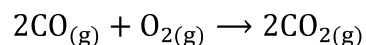


3.65 Considere la combustión del monóxido de carbono (CO) en oxígeno gaseoso:



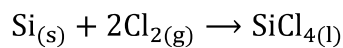
Si la reacción se inicia con 3,60 moles de CO, calcule el número de moles de CO<sub>2</sub> que se producen si hay suficiente oxígeno para reaccionar con todo el CO.

Respuesta/ 3,60 mol de CO<sub>2</sub>

$$3,60 \text{ mol CO} * \frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol CO}} = 3,60 \text{ mol CO}_2$$

FARMACIA UCR

3.66 El tetracloruro de silicio ( $\text{SiCl}_4$ ) se puede preparar por calentamiento del Si en cloro gaseoso:



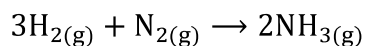
En una reacción se producen 0,507 moles de  $\text{SiCl}_4$ . ¿Cuántos moles de cloro molecular se utilizaron en la reacción?

Respuesta/ 1,01 mol de  $\text{Cl}_2$

$$0,507 \text{ mol SiCl}_4 * \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol SiCl}_4} = 1,01 \text{ mol Cl}_2$$

FARMACIA UCR

3.67 El amoníaco es el principal fertilizante de nitrógeno. Se obtiene mediante la reacción entre hidrógeno y nitrógeno.



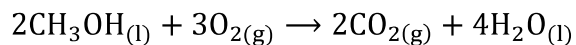
En una reacción particular se produjeron 6,0 moles de  $\text{NH}_3$ . ¿Cuántos moles de  $\text{H}_2$  y cuántos moles de  $\text{N}_2$  entraron en la reacción para producir esta cantidad de  $\text{NH}_3$ ?

Respuesta/ 9,0 mol de  $\text{H}_2$  y 3,0 mol de  $\text{N}_2$

$$6,0 \text{ mol NH}_3 * \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 9,0 \text{ mol H}_2$$

$$6,0 \text{ mol NH}_3 * \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 3,0 \text{ mol N}_2$$

3.68 Ciertos coches de carreras usan metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ , también llamado “alcohol de madera”) como combustible. La combustión del metanol ocurre de acuerdo con la siguiente ecuación:



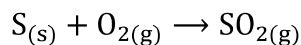
En una reacción específica, 9,8 moles de  $\text{CH}_3\text{OH}$  reaccionan con un exceso de  $\text{O}_2$ . Calcule el número de moles de  $\text{H}_2\text{O}$  que se forman.

Respuesta/ 20 mol de  $\text{H}_2\text{O}$

$$9,8 \text{ mol CH}_3\text{OH} * \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = 20 \text{ mol H}_2\text{O}$$

FARMACIA UCR

3.69 La producción anual de dióxido de azufre, como resultado de la combustión del carbón, de combustibles fósiles, de los escapes de los automóviles y otras fuentes es, aproximadamente, de 26 millones de toneladas. La ecuación para la reacción es



¿Qué cantidad de azufre (en toneladas) presente en los materiales originales produce esta cantidad de  $\text{SO}_2$ ?

Respuesta/  $1,3 \times 10^7$  ton de S

$$\begin{aligned} 26 \times 10^6 \text{ ton SO}_2 & * \frac{1 \times 10^6 \text{ g}}{\text{ton}} * \frac{\text{mol SO}_2}{64,06 \text{ g SO}_2} * \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol SO}_2} * \frac{32,06 \text{ g S}}{\text{mol S}} * \frac{\text{ton}}{1 \times 10^6 \text{ g}} \\ & = 1,3 \times 10^7 \text{ ton S} \end{aligned}$$

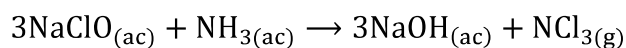
3.70 Cuando se calienta el polvo para hornear (bicarbonato de sodio o hidrogenocarbonato de sodio,  $\text{NaHCO}_3$ ) se libera dióxido de carbono gaseoso, que es el responsable de que se esponjen las galletas, las roquillas y el pan. a) Escriba una ecuación balanceada para la descomposición de dicho compuesto (uno de los productos es  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). b) Calcule la masa de  $\text{NaHCO}_3$  que se requiere para producir 20,5 g de  $\text{CO}_2$ .

Respuesta/ a)  $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
b) 78,3 g de  $\text{NaHCO}_3$

b)

$$20,5 \text{ g CO}_2 * \frac{\text{mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} * \frac{2 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} * \frac{84,01 \text{ g NaHCO}_3}{\text{mol NaHCO}_3} = 78,3 \text{ g NaHCO}_3$$

3.71 Si se mezcla blanqueador de cloro con otros productos de limpieza que contengan amoníaco, se puede formar el gas tóxico  $\text{NCl}_3(\text{g})$ , de acuerdo con la ecuación

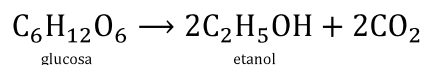


Cuando 2,94 g de  $\text{NH}_3$  reaccionan con un exceso de  $\text{NaClO}$ , de acuerdo con la reacción precedente, ¿cuántos gramos de  $\text{NCl}_3$  se forman?

Respuesta/ 20,8 g de  $\text{NCl}_3$

$$2,94 \text{ g NH}_3 * \frac{\text{mol NH}_3}{17,03 \text{ g NH}_3} * \frac{1 \text{ mol NCl}_3}{1 \text{ mol NH}_3} * \frac{120,36 \text{ g NCl}_3}{\text{mol NCl}_3} = 20,8 \text{ g NCl}_3$$

3.72 La fermentación es un proceso químico complejo que se utiliza en la elaboración de los vinos, en el que la glucosa se convierte en etanol y dióxido de carbono:



Si se comienza con 500,4 g de glucosa, ¿cuál es la máxima cantidad de etanol, en gramos y en litros, que se obtendrá por medio de este proceso? (Densidad del etanol = 0,789 g/mL)

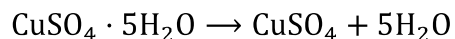
**Respuesta/** 255,9 g de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH y 0,324 L de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH

$$500,4 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 * \frac{\text{mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,16 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} * \frac{2 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} * \frac{46,07 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}$$
$$= 255,9 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$255,9 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} * \frac{\text{mL C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0,789 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} * \frac{\text{L}}{1000 \text{ mL}} = 0,324 \text{ L C}_2\text{H}_5\text{OH}$$



3.73 Cada unidad de sulfato de cobre (II) está asociada a cinco moléculas de agua en el compuesto cristalino sulfato de cobre (II) pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ). Cuando este compuesto se calienta en aire por encima de  $100\text{ }^\circ\text{C}$  pierde las moléculas de agua y también su color azul:

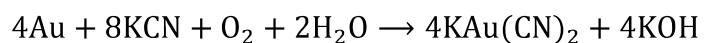


Si quedan 9,60 g de  $\text{CuSO}_4$  después de calentar 15,01 g del compuesto azul, calcule el número de moles de  $\text{H}_2\text{O}$  que había originalmente en el compuesto.

