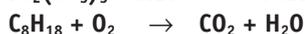
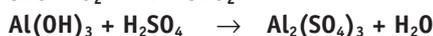
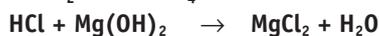


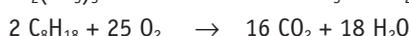
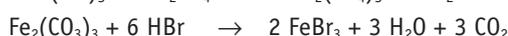


■ Actividad de refuerzo pág. 115

Ajusta las siguientes reacciones químicas:



Solución:



■ Actividad de refuerzo pág. 117

De los siguientes factores de conversión, di cuáles son los interactivos y los unitarios y, entre éstos, di cuáles son correctos y cuáles falsos.

$$\frac{1 \text{ mol de AgCl}}{108,3 \text{ g de AgCl}}; \frac{3 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de KClO}_3}$$

$$\frac{1 \text{ mol de Ag}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de AgCl}}; \frac{20 \text{ L de O}_2}{100 \text{ L de aire}}$$

$$\frac{311,6 \text{ g de Ag}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de Ag}_2\text{SO}_4}; \frac{12 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}}$$

$$\frac{24,2 \text{ L de gas en cm}^3}{1 \text{ mol de gas}}; \frac{201,8 \text{ g de ZnCl}_2}{2 \text{ moles de ZnCl}_2}$$

$$\frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{22,6 \text{ g de KClO}_3}; \frac{1 \text{ mol de Ag}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles de AgCl}}$$

Solución:

$$\frac{1 \text{ mol de AgCl}}{108,3 \text{ g de AgCl}}: \text{Unitario. Es falso. Son } 134,3 \text{ g.}$$

$$\frac{3 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ moles de KClO}_3}: \text{Interactivo.}$$

$$\frac{1 \text{ mol de Ag}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles de AgCl}}: \text{Interactivo.}$$

$$\frac{20 \text{ L de O}_2}{100 \text{ L de aire}}: \text{Interactivo.}$$

$$\frac{311,6 \text{ g de Ag}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de Ag}_2\text{SO}_4}: \text{Unitario. Es correcto.}$$

$$\frac{12 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}}: \text{Unitario. Es correcto.}$$

$$\frac{24,2 \text{ L de gas en cm}^3}{1 \text{ mol de gas}}: \text{Unitario. Es falso. Son } 22,4 \text{ L.}$$

$$\frac{201,8 \text{ g de ZnCl}_2}{2 \text{ moles de ZnCl}_2}: \text{Unitario. Es correcto. Se puede simplificar.}$$

$$\frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{22,6 \text{ g de KClO}_3}: \text{Unitario. Es falso. Son } 122,6 \text{ g.}$$

$$\frac{1 \text{ mol de Ag}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles de AgCl}}: \text{Interactivo.}$$

Se les debe recordar que no podemos afirmar que un factor de conversión interactivo es falso o no, porque depende de la reacción o condiciones en las que estemos.

■ Actividad de ampliación pág. 118

Queremos obtener 100 g de AgCl —cloruro de plata— y para ello mezclamos en disolución acuosa Ag₂SO₄ —tetraoxosulfato (VI) de plata— y ZnCl₂ —cloruro de zinc—. Sabemos que el rendimiento de la reacción es del 86% y que el sulfato de plata es de una riqueza del 70%. ¿Qué cantidad debemos gastar de cada reactivo?

Datos: $M_{\text{at}} \text{ O} = 16; \text{ S} = 32; \text{ Cl} = 35,5; \text{ Zn} = 65,4; \text{ Ag} = 107,8$

Solución:

Escribimos la ecuación y la ajustamos:



