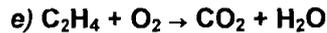
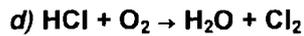
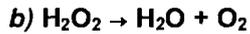
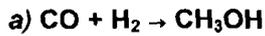


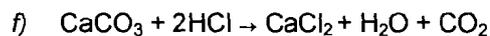
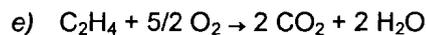
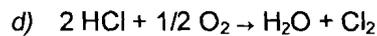
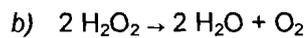
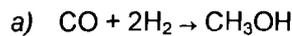
Problemas propuestos

1> Ajusta las siguientes reacciones químicas:



f) Carbonato cálcico + ácido clorhídrico → cloruro cálcico + dióxido de carbono + agua

Solución:

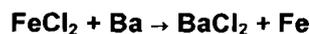


2> ¿Cuántos gramos de oxígeno habrá en 0,5 moles de fosfato cálcico, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$? Datos: masas atómicas en el SP.

Solución:

$$0,5 \text{ moles de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \frac{310 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \cdot \frac{128 \text{ g } \text{O}_2}{310 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 64 \text{ g de } \text{O}_2$$

3> El cloruro de hierro (II) reacciona con el bario para dar cloruro de bario y hierro, según la reacción:



Si se hacen reaccionar 50 gramos de FeCl_2 con 25 gramos de bario, calcula:

a) ¿Cuál de los reactivos es el limitante?

b) ¿Cuántos gramos de hierro se obtienen?

c) ¿Cuántos moles de cloruro de bario se obtienen?

Solución:

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{FeCl}_2 + \text{Ba} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{Fe}$

$$\text{a) } 50 \text{ g } \text{FeCl}_2 \cdot \frac{137,3 \text{ g } \text{Ba}}{127 \text{ g } \text{FeCl}_2} = 54,05 \text{ g } \text{Ba} ; 25 \text{ g de } \text{Ba} \cdot \frac{127 \text{ g } \text{FeCl}_2}{137,4 \text{ g } \text{Ba}} = 23,12 \text{ g } \text{Fe}$$

El reactivo limitante es el Ba y sobran $50 - 23,12 = 26,87 \text{ g}$ de Fe.

$$\text{b) } 25 \text{ g } \text{Ba} \cdot \frac{56 \text{ g } \text{Fe}}{137,3 \text{ g } \text{Ba}} = 10,2 \text{ g de } \text{Fe}$$

$$c) 25 \text{ g Ba} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}}{137,3 \text{ g Ba}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol Ba}} = 0,18 \text{ moles de BaCl}_2$$

4> Se queman 20 L de sulfuro de hidrógeno en presencia de oxígeno para dar dióxido de azufre (II) y agua.

a) Escribe la reacción ajustada.

b) Determina el volumen de oxígeno medido a 0 °C y 760 mmHg, necesario para quemar los 20 L de H₂S.

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{H}_2\text{S} + 3/2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Como estamos en c.n aplicamos directamente: $20 \text{ L} \cdot \frac{3/2 \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{22,4 \text{ L H}_2\text{S}} = 30 \text{ L de O}_2$

5> ¿Que masa de caliza (CaCO₃) podrá reaccionar con los 100 mL de una de HCl 11,7 M?

Solución:



$$100 \text{ mL disol} \cdot \frac{1,17 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{36,6 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g disol}} = 42,8 \text{ g de HCl}$$

$$42,8 \text{ g de HCl} \cdot \frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{73 \text{ g de HCl}} = 58,6 \text{ g de Ca CO}_3$$

6> El dióxido de manganeso reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de manganeso (II), agua y cloro molecular. Si queremos obtener 100 L de cloro, medidos a 24 °C y 740 mmHg de Hg de presión, calcula:

a) Los gramos de dióxido de manganeso y el volumen de un ácido clorhídrico comercial del 30% de riqueza y 1,15 g/mL de densidad que se necesitan.

b) Las moléculas de agua formadas en el proceso.

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{MnO}_2 + 4 \text{ HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

$$a) \text{ Los gramos de Cl}_2 \text{ que se quieren obtener son: } 0,97 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = \frac{\text{g}}{71} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 297 \text{ K};$$

de donde $\text{g Cl}_2 = 283,5$.

$$283,8 \text{ g de Cl}_2 \cdot \frac{86,9 \text{ g MnO}_2}{71 \text{ gr de Cl}_2} = 347,5 \text{ g de MnO}_2$$

$$283,8 \text{ g de Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,15 \text{ g disolución}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{30 \text{ g de Cl}_2} = 822,6 \text{ mL de disolución}$$

$$b) 283,8 \text{ g de Cl}_2 \cdot \frac{2 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O}}{71 \text{ gr de Cl}_2} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 4,8 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

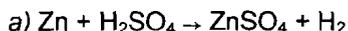
7> El cinc reacciona con ácido sulfúrico para dar sulfato de cinc e hidrógeno. Calcula:

a) La reacción ajustada.

b) ¿Qué cantidad de ZnSO₄ se obtendrá al reaccionar 50 gramos de Zn con H₂SO₄ en exceso?

c) ¿Qué volumen de H₂ se obtendrá con los 50 g de Zn si la reacción tiene lugar a 710 mmHg de presión y 20 °C de temperatura?