Respuesta/ 0,301 mol de  $\text{H}_2\text{O}$

$$9,60 \text{ g CuSO}_4 * \frac{\text{mol CuSO}_4}{159,60 \text{ g CuSO}_4} * \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 0,301 \text{ mol H}_2\text{O}$$

3.74 Durante muchos años, la recuperación del oro, es decir, la separación del oro de otros materiales, implicó el uso de cianuro de potasio:



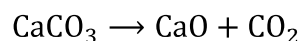
¿Cuál es la mínima cantidad de KCN, en moles, que se necesita para extraer 29,0 g (alrededor de una onza) de oro?

Respuesta/ 0,294 mol de KCN

$$29,0 \text{ g Au} * \frac{\text{mol Au}}{196,97 \text{ g Au}} * \frac{8 \text{ mol KCN}}{4 \text{ mol Au}} = 0,294 \text{ mol KCN}$$

3.75 La piedra caliza ( $\text{CaCO}_3$ ) se descompone, por calentamiento, en cal viva ( $\text{CaO}$ ) y dióxido de carbono. Calcule cuántos gramos de cal viva se pueden producir a partir de 1,0 kg de piedra caliza.

Respuesta/  $5,6 \times 10^2$  g de  $\text{CaO}$



$$1,0 \times 10^3 \text{ g CaCO}_3 * \frac{\text{mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} * \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} * \frac{56,08 \text{ g CaO}}{\text{mol CaO}} = 5,6 \times 10^2 \text{ g CaO}$$

3.76 El óxido nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ) también se llama “gas hilarante”. Se puede preparar a partir de la descomposición térmica de nitrato de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ). El otro producto es agua. a) Escriba una ecuación balanceada para esta reacción. b) ¿Cuántos gramos de  $\text{N}_2\text{O}$  se formarán si se utilizan 0,46 moles de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  para la reacción?

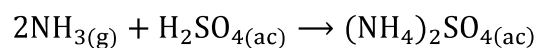
Respuesta/ a)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$   
b) 20 g de  $\text{N}_2\text{O}$

b)

$$0,46 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 * \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} * \frac{44,01 \text{ g N}_2\text{O}}{\text{mol N}_2\text{O}} = 20 \text{ g N}_2\text{O}$$

FARMACIA UCR

3.77 El fertilizante sulfato de amonio  $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$  se prepara mediante la reacción entre amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y ácido sulfúrico:



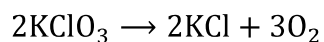
¿Cuántos kg de  $\text{NH}_3$  se necesitan para producir  $1,00 \times 10^5$  kg de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ?

**Respuesta/**  $2,58 \times 10^4$  kg de  $\text{NH}_3$

$$1,00 \times 10^5 \text{ kg } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 * \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} * \frac{\text{mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{132,13 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} * \frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \\ * \frac{17,03 \text{ g } \text{NH}_3}{\text{mol } \text{NH}_3} * \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} = 2,58 \times 10^4 \text{ kg } \text{NH}_3$$

3.78 Un método común para la preparación de oxígeno gaseoso en el laboratorio utiliza la descomposición térmica de clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ). Suponiendo que la descomposición es completa, calcule el número de gramos de  $\text{O}_2$  gaseoso que se obtendrán a partir de 46,0 g de  $\text{KClO}_3$  (los productos son  $\text{KCl}$  y  $\text{O}_2$ ).

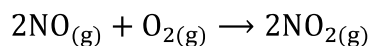
Respuesta/ 18,0 g de  $\text{O}_2$



$$46,0 \text{ g KClO}_3 * \frac{\text{mol KClO}_3}{122,54 \text{ g KClO}_3} * \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} * \frac{32,00 \text{ g O}_2}{\text{mol O}_2} = 18,0 \text{ g O}_2$$

FARMACIA UCR

3.83 El óxido nítrico (NO) reacciona inmediatamente con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de nitrógeno (NO<sub>2</sub>), un gas café oscuro:



En un experimento se mezclaron 0,886 moles de NO con 0,503 moles de O<sub>2</sub>. Calcule cuál de los dos reactivos es el limitante. Calcule también el número de moles de NO<sub>2</sub> producido.

**Respuesta/** El reactivo limitante es NO y se produjeron 0,886 mol de NO<sub>2</sub>

$$0,886 \text{ mol NO} * \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol NO}} = 0,443 \text{ mol O}_2 \Rightarrow \text{O}_2 \text{ es el reactivo en exceso}$$

$$0,886 \text{ mol NO} * \frac{2 \text{ mol NO}_2}{2 \text{ mol NO}} = 0,886 \text{ mol NO}_2$$

3.84 El amoníaco y el ácido sulfúrico reaccionan para formar sulfato de amonio. a) Escriba una ecuación para la reacción. b) Determine la masa inicial (en g) de cada reactivo si se producen 20,3 g de sulfato de amonio y quedan sin reaccionar 5,89 g de ácido sulfúrico.

Respuesta/ a)  $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$   
b) 5,23 g de  $\text{NH}_3$  y 21,0 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

b)

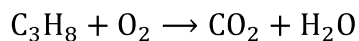
$$20,3 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 * \frac{\text{mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{132,13 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} * \frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} * \frac{17,03 \text{ g } \text{NH}_3}{\text{mol } \text{NH}_3}$$
$$= 5,23 \text{ g } \text{NH}_3$$

$$20,3 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 * \frac{\text{mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{132,13 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} * \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} * \frac{98,07 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{\text{mol } \text{H}_2\text{SO}_4}$$
$$= 15,1 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$(15,1 + 5,89) \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 = 21,0 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$$



3.85 El propano ( $C_3H_8$ ) es un componente del gas natural y se utiliza para cocinar y para la calefacción doméstica. a) Haga el balanceo de la siguiente ecuación, que representa la combustión del propano en el aire:



b) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se pueden producir a partir de la combustión de 3,65 moles de propano? Suponga que el oxígeno es el reactivo en exceso en esta reacción.

**Respuesta/** a)  $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$   
b) 482 g de  $CO_2$

b)

$$3,65 \text{ mol } C_3H_8 * \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} * \frac{44,01 \text{ g } CO_2}{\text{mol } CO_2} = 482 \text{ g } CO_2$$

3.86 Considere la reacción



Si reaccionan 0,86 moles de  $\text{MnO}_2$  y 48,2 g de  $\text{HCl}$ , ¿cuál de los reactivos se consumirá primero? ¿Cuántos gramos de  $\text{Cl}_2$  se producirán?