Resolvemos el problema por factores de conversión:

$$100 \text{ g de AgCl obtenidos} \cdot \frac{100 \text{ g de AgCl teóricos}}{86 \text{ g de AgCl obtenidos}} \cdot \frac{1 \text{ mol de AgCl}}{143,3 \text{ g de AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles de AgCl}} \cdot \frac{311,6 \text{ g de Ag}_2\text{SO}_4 \text{ puro}}{1 \text{ mol de Ag}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g de Ag}_2\text{SO}_4 \text{ reactivo}}{70 \text{ g de Ag}_2\text{SO}_4 \text{ puro}} = 180 \text{ g de Ag}_2\text{SO}_4 \text{ reactivo}$$

$$100 \text{ g de AgCl obtenidos} \cdot \frac{100 \text{ g de AgCl teóricos}}{86 \text{ g de AgCl obtenidos}} \cdot \frac{1 \text{ mol de AgCl}}{143,3 \text{ g de AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de ZnCl}_2}{2 \text{ moles de AgCl}} \cdot \frac{100,9 \text{ g de ZnCl}_2}{1 \text{ mol de ZnCl}_2} = 41 \text{ g de ZnCl}_2$$

■ Actividad de ampliación pág. 119

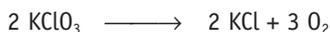
En la reacción de descomposición del KClO₃ —trioxoclorato (V) de potasio (clorato potásico)— se obtiene KCl —cloruro de potasio— y oxígeno. Si tenemos un clorato potásico comercial del

56 % y el rendimiento de la reacción es del 84 %, calcula la presión a la que se encuentra el oxígeno obtenido al descomponer 45 g de KClO_3 si lo guardamos en una botella metálica de 5 L de capacidad a 20 °C.

Datos: M_{at} O = 16; Cl = 35,5; K = 39,1

Solución:

Escribimos la ecuación y la ajustamos:



Resolvemos el problema por factores de conversión:

$$45 \text{ g de KClO}_3 \text{ com} \cdot \frac{56 \text{ g de KClO}_3 \text{ puro}}{100 \text{ g de KClO}_3 \text{ com}} \cdot \frac{1 \text{ mol de KClO}_3}{122,6 \text{ g de KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ moles de O}_2 \text{ teóricos}}{2 \text{ mol de KClO}_3} \cdot \frac{84 \text{ moles de O}_2 \text{ reales}}{100 \text{ moles de O}_2 \text{ teóricos}} = 0,26 \text{ moles de O}_2 \text{ gas reales.}$$

Aplicando $pV = nRT$:

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{0,26 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}}{5 \text{ L}} = 1,25 \text{ atm}$$

Actividad de ampliación pág. 120

En la reacción de combustión de la gasolina (C_8H_{18}) se consume oxígeno y se forma dióxido de carbono y agua. En un recipiente metálico de 5 L que contiene gasolina y aire y capaz de resistir presiones y temperaturas altas sin deformarse, se inicia la combustión de ésta. ¿Qué volumen de CO_2 y de agua vapor se obtiene en la combustión? ¿Cuál es la presión final en el recipiente cuando termina la combustión si inicialmente era de 1 atm? ¿Cuál será la presión en el interior del recipiente cuando descienda hasta alcanzar la temperatura inicial?

Datos: Temperatura final de la combustión = 700 °C. Temperatura inicial = 20 °C. Proporción de oxígeno en el aire = 20 %.

Solución:

A pesar del enunciado difícil que tiene el problema, la solución es muy fácil y nos sirve para demostrar a los alumnos que deben leer y entender bien los enunciados antes de hacer un problema.

Debemos ajustar la reacción de combustión:



Resolvemos el problema utilizando los litros directamente en vez de los moles:

$$5 \text{ L de aire} \cdot \frac{20 \text{ L de O}_2}{100 \text{ L de aire}} \cdot \frac{16 \text{ L de CO}_2}{25 \text{ L de O}_2} = 0,64 \text{ L de CO}_2$$

$$5 \text{ L de aire} \cdot \frac{20 \text{ L de O}_2}{100 \text{ L de aire}} \cdot \frac{18 \text{ L de H}_2\text{O vapor}}{25 \text{ L de O}_2} = 0,72 \text{ L de H}_2\text{O vapor}$$

A 20 °C tendremos el resto del aire (4 L) y los 0,64 L de CO_2 en forma de gas, puesto que el agua es líquida, o sea, 4,64 L de gas. Como inicialmente teníamos 5 L contenidos a 1 atm, si sólo nos quedan 4,64 L, la presión habrá disminuido, ya que hay menos gas:

$$4,64 \text{ L de gas} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{5 \text{ L de gas}} = 0,93 \text{ atm a } 20 \text{ °C}$$