Solución:



b) $50 \text{ g de Zn} \cdot \frac{163,4 \text{ g ZnSO}_4}{65,4 \text{ g de Zn}} = 12,5 \text{ g ZnSO}_4$

c) $50 \text{ g de Zn} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{65,4 \text{ g de Zn}} = 1,53 \text{ g H}_2$; $V = \frac{1,53}{2} \cdot \frac{0,082 \cdot 293}{\frac{710}{760}} = 19,7 \text{ L de H}_2$

8> Al descomponerse por la acción del calor el clorato potásico se obtiene cloruro potásico y oxígeno, según la reacción: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$. Calcula:

a) El volumen de oxígeno que podemos obtener a partir de 100 gramos de clorato potásico, sabiendo que la presión es de 700 mmHg y la $T = 23^\circ\text{C}$.

b) Los gramos de KCl obtenidos.

Datos: masas atómicas ver Sistema Periódico.

Solución:

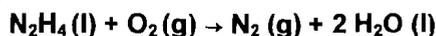
La ecuación ajustada es: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

A $100 \text{ g de KClO}_3 \cdot \frac{3 \cdot 32 \text{ g de O}_2}{2 \cdot 122,5 \text{ g KClO}_3} = 39,2 \text{ g de O}_2$

Aplicamos $pV = nRT$ $V = \frac{39,2 \text{ g O}_2 \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 296\text{K}}{700/760 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g/mol}} = 32,3 \text{ L de O}_2$

b) $100 \text{ g de KClO}_3 \cdot \frac{2 \cdot 74,5 \text{ g de KCl}}{2 \cdot 122,5 \text{ g KClO}_3} = 60,8 \text{ g de KCl}$

9> La hidracina, N_2H_4 , se utiliza como combustible de muchos cohetes debido a la gran cantidad de energía que se desprende al reaccionar con el oxígeno según la reacción:



En el depósito de un cohete se ponen 20 kg de hidracina. ¿Qué cantidad de oxígeno se deberá transportar para garantizar que se consuma toda la hidracina?

Solución:

$20000 \text{ g de N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{32 \text{ g de N}_2\text{H}_4} = 20000 \text{ g de O}_2 = 20 \text{ kg de O}_2$

10> La gasolina es una mezcla de hidrocarburos, aunque se considera que su composición media es la del octano (C_8H_{18}) y su densidad es 0,76 g/mL. Calcula el volumen de aire, medido a 20°C y presión atmosférica 1 atm que se necesita para la combustión completa de un depósito de 40 litros de gasolina.

Dato: el aire tiene un 20% en volumen de oxígeno.

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

$40 \text{ L C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{0,76 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mL de C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{1.000 \text{ mL de C}_3\text{H}_8}{1 \text{ L de C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{5 \cdot 32 \text{ g de O}_2}{44 \text{ g de C}_3\text{H}_8} =$
 $= 110554 \text{ g de O}_2$

Aplicamos ahora la ecuación de Clapeyron: $1 \text{ atm} \cdot V = \frac{110\,554 \text{ g de O}_2}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol de O}_2}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}$

De donde $V = 83\,000 \text{ L de O}_2$;

$$83\,000 \text{ L de O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{20 \text{ L de O}_2} = 415\,000 \text{ L de aire} = 415 \text{ m}^3 \text{ de aire}$$

11> Escribe el factor de conversión que utilizarías para calcular:

a) Los gramos de cloro que hay en 2,5 moles de dicho gas.

b) Los moles de cloro que existen en 5 L de dicho gas medidos a 20 °C y 1 atm de presión.

Solución:

a) $2,5 \text{ moles de Cl}_2 \cdot \frac{71 \text{ g de Cl}_2}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 177,5 \text{ g de cloro}$

b) Sabemos que 1 mol de Cl_2 en c.n. son 22,4 L. Calculamos el volumen de 1 mol de Cl_2 en las condiciones de trabajo aplicando:

$$\frac{1 \cdot 22,4}{273} = \frac{1 \cdot V}{293}; \text{ de donde } V = 24 \text{ L}$$

Así pues el factor de conversión que aplicaríamos será:

$$5 \text{ L de Cl}_2 (20 \text{ °C, } 1 \text{ atm}) \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{24 \text{ L de Cl}_2 (20 \text{ °C, } 1 \text{ atm})} = 0,21 \text{ moles de Cl}_2$$

12> Se descomponen por el calor 30,0 kg de carbonato cálcico. Calcula:

a) La masa de óxido de calcio que se obtiene.

b) La masa de óxido de calcio que se obtendría si el rendimiento fuera el 80%.

c) El volumen que ocupará el dióxido de carbono obtenido medido a 127 °C y 1 atm de presión.