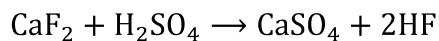
**Respuesta/** Se consumirá primero el  $\text{HCl}$  y se producirán 23,4 g de  $\text{Cl}_2$

$$0,86 \text{ mol MnO}_2 * \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol MnO}_2} * \frac{36,46 \text{ g HCl}}{\text{mol HCl}} = 1,3 \times 10^2 \text{ g HCl}$$

⇒  $\text{HCl}$  es el reactivo limitante

$$48,2 \text{ g HCl} * \frac{\text{mol HCl}}{36,46 \text{ g HCl}} * \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} * \frac{70,90 \text{ g Cl}_2}{\text{mol Cl}_2} = 23,4 \text{ g Cl}_2$$

3.89 El fluoruro de hidrógeno se utiliza en la manufactura de los freones (los cuales destruyen el ozono de la estratosfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara a partir de la reacción



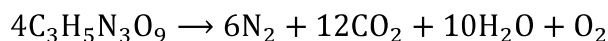
En un proceso, se tratan 6,00 kg de  $\text{CaF}_2$  con un exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y se producen 2,86 kg de HF. Calcule el porcentaje de rendimiento de HF.

Respuesta/ 92,9 % de rendimiento de HF

$$6,00 \times 10^3 \text{ g CaF}_2 * \frac{\text{mol CaF}_2}{78,07 \text{ g CaF}_2} * \frac{2 \text{ mol HF}}{1 \text{ mol CaF}_2} * \frac{20,01 \text{ g HF}}{\text{mol HF}} = 3,08 \times 10^3 \text{ g HF}$$

$$\frac{2,86 \times 10^3 \text{ g HF (rend real)}}{3,08 \times 10^3 \text{ g HF (rend teórico)}} * 100 = 92,9 \%$$

3.90 La nitroglicerina ( $C_3H_5N_3O_9$ ) es un explosivo muy potente. Su descomposición se puede representar mediante



Esta reacción genera una gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos. La velocidad de formación de estos gases, así como su rápida expansión, es lo que causa la explosión. a) ¿Cuál es la máxima cantidad de  $O_2$  en gramos que se obtendrá a partir de  $2,00 \times 10^2$  g de nitroglicerina? b) Calcule el porcentaje de rendimiento de esa reacción si se encuentra que la cantidad de  $O_2$  producida fue de 6,55 g.

Respuesta/ a) 7,05 g de  $O_2$   
b) 92,9 % de rendimiento

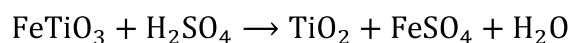
a)

$$200 \text{ g } C_3H_5N_3O_9 * \frac{\text{mol } C_3H_5N_3O_9}{227,08 \text{ g } C_3H_5N_3O_9} * \frac{1 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } C_3H_5N_3O_9} * \frac{32,00 \text{ g } O_2}{\text{mol } O_2}$$
$$= 7,05 \text{ g } O_2$$

b)

$$\frac{6,55 \text{ g } O_2 \text{ (rend real)}}{7,05 \text{ g } O_2 \text{ (rend teórico)}} * 100 = 92,9 \%$$

3.91 El óxido de titanio (IV) ( $\text{TiO}_2$ ) es una sustancia blanca que se produce a partir de la reacción entre el ácido sulfúrico con el mineral ilmenita ( $\text{FeTiO}_3$ ):



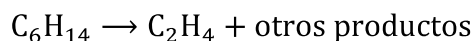
Sus propiedades de opacidad y no toxicidad lo convierten en una sustancia idónea para pigmentos de plásticos y pinturas. En un proceso,  $8,00 \times 10^3$  kg de  $\text{FeTiO}_3$  produjeron  $3,67 \times 10^3$  kg de  $\text{TiO}_2$ . ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

Respuesta/ 87,2 % de rendimiento

$$8,00 \times 10^3 \text{ kg FeTiO}_3 * \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} * \frac{\text{mol FeTiO}_3}{151,71 \text{ g FeTiO}_3} * \frac{1 \text{ mol TiO}_2}{1 \text{ mol FeTiO}_3} * \frac{79,86 \text{ g TiO}_2}{\text{mol TiO}_2} * \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} = 4,21 \times 10^3 \text{ kg TiO}_2$$

$$\frac{3,67 \times 10^3 \text{ kg TiO}_2 \text{ (rend real)}}{4,21 \times 10^3 \text{ kg TiO}_2 \text{ (rend teórico)}} * 100 = 87,2 \%$$

3.92 El etileno ( $C_2H_4$ ), un importante reactivo químico industrial, se puede preparar calentando hexano ( $C_6H_{14}$ ) a  $800\text{ }^\circ\text{C}$ :

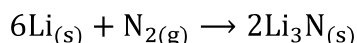


Si el rendimiento de la producción de etileno es 42,5 %, ¿qué masa de hexano se debe utilizar para producir 481 g de etileno?

Respuesta/  $3,48 \times 10^3$  g de  $C_6H_{14}$

$$481 \text{ g } C_2H_4 \text{ (rend real)} * \frac{100 \text{ g } C_2H_4 \text{ (rend teórico)}}{42,5 \text{ g } C_2H_4 \text{ (rend real)}} * \frac{\text{mol } C_2H_4}{28,05 \text{ g } C_2H_4} * \frac{1 \text{ mol } C_6H_{14}}{1 \text{ mol } C_2H_4} * \frac{86,18 \text{ g } C_6H_{14}}{\text{mol } C_6H_{14}} = 3,48 \times 10^3 \text{ g } C_6H_{14}$$

3.93 Cuando se calienta, el litio reacciona con el nitrógeno para formar nitruro de litio:



¿Cuál es el rendimiento teórico de  $\text{Li}_3\text{N}$  en gramos cuando 12,3 g de Li se calientan con 33,6 g de  $\text{N}_2$ ? Si el rendimiento real de  $\text{Li}_3\text{N}$  es 5,89 g, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

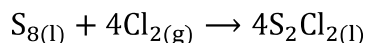
**Respuesta/** El rendimiento teórico de  $\text{Li}_3\text{N}$  es de 20,6 g y el porcentaje de rendimiento de la reacción es de 28,6 %

$$12,3 \text{ g Li} * \frac{\text{mol Li}}{6,94 \text{ g Li}} * \frac{1 \text{ mol N}_2}{6 \text{ mol Li}} * \frac{28,01 \text{ g N}_2}{\text{mol N}_2} = 8,27 \text{ g N}_2 \Rightarrow \text{N}_2 \text{ es el reactivo en exceso}$$

$$12,3 \text{ g Li} * \frac{\text{mol Li}}{6,94 \text{ g Li}} * \frac{2 \text{ mol Li}_3\text{N}}{6 \text{ mol Li}} * \frac{34,83 \text{ g Li}_3\text{N}}{\text{mol Li}_3\text{N}} = 20,6 \text{ g Li}_3\text{N}$$

$$\frac{5,89 \text{ g Li}_3\text{N (rend real)}}{20,6 \text{ g Li}_3\text{N (rend teórico)}} * 100 = 28,6 \%$$

3.94 El dicloruro de diazufre ( $S_2Cl_2$ ) se utiliza en la vulcanización del caucho, un proceso que impide que las moléculas del caucho se separen cuando éste se estira. Se prepara mediante el calentamiento del azufre en una atmósfera con cloro:



¿Cuál es el rendimiento teórico de  $S_2Cl_2$  en gramos cuando 4,06 g de  $S_8$  se calientan con 6,24 g de  $Cl_2$ ? Si el rendimiento real de  $S_2Cl_2$  es 6,55 g, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

**Respuesta/** El rendimiento teórico de  $S_2Cl_2$  es de 8,55 g y el porcentaje de rendimiento es de 76,6 %

$$4,06 \text{ g } S_8 * \frac{\text{mol } S_8}{256,48 \text{ g } S_8} * \frac{4 \text{ mol } Cl_2}{1 \text{ mol } S_8} * \frac{70,90 \text{ g } Cl_2}{\text{mol } Cl_2} = 4,49 \text{ g } Cl_2$$

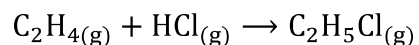
$\Rightarrow Cl_2$  es el reactivo en exceso

$$4,06 \text{ g } S_8 * \frac{\text{mol } S_8}{256,48 \text{ g } S_8} * \frac{4 \text{ mol } S_2Cl_2}{1 \text{ mol } S_8} * \frac{135,02 \text{ g } S_2Cl_2}{\text{mol } S_2Cl_2} = 8,55 \text{ g } S_2Cl_2$$

$$\frac{6,55 \text{ g } S_2Cl_2 \text{ (rend real)}}{8,55 \text{ g } S_2Cl_2 \text{ (rend teórico)}} * 100 = 76,6 \%$$



3.99 El etileno reacciona con cloruro de hidrógeno para formar cloruro de etilo.



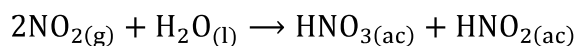
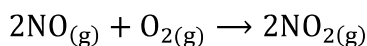
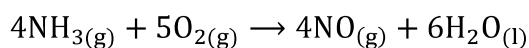
Calcule la masa de cloruro de etilo formado si 4,66 g de etileno reaccionan con un rendimiento de 89,4 %.

Respuesta/ 9,57 g de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$

$$4,66 \text{ g C}_2\text{H}_4 * \frac{\text{mol C}_2\text{H}_4}{28,05 \text{ g C}_2\text{H}_4} * \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{Cl}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4} * \frac{64,51 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{Cl}}{\text{mol C}_2\text{H}_5\text{Cl}} = 10,7 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{Cl}$$

$$10,7 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{Cl} (\text{rend teórico}) * \frac{89,4 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{Cl} (\text{rend real})}{100 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{Cl} (\text{rend teórico})} = 9,57 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{Cl}$$

3.101 El ácido nítrico se produce industrialmente mediante el proceso de Ostwald, representado con las siguientes ecuaciones:



¿Qué masa de  $\text{NH}_3$  (en g) se debe utilizar para producir 1,00 tonelada de  $\text{HNO}_3$  de acuerdo con el procedimiento anterior? Suponga un porcentaje de rendimiento de 80,0 % en cada uno de los pasos (1 tonelada = 2000 lb, 1 lb = 453,6 g).

Respuesta/  $9,53 \times 10^5$  g de  $\text{NH}_3$

$$1,00 \text{ ton HNO}_3 * \frac{2000 \text{ lb HNO}_3}{\text{ton}} * \frac{453,6 \text{ g HNO}_3}{\text{lb HNO}_3} = 9,07 \times 10^5 \text{ g HNO}_3$$

$$9,07 \times 10^5 \text{ g HNO}_3 (\text{rend real}) * \frac{100 \text{ g HNO}_3 (\text{rend teórico})}{80,0 \text{ g HNO}_3 (\text{rend real})} = 1,13 \times 10^6 \text{ g HNO}_3$$

$$1,13 \times 10^6 \text{ g HNO}_3 * \frac{\text{mol HNO}_3}{63,01 \text{ g HNO}_3} * \frac{2 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol HNO}_3} * \frac{46,00 \text{ g NO}_2}{\text{mol NO}_2} = 1,65 \times 10^6 \text{ g NO}_2$$

$$1,65 \times 10^6 \text{ g NO}_2 (\text{rend real}) * \frac{100 \text{ g NO}_2 (\text{rend teórico})}{80,0 \text{ g NO}_2 (\text{rend real})} = 2,06 \times 10^6 \text{ g NO}_2$$

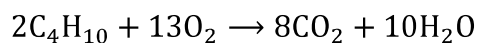
$$2,06 \times 10^6 \text{ g NO}_2 * \frac{\text{mol NO}_2}{46,00 \text{ g NO}_2} * \frac{2 \text{ mol NO}}{2 \text{ mol NO}_2} * \frac{30,01 \text{ g NO}}{\text{mol NO}} = 1,34 \times 10^6 \text{ g NO}$$

$$1,34 \times 10^6 \text{ g NO (rend real)} * \frac{100 \text{ g NO (rend teórico)}}{80,0 \text{ g NO (rend real)}} = 1,68 \times 10^6 \text{ g NO}$$

$$1,68 \times 10^6 \text{ g NO} * \frac{\text{mol NO}}{30,01 \text{ g NO}} * \frac{4 \text{ mol NH}_3}{4 \text{ mol NO}} * \frac{17,03 \text{ g NH}_3}{\text{mol NH}_3} = 9,53 \times 10^5 \text{ g NH}_3$$

3.103 ¿Cuántos gramos de H<sub>2</sub>O se producirán por la combustión completa de 26,7 g de butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>)?

Respuesta/ 41,4 g de H<sub>2</sub>O



$$26,7 \text{ g C}_4\text{H}_{10} * \frac{\text{mol C}_4\text{H}_{10}}{58,12 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} * \frac{10 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} * \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O}} = 41,4 \text{ g H}_2\text{O}$$

FARMACIA UCR

3.104 Una muestra de 26,2 g de ácido oxálico dihidratado ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) se calienta en un horno hasta que se elimina toda el agua. ¿Cuánto ácido anhidro queda?

Respuesta/ 18,7 g de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

$$26,2 \text{ g } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} * \frac{\text{mol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{126,06 \text{ g } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} * \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}$$
$$* \frac{90,03 \text{ g } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{\text{mol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 18,7 \text{ g } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

FARMACIA UCR

3.106 ¿Cuántos moles de O se necesitan para combinarse con 0,212 moles de C para formar: a) CO y b) CO<sub>2</sub>?