A 700 °C tendremos el resto del aire (4 L), los 0,64 L de CO_2 y los 0,72 L de H_2O en forma de gas, o sea, 5,36 L de gas. Como inicialmente teníamos 5 L contenidos en un recipiente a 1 atm y 20 °C, si los lleváramos a 700 °C, la presión sería:

$$\frac{p_0}{T_0} = \frac{p_f}{T_f} \Leftrightarrow p_f = \frac{p_0 T_f}{T_0} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 973 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 3,32 \text{ atm a } 700 \text{ °C}$$

Por lo tanto:

$$5,64 \text{ L de gas} \cdot \frac{3,32 \text{ atm}}{5 \text{ L de gas}} = 3,74 \text{ atm a } 700 \text{ °C}$$

(Si hacen el cálculo de la gasolina consumida, unos 10 g, verán que es una cantidad tan despreciable que no es necesario tener en cuenta su existencia a efectos de volumen.)

Actividad de ampliación pág. 121

En una habitación de 10 m² y con una altura de 2,70 m, inicialmente a 20 °C, 1 atm y sin ningún objeto en su interior, introducimos 20 kg de carbón que prendemos. Salimos y cerramos herméticamente todas las rendijas. Cuando se detenga la combustión, ¿cuánto carbón quedará sin arder?

Datos: El aire tiene un 20 % de oxígeno. Despreciar el efecto de volumen del carbón.

Solución:

La reacción que tiene lugar es:



Si la reacción está limitada por el oxígeno, debemos calcular cuánto carbón arderá.

$$V = S h = 10 \text{ m}^2 \cdot 2,70 \text{ m} = 27 \text{ m}^3$$

De éstos, el 20 % es oxígeno, por lo que:

$$27 \text{ m}^3 \text{ de aire} \cdot \frac{1000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{20 \text{ L de O}_2}{100 \text{ L de aire}} = 5400 \text{ L de O}_2$$

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 5400 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}} = 225 \text{ moles de O}_2$$

$$225 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}} = 2,7 \text{ kg de C}$$

Como inicialmente había 20 kg, quedan sin arder 20 kg - 2,7 kg = 17,3 kg de carbón.

Actividad de refuerzo pág. 122

Calcula la molaridad y la normalidad de una disolución formada al añadir 15 g de cada una de las siguientes sustancias en 100 mL de agua.

Datos: M_{at} H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32

a) H₂SO₄ b) NaOH c) H₂S

Solución:

$$a) M = \frac{m_{\text{soluta}}}{M_{\text{mol soluto}} V} = \frac{15 \text{ g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}} = 1,5 \text{ M}$$

$$N = \frac{m_{\text{soluta}} a}{M_{\text{mol soluto}} V} = \frac{15 \text{ g} \cdot 2 \frac{\text{eq}}{\text{mol}}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,1 \text{ L}} = 3,1 \text{ N}$$

$$b) M = \frac{m_{\text{soluta}}}{M_{\text{mol soluto}} V} = \frac{15 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}} = 3,7 \text{ M}$$

$$N = \frac{m_{\text{soluta}} a}{M_{\text{mol soluto}} V} = \frac{15 \text{ g} \cdot 1 \frac{\text{eq}}{\text{mol}}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,1 \text{ L}} = 3,7 \text{ N}$$

$$c) M = \frac{m_{\text{soluta}}}{M_{\text{mol soluto}} V} = \frac{15 \text{ g}}{34 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}} = 4,4 \text{ M}$$

$$N = \frac{m_{\text{soluta}} a}{M_{\text{mol soluto}} V} = \frac{15 \text{ g} \cdot 2 \frac{\text{eq}}{\text{mol}}}{34 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,1 \text{ L}} = 8,8 \text{ N}$$

Actividad de ampliación pág. 123

En una vitrina vemos un ácido sulfúrico marcado como 10 N y sabemos que se ha usado para reacciones ácido-base. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico habrá en una probeta que contiene 25 mL de éste ácido?

Si se utiliza este ácido en una reacción redox en la que se transforma en ion sulfuro (intercambio de 8 electrones), ¿cuál será ahora su normalidad?