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

a) $30 \cdot 10^3 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{56 \text{ g CaO}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 16\,800 \text{ g de CaO} = 16,8 \text{ kg}$

b) $16,8 \cdot \frac{80}{100} = 13,4 \text{ g}$

c) $30000 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} = 13200 \text{ g de CO}_2$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{13\,200 \text{ g CO}_2 / 44 \text{ g/mol} \cdot 0,082 \text{ atmL/molK} \cdot 400 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 9840 \text{ L} = 9,84 \text{ m}^3$$

13> Al tratar hidruro cálcico con agua, se obtiene hidróxido cálcico y se desprende hidrógeno. ¿Qué cantidad de hidruro de calcio comercial, con un 85% de pureza, se necesita para obtener 5 L de hidrógeno medidos a 20 °C y 0,96 atm?

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{CaH}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{ H}_2$

Los 5 L de H_2 medidos en esas condiciones son los siguientes gramos:

$$0,96 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L} = \frac{g}{2} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}; \text{ de donde } g \text{ de } \text{H}_2 = 0,4$$

$$0,4 \text{ g de } \text{H}_2 \cdot \frac{42 \text{ g de } \text{CaH}_2}{2 \cdot 2 \text{ gr de } \text{H}_2} \cdot \frac{100}{85} = 4,94 \text{ g de } \text{CaH}_2$$

14> El amoniaco se puede obtener haciendo reaccionar NaOH con cloruro amónico, según la siguiente reacción: $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. ¿Cuántos gramos de una muestra de cloruro amónico que tiene un 20% de impurezas serán necesarios para obtener 1 L de amoniaco medido a 20 °C y 700 mmHg?

Solución:

$$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}. \text{ El litro de } \text{NH}_3 \text{ medido en c.n. es: } \frac{700}{760} \cdot 1 = \frac{g}{17} \cdot 0,082 \cdot 293;$$

de donde g de $\text{NH}_3 = 0,65 \text{ g}$

$$0,65 \text{ g de } \text{NH}_3 \cdot \frac{53,5 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl}}{17 \text{ g } \text{NH}_3} \cdot \frac{100}{80} = 2,56 \text{ g de } \text{NH}_4\text{Cl}$$

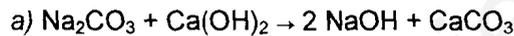
15> La sosa caústica (NaOH) se prepara comercialmente mediante la reacción de carbonato sódico con cal apagada $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

a) Escribe la reacción ajustada.

b) ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener tratando 1 kg de carbonato sódico con cal apagada?

c) Si el rendimiento del proceso fuera del 80% ¿qué cantidad de carbonato sódico sería necesaria para obtener la misma cantidad de NaOH?

Solución:



b) $1000 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{2 \cdot 40 \text{ gNaOH}}{106 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3} = 754,7 \text{ g de NaOH}$

c) $1000 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g totales de } \text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{solo reaccionan } 80 \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3} = 1250 \text{ g}$

16> Calcula la cantidad de caliza con un 85% de riqueza que podrá reaccionar con 200 mL de HCl 1 M.

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$$0,2 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g } \text{CaCO}_3}{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g caliza}}{85 \text{ g } \text{CaCO}_3} = 11,76 \text{ g}$$

17> Se hacen reaccionar 10,2 gramos de óxido de aluminio con ácido clorhídrico, obteniéndose 25 g de cloruro de aluminio y agua. ¿Cual ha sido el rendimiento de la reacción?

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Por tanto: $10,2 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{2 \cdot 133,55 \text{ g de } \text{AlCl}_3}{102 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3} = 26,7 \text{ g de HCl}$ si el rendimiento hubiera sido del 100%.

Como solo se han obtenido 25, el rendimiento ha sido: $\text{Rendimiento} = 25 \cdot \frac{100}{26,5} = 94\%$

18> Si se ponen a reaccionar 100 gramos de BaCl_2 con 115 gramos de Na_2SO_4 para dar cloruro sódico y sulfato de bario. Calcula:

a) ¿Qué sustancia actúa de reactivo limitante?

b) ¿Cuántos gramos de NaCl se pueden preparar?

Solución:

La ecuación ajustada es $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4$

a) $100 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{208,3 \text{ g BaCl}_2} = 68,2 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$, como hay 115 de Na_2SO_4 , el BaCl_2 es el reactivo limitante, y sobran $115 - 68,2 = 46,8 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$.

b) $100 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{2 \cdot 58,3 \text{ g de NaCl}}{208,3 \text{ g BaCl}_2} = 56,2 \text{ g de NaCl}$

19> El cloruro de titanio (IV) reacciona con el magnesio para dar cloruro de magnesio y titanio metal según la reacción: $\text{TiCl}_4 + 2\text{Mg} \rightarrow \text{Ti} + 2\text{MgCl}_2$. Si se ponen a reaccionar 15 g de cloruro de titanio y 7 g de magnesio, calcula:

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

b) ¿Cuántos gramos de titanio se obtienen?