Respuesta/ a) 0,212 mol de O  
b) 0,424 mol de O

a)

$$0,212 \text{ mol C} * \frac{1 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol C}} * \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CO}} = 0,212 \text{ mol O}$$

b)

$$0,212 \text{ mol C} * \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} * \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,424 \text{ mol O}$$

FARMACIA UCR

3.108 El sulfato de aluminio hidratado  $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}]$  contiene 8,10 % en masa de Al. Calcule x, es decir, el número de moléculas de agua asociadas a cada unidad de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Respuesta/ x es igual a 18

Si tenemos 100 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$

$$100 \text{ g } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O} * \frac{\text{mol } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}}{(342,13 + x * 18,02) \text{ g } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}}$$

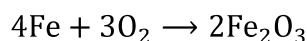
$$* \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}} * \frac{26,98 \text{ g Al}}{\text{mol Al}} = 8,10 \text{ g Al}$$

$$x = 18,0$$

FARMACIA UCR

3.111 Una barra de hierro pesó 664 g. Después de que la barra se deja a la intemperie durante un mes, exactamente una octava parte del hierro se ha convertido en herrumbre ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). Calcule la masa final del hierro y de la herrumbre.

**Respuesta/** La masa final del hierro es de 581 g y de la herrumbre es de 119 g



$$664 \text{ g Fe} * \frac{7}{8} = 581 \text{ g Fe}$$

$$664 \text{ g Fe} * \frac{1}{8} * \frac{\text{mol Fe}}{55,84 \text{ g Fe}} * \frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Fe}} * \frac{159,69 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{\text{mol Fe}_2\text{O}_3} = 119 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

3.113 Una muestra impura de zinc (Zn) se trata con un exceso de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) para formar sulfato de zinc (ZnSO<sub>4</sub>) e hidrógeno molecular (H<sub>2</sub>). a) Escriba una ecuación balanceada para la reacción. b) Si se obtienen 0,0764 g de H<sub>2</sub> a partir de 3,86 g de la muestra, calcule el porcentaje de pureza de la muestra.

Respuesta/ a)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$   
b) 64,2 % m/m de Zn

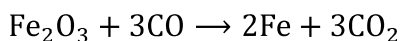
b)

$$0,0764 \text{ g H}_2 * \frac{\text{mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2} * \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol H}_2} * \frac{65,38 \text{ g Zn}}{\text{mol Zn}} = 2,48 \text{ g Zn}$$

$$\frac{2,48 \text{ g Zn}}{3,86 \text{ g muestra}} * 100 = 64,2 \% \text{ m/m}$$



3.114 Una de las reacciones que se llevan a cabo en un alto horno donde el mineral de hierro se convierte en hierro fundido, es



Suponga que se obtienen  $1,64 \times 10^3$  kg de Fe a partir de una muestra de  $2,62 \times 10^3$  kg de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Suponiendo que la reacción llegue a completarse, ¿cuál es el porcentaje de pureza del  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  en la muestra original?

Respuesta/ 89,7 % m/m de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

$$1,64 \times 10^3 \text{ kg Fe} * \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} * \frac{\text{mol Fe}}{55,84 \text{ g Fe}} * \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Fe}} * \frac{159,69 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{\text{mol Fe}_2\text{O}_3} * \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}}$$
$$= 2,35 \times 10^3 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3$$

$$\frac{2,35 \times 10^3 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3}{2,62 \times 10^3 \text{ kg muestra}} * 100 = 89,7 \% \text{ m/m}$$

3.122 Una mezcla de NaBr y Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> contiene 29,96 % de Na en masa. Calcule el porcentaje en masa de cada compuesto en la mezcla.

Respuesta/ 24,05 % m/m de NaBr y 75,95 % m/m de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Si tenemos 100,00 g de mezcla y "x" g de NaBr

$$x \text{ g NaBr} * \frac{\text{mol NaBr}}{102,89 \text{ g NaBr}} * \frac{1 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol NaBr}} * \frac{22,99 \text{ g Na}}{\text{mol Na}} + (100,00 - x) \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$
$$* \frac{\text{mol Na}_2\text{SO}_4}{142,04 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} * \frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} * \frac{22,99 \text{ g Na}}{\text{mol Na}} = 29,96 \text{ g Na}$$

$$x = 24,05 \text{ g NaBr} \Rightarrow 24,05 \% \text{ m/m}$$

$$100,00 \text{ g mezcla} - 24,05 \text{ g NaBr} = 75,95 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \Rightarrow 75,95 \% \text{ m/m}$$

3.123 Considere la reacción  $3A + 2B \rightarrow 3C$ . Un estudiante mezcló 4,0 moles de A con 4,0 moles de B y obtuvo 2,8 moles de C. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

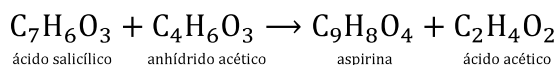
Respuesta/ 70 % de rendimiento

$$4,0 \text{ mol A} * \frac{2 \text{ mol B}}{3 \text{ mol A}} = 2,7 \text{ mol B} \Rightarrow \text{B es el reactivo en exceso}$$

$$4,0 \text{ mol A} * \frac{3 \text{ mol C}}{3 \text{ mol A}} = 4,0 \text{ mol C}$$

$$\frac{2,8 \text{ mol C (rend real)}}{4,0 \text{ mol C (rend teórico)}} * 100 = 70 \%$$

3.125 La aspirina o ácido acetilsalicílico se sintetiza mediante la reacción del ácido salicílico con anhídrido acético:



a) ¿Cuánto ácido salicílico se necesita para producir 0,400 g de aspirina (aproximadamente el contenido de una tableta), en caso de que el anhídrido acético se presente en exceso? b) Calcule la cantidad de ácido salicílico necesaria si sólo 74,9 % de ácido salicílico se convierte en aspirina. c) En un experimento, 9,26 g de ácido salicílico se hicieron reaccionar con 8,54 g de anhídrido acético. Calcule el rendimiento teórico de aspirina y el porcentaje de rendimiento si sólo se producen 10,9 g de aspirina.

**Respuesta/** a) 0,307 g de  $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$   
 b) 0,410 g de  $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$   
 c) El rendimiento teórico de aspirina es de 12,1 g y el porcentaje de rendimiento es de 90,1 %

a)

$$0,400 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4 * \frac{\text{mol C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{180,16 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4} * \frac{1 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3}{1 \text{ mol C}_9\text{H}_8\text{O}_4} * \frac{138,12 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3}{\text{mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3}$$

$$= 0,307 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3$$

b)

$$0,307 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3 \text{ (rend real)} * \frac{100 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3 \text{ (rend teórico)}}{74,9 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3 \text{ (rend real)}} = 0,410 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3$$

c)

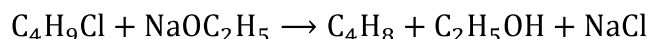
$$9,26 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3 * \frac{\text{mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3}{138,12 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3} * \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_6\text{O}_3}{1 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3} * \frac{102,09 \text{ g C}_4\text{H}_6\text{O}_3}{\text{mol C}_4\text{H}_6\text{O}_3}$$

$$= 6,84 \text{ g C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \Rightarrow \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \text{ es el reactivo en exceso}$$

$$9,26 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3 * \frac{\text{mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3}{138,12 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3} * \frac{1 \text{ mol C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{1 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3} * \frac{180,16 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{\text{mol C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = 12,1 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4$$

$$\frac{10,9 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ (rend real)}}{12,1 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ (rend teórico)}} * 100 = 90,1 \%$$

3.137 La siguiente reacción es estequiométrica como está escrita:



pero frecuentemente se lleva a cabo con un exceso de  $\text{NaOC}_2\text{H}_5$  para que reaccione con cualquier agua que esté presente en la mezcla de reacción que podría reducir el rendimiento. Si la reacción que se muestra se llevara a cabo con 6,83 g de  $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ , ¿cuántos gramos de  $\text{NaOC}_2\text{H}_5$  se necesitarían para tener un exceso molar de 50,0 % de dicho reactivo?