Solución:

El ácido sulfúrico actúa con un valor de a igual a 2 en las reacciones ácido-base:

$$N = \frac{m_{\text{soluta}} a}{M_{\text{mol soluto}} V} \Rightarrow m_{\text{soluta}} = \frac{M_{\text{mol soluto}} V N}{a} = \frac{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 25 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot 10 \frac{\text{eq} - \text{g}}{\text{L}}}{2 \text{ eq} - \text{g/mol}} = 12 \text{ g}$$

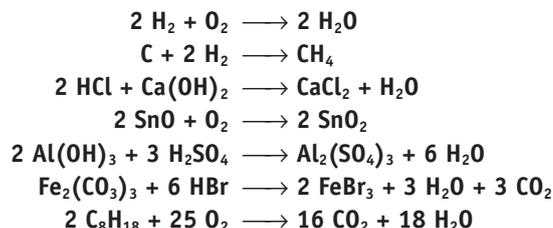
Calculamos la molaridad del ácido:

$$M = \frac{N}{a} = \frac{10 \text{ eq} - \text{g/L}}{2 \text{ eq} - \text{g/mol}} = \frac{5 \text{ moles}}{\text{L}} = 5 \text{ M}$$

Y ahora la nueva normalidad teniendo en cuenta que a vale 8, que es el número de electrones intercambiados:

$$N = M a = 5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 8 \frac{\text{eq} - \text{g}}{\text{mol}} = 40 \text{ N}$$

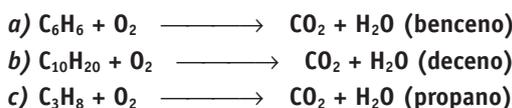
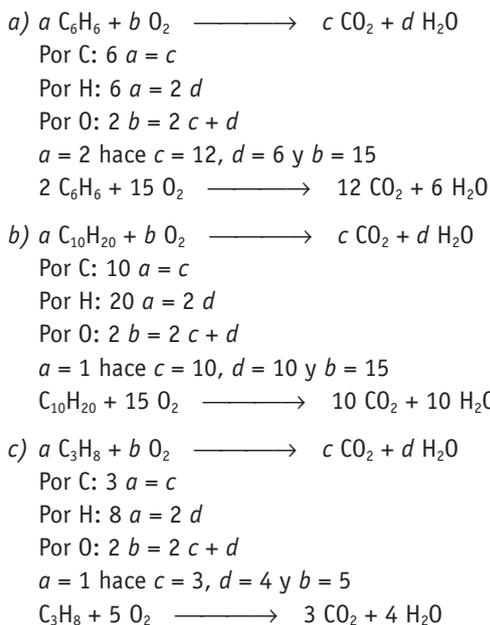
Actividad de refuerzo pág. 126

Clasificar las siguientes reacciones químicas:

Solución:

$2 \text{ H}_2 + \text{ O}_2 \longrightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$	Descomposición
$\text{ C} + 2 \text{ H}_2 \longrightarrow \text{ CH}_4$	Síntesis
$2 \text{ HCl} + \text{ Ca(OH)}_2 \longrightarrow \text{ CaCl}_2 + \text{ H}_2\text{O}$	Sustitución (neutral.)
$2 \text{ SnO} + \text{ O}_2 \longrightarrow 2 \text{ SnO}_2$	Síntesis
$2 \text{ Al(OH)}_3 + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{ H}_2\text{O}$	Sustitución (neutral.)
$\text{ Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + 6 \text{ HBr} \longrightarrow 2 \text{ FeBr}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O} + 3 \text{ CO}_2$	Sust. y descomposición
$2 \text{ C}_8\text{H}_{18} + 25 \text{ O}_2 \longrightarrow 16 \text{ CO}_2 + 18 \text{ H}_2\text{O}$	Sustitución (combustión)

Actividad de refuerzo pág. 129

Ajusta las siguientes reacciones de combustión sin utilizar la fórmula del libro, y luego comprueba el resultado utilizándola:

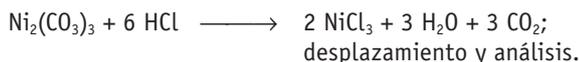
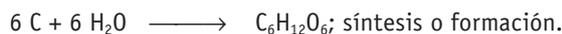

Solución:


Evaluación

1. Ajusta las siguientes reacciones químicas, indicando además de qué tipo de reacción se trata.



Solución:



2. Calcula la concentración en g/L y la molaridad de una disolución de hidróxido sódico (NaOH) al 15 % en masa, que tiene una densidad de 1,12 g/mL.