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{TiCl}_4 + 2\text{Mg} \rightarrow \text{Ti} + 2\text{MgCl}_2$

a) $15 \text{ g TiCl}_4 \cdot \frac{2 \cdot 24,3 \text{ g Mg}}{189,9 \text{ g TiCl}_4} = 3,84 \text{ g de Mg}$, como hay 7 gramos de Mg el reactivo limitante será el TiCl_4 .

b) $15 \text{ g TiCl}_4 \cdot \frac{47,9 \text{ g Ti}}{189,9 \text{ g TiCl}_4} = 3,8 \text{ g de Ti}$

20> ¿Qué masa de cloruro de plata se obtendrá cuando reaccionen 12,3 gramos de cloruro sódico con 60 g de una disolución de AgNO_3 del 6% de riqueza en masa?

Solución:

La ecuación ajustada sería: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$

Como los 60 g de nitrato de plata tienen una riqueza del 6%, tendremos:

$$60 \cdot 6/100 = 3,6 \text{ g de AgNO}_3$$

Aplicamos los oportunos factores de conversión y obtenemos que el reactivo limitante es el nitrato de plata por tanto:

$$3,6 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{143,3 \text{ g AgCl}}{169,8 \text{ g AgNO}_3} = 3 \text{ g de AgCl}$$

21> Cuando se calienta dióxido de silicio con carbono puro, se obtiene carburo de silicio y se desprende monóxido de carbono. Si partimos de 144 g de dióxido de silicio y 72 g de carbono. ¿Cuántos gramos de carburo de silicio se formarán? Si el monóxido de carbono obtenido se encierra en un recipiente de 25 L a 120 °C. ¿Qué presión ejercerá?

Solución:

La ecuación ajustada será: $\text{SiO}_2 + 3\text{C} \rightarrow 2\text{CO} + \text{CSi}$

Aplicamos los oportunos factores de conversión y obtenemos que el reactivo limitante es el carbono, por tanto:

$$a) 72 \text{ g de C} \cdot \frac{40 \text{ g CSi}}{36 \text{ g de C}} = 80 \text{ g de CSi}$$

$$b) 72 \text{ g de C} \cdot \frac{2 \cdot 28 \text{ g CO}}{36 \text{ g de C}} = 112 \text{ g de CO}$$

Aplicamos $pV = nRT$;

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{\frac{112}{28} \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 393 \text{ K}}{25 \text{ L}} = 5,2 \text{ atm}$$

22> El ácido sulfúrico reacciona con magnesio para dar sulfato de magnesio e hidrógeno molecular. ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 25 °C y 1 atm de presión, se obtiene cuando reaccionan 150 mL de un ácido sulfúrico del 96% de riqueza en masa y 1,84 g/mL de densidad con 100 gramos de magnesio?

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$

Calculamos los moles de H_2SO_4 que tenemos en la disolución

$$150 \text{ mL disol.} \cdot \frac{1,84 \text{ g disol.}}{1 \text{ mL disol.}} \cdot \frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 2,7 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

De la ecuación obtenemos:

$$2,7 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 2,7 \text{ moles de H}_2$$

23> ¿Qué masa de HCl habrá en 100 mL de una disolución de ese ácido en la que existen las siguientes indicaciones: $d = 1,17 \text{ g/mL}$; $r = 36,6\%$ en masa?

Solución:

$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,17 \text{ gramos de disolución}}{1 \text{ mL de disolución}} \cdot \frac{36,6 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de disolución}} =$$

$$= 42,8 \text{ g de HCl}$$

24> Un ácido sulfúrico diluido tiene una densidad de 1,10 g/mL y una riqueza del 65%. Calcula:

a) La molaridad y la normalidad de la disolución.

b) El volumen de dicha disolución necesario para neutralizar un mol de KOH.

Solución:

Tomamos 1 L de la disolución de H_2SO_4 :

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

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

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

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

25> La sosa cáustica comercial, (NaOH) viene impurificada con cloruro sódico. Si al

analizarla se comprueba que 10 mL de una disolución preparada disolviendo 30 g de la muestra en 1 L de disolución ha gastado 14 mL de HCl 0,5 M, calcula la pureza de la muestra comercial.

Solución:

$$V_a N_a = V_b N_b; N_b = \frac{14 \cdot 0,5}{10} = 0,7N$$

$$0,7 = \frac{\text{g de NaOH} \cdot 1}{40 \cdot 1L}; \text{g de NaOH} = 28 \text{ g, como se han pesado 30 g quiere decir que 2 g son de}$$

$$\text{impurezas, por tanto: } \frac{28 \text{ g NaOH puro}}{30 \text{ g totales}} \cdot 100 = 93,3\%$$

26> Calcula los gramos de hidróxido sódico comercial de un 85% de riqueza en masa que harán falta para preparar 250 mL de una disolución de NaOH 0,50 M.