Respuesta/ 7,53 g de  $\text{NaOC}_2\text{H}_5$

$$6,83 \text{ g C}_4\text{H}_9\text{Cl} * \frac{\text{mol C}_4\text{H}_9\text{Cl}}{92,57 \text{ g C}_4\text{H}_9\text{Cl}} * \frac{1 \text{ mol NaOC}_2\text{H}_5}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_9\text{Cl}} * \frac{68,05 \text{ g NaOC}_2\text{H}_5}{\text{mol NaOC}_2\text{H}_5}$$
$$= 5,02 \text{ g NaOC}_2\text{H}_5$$

$$5,02 \text{ g NaOC}_2\text{H}_5 * 1,50 \text{ (exceso del 50,0 \%)} = 7,53 \text{ g NaOC}_2\text{H}_5$$

3.138 Los compuestos que contienen rutenio (II) y bipyridina,  $C_{10}H_8N_2$ , han sido objeto de considerable interés debido al papel que juegan en sistemas que convierten energía solar en electricidad. El compuesto  $[Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2$  se sintetiza haciendo reaccionar  $RuCl_3 \cdot 3H_2O_{(s)}$  con tres equivalentes molares de  $C_{10}H_8N_{2(s)}$ , junto con un exceso de trietilamina,  $N(C_2H_5)_{3(l)}$  para convertir el rutenio (III) en rutenio (II). La densidad de la trietilamina es de 0,73 g/mL, y típicamente se usan ocho equivalentes molares en la síntesis. a) Suponiendo que usted comienza con 6,5 g de  $RuCl_3 \cdot 3H_2O$ , ¿cuántos gramos de  $C_{10}H_8N_2$  y qué volumen de  $N(C_2H_5)_3$  se deben usar en la reacción? b) Dado que el rendimiento de esta reacción es de 91 %, ¿cuántos gramos de  $[Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2$  se obtendrán?

**Respuesta/** a) 12 g de  $C_{10}H_8N_2$  y 28 mL de  $N(C_2H_5)_3$   
 b) 15 g de  $[Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2$

a)

$$6,5 \text{ g } RuCl_3 \cdot 3H_2O * \frac{\text{mol } RuCl_3 \cdot 3H_2O}{261,46 \text{ g } RuCl_3 \cdot 3H_2O} * \frac{3 \text{ mol } C_{10}H_8N_2}{1 \text{ mol } RuCl_3 \cdot 3H_2O}$$

$$* \frac{156,19 \text{ g } C_{10}H_8N_2}{\text{mol } C_{10}H_8N_2} = 12 \text{ g } C_{10}H_8N_2$$

$$6,5 \text{ g } RuCl_3 \cdot 3H_2O * \frac{\text{mol } RuCl_3 \cdot 3H_2O}{261,46 \text{ g } RuCl_3 \cdot 3H_2O} * \frac{8 \text{ mol } N(C_2H_5)_3}{1 \text{ mol } RuCl_3 \cdot 3H_2O} * \frac{101,19 \text{ g } N(C_2H_5)_3}{\text{mol } N(C_2H_5)_3}$$

$$* \frac{\text{mL } N(C_2H_5)_3}{0,73 \text{ g } N(C_2H_5)_3} = 28 \text{ mL } N(C_2H_5)_3$$

b)

$$6,5 \text{ g } RuCl_3 \cdot 3H_2O * \frac{\text{mol } RuCl_3 \cdot 3H_2O}{261,46 \text{ g } RuCl_3 \cdot 3H_2O} * \frac{1 \text{ mol } [Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2}{1 \text{ mol } RuCl_3 \cdot 3H_2O}$$

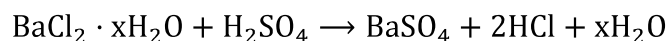
$$* \frac{640,53 \text{ g } [Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2}{\text{mol } [Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2} = 16 \text{ g } [Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2$$

$$16 \text{ g } [Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2 \text{ (rend teórico)} * \frac{91 \text{ g } [Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2 \text{ (rend real)}}{100 \text{ g } [Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2 \text{ (rend teórico)}}$$

$$= 15 \text{ g } [Ru(C_{10}H_8N_2)_3]Cl_2$$

3.141 La fórmula del cloruro de bario hidratado es  $\text{BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . Si 1,936 g del compuesto producen 1,864 g de  $\text{BaSO}_4$  anhidro cuando se trata con ácido sulfúrico, calcule el valor de  $x$ .

Respuesta/  $x$  es igual a 2



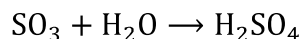
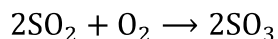
$$1,936 \text{ g BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O} * \frac{\text{mol BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}}{(208,23 + x * 18,02) \text{ g BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}} * \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}}$$

$$* \frac{233,39 \text{ g BaSO}_4}{\text{mol BaSO}_4} = 1,864 \text{ g BaSO}_4$$

$$x = 1,897 \text{ (se redondea a 2)}$$

3.142 Se ha calculado que durante la erupción del Monte Santa Elena (el 18 de mayo de 1980) se emitieron a la atmósfera alrededor de  $4,0 \times 10^5$  toneladas de  $\text{SO}_2$ . Si todo el  $\text{SO}_2$  se convirtiera en ácido sulfúrico, ¿cuántas toneladas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se producirían?

Respuesta/  $6,1 \times 10^5$  toneladas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

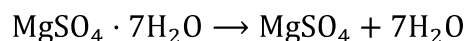
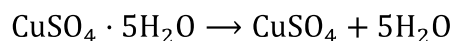


$$4,0 \times 10^5 \text{ ton SO}_2 * \frac{1 \times 10^6 \text{ g}}{\text{ton}} * \frac{\text{mol SO}_2}{64,06 \text{ g SO}_2} * \frac{2 \text{ mol SO}_3}{2 \text{ mol SO}_2} * \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol SO}_3} * \frac{98,07 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{\text{mol H}_2\text{SO}_4} * \frac{\text{ton}}{1 \times 10^6 \text{ g}} = 6,1 \times 10^5 \text{ ton H}_2\text{SO}_4$$



3.145 Una mezcla de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  se calienta hasta que se elimina toda el agua. Si 5,020 g de la mezcla produjeron 2,988 g de las sales anhidras, ¿cuál es el porcentaje en masa de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  en la mezcla?

