diaria de Vitamina = 0.086 ppm

$1 \times 10^6 \text{ g}$	___	0.086 g
$70 \times 10^3 \text{ g}$	___	X = 0.006 g = 6 mg

20% Absorción	___	6 mg	
100%	___	X = 30 mg	→Un adulto debe ingerir 30 mg diarios de vitamina B 12

Por favor no imprima si no es necesario. Cuidar el medioambiente es responsabilidad de TODOS