Solución:

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

27> Una disolución de ácido sulfúrico está formada por 12,0 g de ácido, 19,2 g de agua y ocupa un volumen de 27,0 mL. Calcula la densidad de la disolución, la concentración centesimal, la molaridad y la molalidad.

Solución:

$$a) m_{\text{TOTAL}} = 12 + 19,2 = 31,2 \text{ g};$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{31,2 \text{ g}}{27 \text{ mL}} = 1,16 \text{ g / mL}$$

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

$$c) M = \frac{12}{98 \cdot 0,027} = 4,5M$$

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

28> El ácido nítrico concentrado reacciona con el cobre para formar nitrato de cobre (II), dióxido de nitrógeno y agua. La ecuación ajustada es:



Calcula:

a) ¿Cuántos mL de una disolución de HNO₃ del 90% de riqueza en masa y 1,4 g/mL de densidad se necesitan para que reaccionen 5 g de cobre?

b) ¿Qué volumen de NO₂, medido a 20 °C y 670 mmHg de presión, se formará?

Solución:

Partimos de la ecuación ajustada: $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$$a) 5 \text{ g de Cu} \cdot \frac{4 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{63,5 \text{ g de Cu}} \cdot \frac{100 \text{ g disol}}{90 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL disol}}{1,4 \text{ g disol}} = 16 \text{ mL}$$

$$b) 5 \text{ g de Cu} \cdot \frac{2 \cdot 46 \text{ g NO}_2}{63,5 \text{ g de Cu}} = 7,2 \text{ g de NO}_2$$

Aplicamos la ecuación de Clapeyron: $V = \frac{7,2}{46} \cdot 0,082 \cdot 293 = 4,26 \text{ L}$

29> En la etiqueta de un frasco de HCl dice: densidad 1,19 g/mL, riqueza 37,1% en masa. Calcula:

a) La masa de 1 L de esta disolución.

b) La concentración del ácido en g/L

c) La molaridad del ácido.

Solución:

Tomamos 1 L

a) $m = V d$; $m = 1\,000 \text{ mL} \cdot 1,19 \text{ g/mL} = 1\,190 \text{ g disolución.}$

b) $1\,190 \text{ g disolución} \cdot \frac{37,1 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} = 441,5 \text{ g de HCl.}$

c) $M = \frac{441,5}{36,5 \cdot 1 \text{ L}} = 12,1 \text{ M}$

30> Calcula la molaridad de un ácido clorhídrico cuya etiqueta pone: densidad 1,2 g/mL y riqueza 37% en masa. ¿Qué masa de HCl habrá en 100 mL de la disolución anterior?

Solución:

$m = V d$; $m = 1\,000 \text{ mL} \cdot 1,19 \text{ g/mL} = 1\,190 \text{ g disolución}$

$1\,190 \text{ g disolución} \cdot \frac{37,1 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} = 441,5 \text{ g de HCl}$

$M = \frac{441,5}{36,5 \cdot 1 \text{ L}} = 12,1 \text{ M}$

$m = 100 \text{ mL} \cdot 1,19 \text{ g/mL disolución} \cdot \frac{37,1 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} = 44 \text{ g HCl}$

31> ¿Cuántos mililitros de una disolución 0,20 M de ácido sulfúrico se necesitarán para neutralizar completamente 25 mL de una disolución 0,14 M de Fe (OH)₃?

Solución:

Aplicamos $V_a N_a = V_b N_b$ y $N = M a$, donde a es la valencia.

La $N_a = 0,2 \cdot 2 = 0,4$ y la $N_b = 0,14 \cdot 3 = 0,42$

Por tanto: $V_a \cdot 0,4 = 25 \cdot 0,42$; de donde $V_a = 26,2 \text{ mL}$

32> Se neutralizan 50 mL de una disolución de HCl comercial del 37% de riqueza y 1,19 g/mL de densidad con 220 mL de una disolución de NaOH. Determina la molaridad de la disolución de sosa.

Solución:

Aplicamos: $V_a N_a = V_b N_b$

El nº de gramos de HCl que tenemos en la disolución es:

$50 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,19 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} = 22 \text{ g de HCl}$

La molaridad del ácido es:
$$N = \frac{n^{\circ} \text{ eq}}{V(L)} = \frac{22}{50 \cdot 10^{-3}} = 12 \text{ N};$$

$$50 \text{ mL} \cdot 12 = N_b \cdot 220 \text{ mL} \Rightarrow N_b = 2,8 \text{ N}$$

33> ¿Qué volumen de un ácido sulfúrico del 26% de riqueza en masa y 1,19 g/mL de densidad se necesita para neutralizar una disolución con 5,0 g de KOH?