Respuesta/ 70,84 % m/m de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$



Si tenemos "x" g de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

$$x \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} * \frac{\text{mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{249,68 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} * \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} * \frac{159,60 \text{ g CuSO}_4}{\text{mol CuSO}_4}$$

$$+ (5,020 - x) \text{ g MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} * \frac{\text{mol MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}{246,47 \text{ g MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} * \frac{1 \text{ mol MgSO}_4}{1 \text{ mol MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}$$

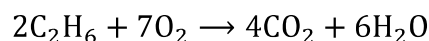
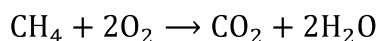
$$* \frac{120,36 \text{ g MgSO}_4}{\text{mol MgSO}_4} = 2,988 \text{ g (CuSO}_4 + \text{MgSO}_4)$$

$$x = 3,556 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

$$\frac{3,556 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{5,020 \text{ g mezcla}} * 100 = 70,84 \% \text{ m/m}$$

3.147 Una mezcla de metano (CH<sub>4</sub>) y etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>), con una masa total de 13,43 g, se quema completamente en oxígeno. Si la masa total de CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O que se produce es de 64,84 g, calcule la fracción de CH<sub>4</sub> en la mezcla.

**Respuesta/** La fracción de CH<sub>4</sub> en la mezcla es de 0,3891



Si tenemos "x" g de CH<sub>4</sub>

$$x \text{ g CH}_4 * \frac{\text{mol CH}_4}{16,04 \text{ g CH}_4} * \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} * \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{\text{mol CO}_2} = x * 2,744 \text{ g CO}_2$$

$$x \text{ g CH}_4 * \frac{\text{mol CH}_4}{16,04 \text{ g CH}_4} * \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4} * \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O}} = x * 2,247 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$(13,43 - x) \text{ g C}_2\text{H}_6 * \frac{\text{mol C}_2\text{H}_6}{30,07 \text{ g C}_2\text{H}_6} * \frac{4 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_6} * \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{\text{mol CO}_2}$$

$$= (39,31 - x * 2,927) \text{ g CO}_2$$

$$(13,43 - x) \text{ g C}_2\text{H}_6 * \frac{\text{mol C}_2\text{H}_6}{30,07 \text{ g C}_2\text{H}_6} * \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_6} * \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O}}$$

$$= (24,14 - x * 1,798) \text{ g H}_2\text{O}$$

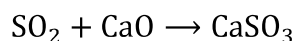
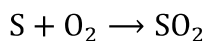
$$x * 2,744 + x * 2,247 + 39,31 - x * 2,927 + 24,14 - x * 1,798 = 64,84 \text{ g (CO}_2 + \text{H}_2\text{O)}$$

$$x = 5,226 \text{ g CH}_4$$

$$\frac{5,226 \text{ g CH}_4}{13,43 \text{ g mezcla}} = 0,3891 \text{ g CH}_4/\text{g mezcla}$$

3.151 Cierta muestra de carbón contiene 1,60 % en masa de azufre. Cuando se quema el carbón, el azufre se convierte en dióxido de azufre. Para evitar la contaminación del aire, el dióxido de azufre se trata con óxido de calcio (CaO) para formar sulfito de calcio (CaSO<sub>3</sub>). Calcule la masa de CaO (en kilogramos) que necesita diariamente una planta de energía que utiliza 6,60 x10<sup>6</sup> kg de carbón al día.

Respuesta/ 1,85 x10<sup>5</sup> kg de CaO



$$6,60 \times 10^6 \text{ kg carbón} * \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} * \frac{1,60 \text{ g S}}{100 \text{ g carbón}} * \frac{\text{mol S}}{32,06 \text{ g S}} * \frac{1 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol S}} * \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol SO}_2} \\ * \frac{56,08 \text{ g CaO}}{\text{mol CaO}} * \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} = 1,85 \times 10^5 \text{ kg CaO}$$

3.154 Un uso industrial importante del ácido clorhídrico es el baño químico de metales. Este proceso consiste en la remoción de las capas de óxido metálico de las superficies metálicas, a fin de prepararlas para recubrimientos. a) Escriba una ecuación de la reacción entre óxido de hierro (III), que representa la capa de herrumbre sobre el hierro, y HCl para formar cloruro de hierro (III) y agua. b) Si reaccionan 1,22 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y 289,2 g de HCl, ¿cuántos gramos de  $\text{FeCl}_3$  se producirán?

Respuesta/ a)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$   
b) 396 g de  $\text{FeCl}_3$

b)

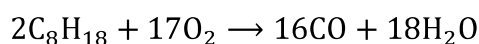
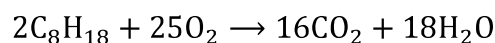
$$1,22 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 * \frac{6 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} * \frac{36,46 \text{ g HCl}}{\text{mol HCl}} = 267 \text{ g HCl}$$

$\Rightarrow$  HCl es el reactivo en exceso

$$1,22 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 * \frac{2 \text{ mol FeCl}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} * \frac{162,20 \text{ g FeCl}_3}{\text{mol FeCl}_3} = 396 \text{ g FeCl}_3$$

3.155 El octano ( $C_8H_{18}$ ) es uno de los componentes de la gasolina. Su combustión completa produce  $CO_2$  y  $H_2O$ . La combustión incompleta produce  $CO$  y  $H_2O$ , lo que no sólo reduce la eficiencia del motor que utiliza el combustible, sino que también es tóxico. En cierta prueba, se quemó 1,000 galón de octano en un motor. La masa total de  $CO$ ,  $CO_2$  y  $H_2O$  que se produjo fue de 11,53 kg. Calcule la eficiencia del proceso, es decir, calcule la fracción de octano que se convierte en  $CO_2$ . La densidad del octano es de 2,650 kg/galón.

**Respuesta/** Le eficiencia del proceso es de 0,8660



$$1,000 \text{ galón } C_8H_{18} * \frac{2,650 \text{ kg } C_8H_{18}}{\text{galón } C_8H_{18}} = 2,650 \text{ kg } C_8H_{18}$$

Si tenemos "x" g de  $C_8H_{18}$  que se convierten en  $CO_2$

$$x \text{ g } C_8H_{18} * \frac{\text{mol } C_8H_{18}}{114,23 \text{ g } C_8H_{18}} * \frac{16 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} * \frac{44,01 \text{ g } CO_2}{\text{mol } CO_2} = x * 3,082 \text{ g } CO_2$$

$$x \text{ g } C_8H_{18} * \frac{\text{mol } C_8H_{18}}{114,23 \text{ g } C_8H_{18}} * \frac{18 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} * \frac{18,02 \text{ g } H_2O}{\text{mol } H_2O} = x * 1,420 \text{ g } H_2O$$

$$(2650 - x) \text{ g } C_8H_{18} * \frac{\text{mol } C_8H_{18}}{114,23 \text{ g } C_8H_{18}} * \frac{16 \text{ mol } CO}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} * \frac{28,01 \text{ g } CO}{\text{mol } CO}$$

$$= (5198 - x * 1,962) \text{ g } CO$$

$$(2650 - x) \text{ g } C_8H_{18} * \frac{\text{mol } C_8H_{18}}{114,23 \text{ g } C_8H_{18}} * \frac{18 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} * \frac{18,02 \text{ g } H_2O}{\text{mol } H_2O}$$

$$= (3762 - x * 1,420) \text{ g } H_2O$$

$$x * 3,082 + x * 1,420 + 5198 - x * 1,962 + 3762 - x * 1,420$$

$$= 1,153 \times 10^4 \text{ g (CO + CO}_2 + \text{H}_2\text{O)}$$

$$x = 2295 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \text{ que se convierten en CO}_2$$

$$\frac{2295 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \text{ que se convierten en CO}_2}{2650 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \text{ totales}} = 0,8660$$