Datos: $M_{\text{at}} \text{ H} = 1; \text{ Na} = 23; \text{ O} = 16$

Tomamos 1 litro de dicha disolución. Tenemos por tanto:

$$1 \text{ L de disolución} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1,12 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{15 \text{ g de NaOH}}{100 \text{ g de disolución}} = \\ = 168 \text{ g de NaOH}$$

La concentración del hidróxido sódico es 168 g/L.

$$\frac{168 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} = 4,2 \text{ M}$$

3. Tenemos 25 mL de una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 3 M. ¿Qué volumen de una disolución 0,5 N de KOH hay que añadirle para producir la neutralización completa del ácido?

Para resolver el problema necesitamos conocer la concentración normal del H_2SO_4 . Como el ácido es capaz de intercambiar 2 protones, a vale 2.

$$N = M a = 3 \text{ M} \cdot 2 \text{ equivalentes/mol} = 6 \text{ N}$$

Aplicamos la fórmula $V N = V' N'$

$$25 \text{ mL} \cdot 6 \text{ N} = V' \cdot 0,5 \text{ N, de donde } V' = 300 \text{ mL de KOH}$$

4. En la reacción de combustión del pentano con oxígeno se forma CO_2 y agua.



Ajusta la reacción y contesta:

- a) ¿Cuántos gramos de agua se obtienen al quemar completamente 160 g de pentano?
 b) ¿Cuántos litros de oxígeno, medidos a 720 mmHg de presión y 22 °C, se necesitan para producir la combustión?
 c) ¿Cuántos litros de CO_2 , medidos en las mismas condiciones, se obtendrán?



$$a) 160 \text{ g de C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{12}}{72 \text{ g de C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{6 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{12}} \cdot \\ \cdot \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 240 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$b) 160 \text{ g de C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{12}}{72 \text{ g de C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{8 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{12}} = \\ = 17,8 \text{ moles de O}_2$$

$$p V = n R T \Leftrightarrow V = \frac{n R T}{p} =$$

$$\frac{17,8 \text{ moles de O}_2 \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 295 \text{ K}}{720 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 455 \text{ L de O}_2$$

- c) Partiendo de que las reacciones están ajustadas tanto en moles como en litros:

$$455 \text{ L de O}_2 \cdot \frac{5 \text{ L de CO}_2}{8 \text{ L de O}_2} = 284 \text{ L de CO}_2$$

5. En la reacción química:

$\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{NiCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ se desprenden 24 litros de CO_2 , en condiciones normales, cuando se hacen reaccionar 120 g de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ puro con la cantidad necesaria de HCl.

- a) ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

- b) Si el rendimiento hubiera sido del 100%, ¿cuántos moles de HCl habríamos necesitado gastar?

Datos: $M_{\text{at}} \text{ Ni} = 58,7; \text{ O} = 16; \text{ C} = 12; \text{ Cl} = 35,5; \text{ H} = 1$

Primero hay que ajustar la reacción:



- a) Se han formado: $p V = n R T \Leftrightarrow$

$$\Leftrightarrow n = \frac{p V}{R T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 24 \text{ L de CO}_2}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 1,07 \text{ moles de CO}_2$$

$$\text{Se necesitan } 1,07 \text{ moles de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Ni}_2(\text{CO}_3)_3}{3 \text{ moles de CO}_2} =$$

$$\cdot \frac{297,4 \text{ g de Ni}_2(\text{CO}_3)_3}{1 \text{ mol de Ni}_2(\text{CO}_3)_3} = 106 \text{ g de Ni}_2(\text{CO}_3)_3$$

Como partíamos de 120 g, el rendimiento es 106 g de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$.

$$\cdot \frac{100\%}{120 \text{ g de Ni}_2(\text{CO}_3)_3} = 88,3\%$$

$$b) \text{ Se hubieran necesitado } 1,07 \text{ moles de CO}_2 \cdot \frac{6 \text{ moles de HCl}}{3 \text{ moles de CO}_2} = \\ = 2,14 \text{ moles de HCl}$$