Solución:

El n° de equivalentes de KOH = $5/57 = 0,088$.

La normalidad del ácido la calculamos a partir de la disolución. Si tomamos 1 L de la misma,

tenemos:
$$1\ 000 \text{ mL disol.} \cdot \frac{1,19 \text{ g disol.}}{1 \text{ mL disol.}} \cdot \frac{26 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disol.}} = 309,4 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

En 1 L de la disolución tenemos 309,4 g de H₂SO₄ puros, por tanto su normalidad será:

$$N = \frac{n^{\circ} \text{ eq}}{V(L)} = \frac{g}{M V(L)} = \frac{309,4 \cdot 2}{98 \cdot 1} = 6,3 \text{ N}$$

Como necesitamos 0,088 equivalentes de ácido para neutralizar los 0,088 equivalentes de KOH y tenemos una disolución 6,3 N de ácido:

$$0,088 \text{ eq} \cdot \frac{1\ 000 \text{ mL}}{6,3 \text{ eq}} = 14,7 \text{ mL}$$

34> Una disolución de ácido nítrico de 65% en masa, tiene una densidad de 1,4 g/mL. Calcula su molaridad y su normalidad. ¿Qué volumen de esa disolución se necesita para neutralizar un mol de KOH?

Solución:

Tomamos 1 L de la disolución:

$$1\ 000 \text{ mL disol.} \cdot \frac{1,4 \text{ g disol.}}{1 \text{ mL disol.}} \cdot \frac{65 \text{ g de HNO}_3}{100 \text{ g disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 14,4 \text{ M}$$

Como es un ácido monoprótico, su valencia es 1 y su molaridad coincidirá con la normalidad, por tanto la disolución será 14,4 M y 14,4 N.

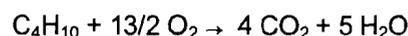
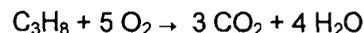
Un mol de KOH cuya valencia es 1 coincide con 1 equivalente y por tanto:

$$1 \text{ eq} \cdot \frac{1\ 000 \text{ mL}}{14,4 \text{ eq}} = 69 \text{ mL}$$

35> Se tienen 18 g de una mezcla de propano y butano cuya proporción en masa es 2:1. Calcula el volumen de CO₂, medido a 40 °C y 740 mmHg, obtenido al quemarlos.

Solución:

[C₃H₈ + C₄H₁₀] 18 g en proporción 2:1 ⇒ 12 g de C₃H₈ y 6 g de C₄H₁₀



$$12 \text{ g de C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{3 \cdot 44 \text{ g CO}_2}{44 \text{ g C}_3\text{H}_8} = 36 \text{ g de CO}_2 ;$$

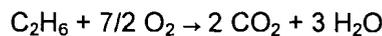
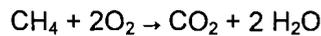
$$6 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{4 \cdot 44 \text{ g CO}_2}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 18,2 \text{ g de CO}_2 \text{ CO}_2 \text{ total} = 54,2 \text{ g} ;$$

$$V = \frac{54,2}{44} \cdot 0,082 \cdot 313 \cdot \frac{740}{760} = 32,5 \text{ L de CO}_2$$

36> Una mezcla de metano (CH₄) y etano (C₂H₆) ocupan un volumen de 20 L medidos en c.n. Cuando hacemos reaccionar la mezcla con O₂ obtenemos 25 L de CO₂, también en c.n. Determina la composición volumétrica de la mezcla.

Solución:

Las reacciones de combustión ajustadas son:



Como las condiciones son las normales, nos da igual hablar de moles que de litros, es decir podemos decir que con 1 mol de metano obtenemos 1 mol de CO₂ que con 1 L de metano obtengo 1 L de CO₂.

Por tanto, los litros de metano y etano consumidos serán $x = \text{L de metano}$ y $20 - x = \text{L de etano}$

Aplicando los datos del problema tenemos: $x + \frac{20 - x}{2}$ son los litros consumidos de la mezcla que nos darían los litros obtenidos de dióxido de carbono, que son 25 por tanto:

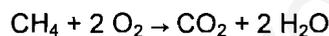
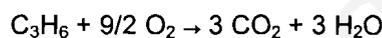
$$x + \frac{20 - x}{2} = 25; \text{ de donde } x = 15 \text{ L.}$$

Es decir gastamos 15 L de CH₄ y 5 L de C₂H₆; $15 \cdot \frac{100}{20} = 75\% \text{ CH}_4$ y 25% de C₂H₆.

37> De una mezcla de propeno (C₃H₆) y metano (CH₄) se cogen 7,41 g que se queman totalmente, obteniéndose 12,6 g de H₂O. Calcula la composición inicial de la mezcla en % en masa.