FARMACIA UCR

3.156 Industrialmente, el hidrógeno gaseoso se prepara por la reacción del propano gaseoso ( $C_3H_8$ ) con vapor a una temperatura alrededor de  $400\text{ }^\circ\text{C}$ . Los productos son monóxido de carbono (CO) e hidrógeno gaseoso ( $H_2$ ). a) Escriba una ecuación balanceada para la reacción. b) ¿Cuántos kilogramos de  $H_2$  se pueden obtener a partir de  $2,84 \times 10^3$  kg de propano?

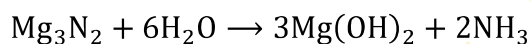
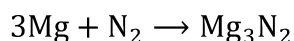
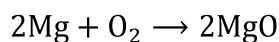
Respuesta/ a)  $C_3H_8 + 3H_2O \rightarrow 3CO + 7H_2$   
b) 909 kg de  $H_2$

b)

$$2,84 \times 10^3 \text{ kg } C_3H_8 * \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} * \frac{\text{mol } C_3H_8}{44,10 \text{ g } C_3H_8} * \frac{7 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} * \frac{2,016 \text{ g } H_2}{\text{mol } H_2} * \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}}$$
$$= 909 \text{ kg } H_2$$

3.161 Una muestra de magnesio de 21,496 g entra en combustión con el aire para formar óxido de magnesio y nitruro de magnesio. Cuando los productos se tratan con agua, se generan 2,813 g de amoníaco gaseoso. Calcule las cantidades formadas de nitruro de magnesio y óxido de magnesio.

Respuesta/ 8,336 g de  $\text{Mg}_3\text{N}_2$  y 25,66 g de  $\text{MgO}$



$$2,813 \text{ g NH}_3 * \frac{\text{mol NH}_3}{17,03 \text{ g NH}_3} * \frac{1 \text{ mol Mg}_3\text{N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} * \frac{100,93 \text{ g Mg}_3\text{N}_2}{\text{mol Mg}_3\text{N}_2} = 8,336 \text{ g Mg}_3\text{N}_2$$

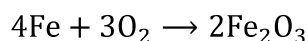
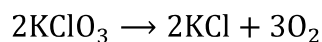
$$8,336 \text{ g Mg}_3\text{N}_2 * \frac{\text{mol Mg}_3\text{N}_2}{100,93 \text{ g Mg}_3\text{N}_2} * \frac{3 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol Mg}_3\text{N}_2} * \frac{24,30 \text{ g Mg}}{\text{mol Mg}} = 6,021 \text{ g Mg}$$

$$(21,496 - 6,021) \text{ g Mg} * \frac{\text{mol Mg}}{24,30 \text{ g Mg}} * \frac{2 \text{ mol MgO}}{2 \text{ mol Mg}} * \frac{40,30 \text{ g MgO}}{\text{mol MgO}} = 25,66 \text{ g MgO}$$



3.163 Una muestra de hierro que pesa 15,0 g se calentó con clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) en un contenedor al vacío. El oxígeno generado por la descomposición del  $\text{KClO}_3$  convirtió una parte del Fe en  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Si la masa combinada de Fe y  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  fue de 17,9 g, calcule la masa de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  formada y la masa de  $\text{KClO}_3$  que se descompuso.

Respuesta/ 9,63 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y 7,39 g de  $\text{KClO}_3$



Si tenemos "x" g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  formados

$$x \text{ g Fe}_2\text{O}_3 * \frac{\text{mol Fe}_2\text{O}_3}{159,69 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} * \frac{4 \text{ mol Fe}}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} * \frac{55,84 \text{ g Fe}}{\text{mol Fe}} = x * 0,699 \text{ g Fe}$$

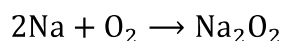
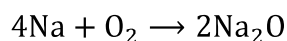
$$(15,0 - x * 0,699) \text{ g Fe} + x \text{ g Fe}_2\text{O}_3 = 17,9 \text{ g (Fe} + \text{Fe}_2\text{O}_3)$$

$$x = 9,63 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

$$9,63 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 * \frac{\text{mol Fe}_2\text{O}_3}{159,69 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} * \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} * \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} * \frac{122,54 \text{ g KClO}_3}{\text{mol KClO}_3} \\ = 7,39 \text{ g KClO}_3$$

3.165 Una muestra de 10,00 g de sodio reacciona con oxígeno para formar 13,83 g de óxido de sodio ( $\text{Na}_2\text{O}$ ) y peróxido de sodio ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ). Calcule la composición porcentual de la mezcla.

Respuesta/ 87,71 % m/m de  $\text{Na}_2\text{O}$  y 12,29 % m/m de  $\text{Na}_2\text{O}_2$



Si tenemos "x" g de  $\text{Na}_2\text{O}$  formados

$$x \text{ g Na}_2\text{O} * \frac{\text{mol Na}_2\text{O}}{61,98 \text{ g Na}_2\text{O}} * \frac{4 \text{ mol Na}}{2 \text{ mol Na}_2\text{O}} * \frac{22,99 \text{ g Na}}{\text{mol Na}} = x * 0,7419 \text{ g Na}$$

$$(10,00 - x * 0,7419) \text{ g Na} * \frac{\text{mol Na}}{22,99 \text{ g Na}} * \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol Na}} * \frac{77,98 \text{ g Na}_2\text{O}_2}{\text{mol Na}_2\text{O}_2} \\ = (16,96 - x * 1,258) \text{ g Na}_2\text{O}_2$$

$$x \text{ g Na}_2\text{O} + (16,96 - x * 1,258) \text{ g Na}_2\text{O}_2 = 13,83 \text{ g (Na}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{O}_2)$$

$$x = 12,13 \text{ g Na}_2\text{O}$$

$$\frac{12,13 \text{ g Na}_2\text{O}}{13,83 \text{ g mezcla}} * 100 = 87,71 \% \text{ m/m Na}_2\text{O}$$

$$\frac{(13,83 - 12,13) \text{ g Na}_2\text{O}_2}{13,83 \text{ g mezcla}} * 100 = 12,29 \% \text{ m/m Na}_2\text{O}_2$$