Solución:

Las reacciones de combustión son:



Por tanto las ecuaciones que tendremos serán:

$$\text{Atendiendo al n}^\circ \text{ de moles: } 3 \cdot \left(\frac{x}{42}\right) + 2 \cdot \left(\frac{y}{16}\right) = 0,7,$$

Atendiendo al n° de gramos: $x + y = 7,41$; siendo $x = \text{g de C}_3\text{H}_6$ e $y = \text{g de CH}_4$

Resolviendo el sistema nos saldrá: $x = 4,2$ e $y = 3,21$

56,5% de propeno y 43,5% de metano

38> Cuando 500 g de mármol (CaCO₃) de 85% de riqueza reaccionan con ácido clorhídrico 1 M, se forma un gas (CO₂), cloruro cálcico y agua. Calcula:

a) Los gramos de sal formada.

b) El volumen de gas obtenido si las condiciones del laboratorio son de 20 °C y 70 mmHg.

c) El volumen de la disolución de ácido que hemos tenido que utilizar.

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

a) Vamos a averiguar cuántos gramos de carbonato van a reaccionar, puesto que no es puro:

$500 \text{ g mármol} \cdot 0,85 \text{ g CaCO}_3/\text{g de mármol} = 425 \text{ g de CaCO}_3$ serán los que reaccionen.

En este momento sí se pueden calcular los gramos de CaCl_2 que se han formado:

$$425 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCl}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3} \cdot \frac{111 \text{ g de CaCl}_2}{1 \text{ mol de CaCl}_2} = 472 \text{ g de CaCl}_2 \text{ formados}$$

b) Calculamos los g de CO_2 obtenidos y aplicamos la ecuación de:

$$425 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3} \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 187 \text{ g de CO}_2 \text{ formados}$$

$$\text{Aplicamos } V = \frac{nRT}{p} = \frac{187 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ g}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 111 \text{ L de CO}_2$$

c) Ahora hemos de tener en cuenta que no tenemos el HCl puro sino que hemos de cogerlo de una disolución y por tanto, en primer lugar calculamos los gramos de HCl puros que me hacen falta para que reaccionen los 425 gramos de CaCO_3 .

$$425 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 8,5 \text{ moles de HCl puro hacen falta}$$

Estos moles se han de tomar de la disolución, como la disolución es de 1 mol/L, nos harán falta 8,5 L.

39> Se hace reaccionar ácido sulfúrico y cobre metálico, obteniéndose sulfato cúprico, dióxido de azufre y agua. Ajusta la reacción química y calcula la cantidad de cobre necesaria para obtener 150 g de sulfato cúprico.

Datos: masas atómicas S = 32, O = 16, H = 1, Cu = 63,5.

Solución:

La ecuación ajustada es: $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$$150 \text{ g de CuSO}_4 \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{159,5 \text{ g CuSO}_4} = 59,7 \text{ g de Cu}$$

40> Se disuelve hidróxido sódico en agua y se llena el recipiente hasta la señal de 250 mL. Se toman 50 cm³ de esta disolución y se comprueba que reaccionan exactamente con 5 g de ácido nítrico puro. ¿Qué cantidad de hidróxido sódico había en la muestra de 50 cm³? ¿Y en el recipiente de 250 mL?

Datos: masas atómicas: Na = 23, O = 16, N = 14, H = 1.

Solución:

La ecuación ajustada es: $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$$\text{a) } 5 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{63 \text{ g HNO}_3} = 3,17 \text{ g de NaOH}$$

$$\text{b) } \frac{3,17 \text{ g NaOH}}{50 \text{ cm}^3} \cdot 250 \text{ cm}^3 = 15,87 \text{ g de NaOH}$$

41> El cloro se obtiene por oxidación del ácido clorhídrico con dióxido de manganeso pasando el manganeso a estado de oxidación dos.

a) Escribe y ajuste la reacción.

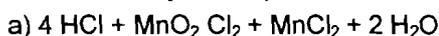
b) ¿Cuántos moles de dióxido de manganeso hay que utilizar para obtener dos litros de cloro gas, medidos a 25 °C y una atmósfera?

c) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 2 M se requiere para obtener los dos litros de cloro del apartado b)?

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

Solución:

La reacción ajustada por el método del ión electrón que estudiaras mas adelante es:



Los gramos de Cl_2 que tenemos en esas condiciones son:

$$pV = nRT; 1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 298 \text{ K} \Rightarrow n(\text{Cl}_2) = 0,082$$

Por tanto:

$$0,082 \text{ moles de } \text{Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,082 \text{ moles de MnO}_2$$

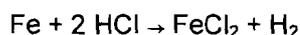
c) Los 2 L de Cl_2 en las condiciones del apartado b) se corresponden con 0,082 moles de Cl_2 , por tanto para calcular el volumen necesario de la disolución de ácido 2 M que se necesitan para obtener esos moles de Cl_2 y teniendo en cuenta el ajuste de la reacción actuaremos de la siguiente forma:

$$0,082 \text{ moles de } \text{Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol de } \text{Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ L}}{2 \text{ moles de HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 164 \text{ mL}$$

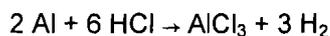
42> Se tiene una aleación de 2,0 g de hierro y aluminio que se trata con HCl en exceso. Después de reaccionar ambos metales se obtiene un volumen de 2,3 L de H_2 en un recipiente que está a 16 °C y 750 mmHg. Calcula la composición de la mezcla sabiendo que además de H_2 se forma cloruro de Fe (II) y cloruro de aluminio.

Solución:

Las ecuaciones ajustadas son:



n° moles x



n° moles y

Calculamos los moles de H_2 obtenidos aplicando la ecuación de Clapeyron:

$$n = \frac{\frac{750}{760} \cdot 2,3}{0,082 \cdot 289} = 0,095 \text{ moles}$$

Es decir, 0,095 moles totales obtenidos, que obviamente procederán de:

$$x + \frac{3}{2}y = 0,095$$

$$56x + 27y = 2$$

La segunda ecuación está basada en los gramos de muestra.

Resolviendo el sistema nos sale: 0,4 g de Fe y 1,6 g de Al.

43> El ácido clorhídrico comercial se prepara calentando cloruro sódico con ácido sulfúrico concentrado.

a) Escribe la reacción ajustada.

b) Calcula la cantidad de ácido sulfúrico concentrado al 90% en masa necesario para obtener 15 kg de HCl al 30% en masa.

Solución:



b) Para preparar 15 kg de HCl al 30% de riqueza en masa nos hace falta preparar:

$$15 \cdot \frac{30}{100} = 4,5 \text{ kg de HCl puros}$$

Y por tanto nos harán falta los siguientes gramos de H_2SO_4

$$4,5 \cdot 10^3 \text{ g de HCl puros} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}}{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl puros}} = 6\,041,1 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}$$

Como tenemos sulfúrico al 90% $6\,041,1 \cdot \frac{100}{90} = 6\,712,3 \text{ g} = 6,7 \text{ kg de H}_2\text{SO}_4 \text{ al } 90\%$.

44> Para calcular la pureza de un sulfato amónico se hace reaccionar 50 G del mismo con un exceso de hidróxido cálcico, después de producirse la reacción se desprenden 2,5 L de amoníaco medidos a 710 mmHg de presión y 23 °C de temperatura. ¿Qué porcentaje de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ hay en la muestra?

Solución:

La ecuación ajustada es: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

$$50 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \cdot 17 \text{ g NH}_3}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 12,9 \text{ g de NH}_3$$

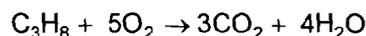
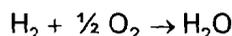
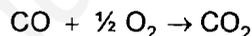
Los 2,5 L de NH_3 obtenidos equivalen a: $\text{g } (\text{NH}_3) = \frac{710/760 \cdot 2,5 \cdot 17}{0,082 \cdot 296} = 1,63 \text{ g}$

Deberíamos haber obtenido, según la reacción 12,9 g de NH_3 pero sólo hemos obtenido 1,63 g, por tanto: $1,63 / 12,9 \cdot 100 = 12,63\%$.

45> Se tienen 100 mL de una mezcla formada por monóxido de carbono, hidrógeno y propano y se hace combustionar con 75 mL de oxígeno. Después de reaccionar nos queda una mezcla de gases formada por CO_2 y O_2 en exceso, ya que el H_2O formado se ha condensado. Sabiendo que el volumen total de los gases de la mezcla es de 50 mL y que el 80% de la misma es CO_2 , calcula la composición de la mezcla inicial.

Solución:

Tenemos las siguientes reacciones:



Al final quedan 50 mL de todos los gases:

$$50 \cdot 0,8 = 40 \text{ mL de CO}_2$$

El resto = 10 mL serán de O_2

Por tanto de O_2 han reaccionado 65 mL

Las ecuaciones que nos salen, por tanto son:

$$\left. \begin{array}{l} x + y + z = 100 \\ x + 3z = 40 \\ \frac{1}{2}x + \frac{1}{2}y + 5z = 65 \end{array} \right\}$$

Que resolviéndola queda: $\text{CO}_2 = x = 30 \text{ mL}$; $\text{H}_2 = y = 66,66 \text{ mL}$; $\text{C}_3\text{H}_8 = z = 3,33 \text{ mL}$

46> El ácido sulfúrico reacciona con el magnesio produciendo sulfato de magnesio más hidrógeno. Calcula:

a) ¿Cuántos gramos de magnesio se necesitan para hacer reaccionar 150 mL de una disolución de ácido sulfúrico con un 96% de riqueza en masa y una densidad de 1,35 g/mL?

b) ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 20 °C y 700 mmHg de presión se obtienen en la reacción.

c) ¿Cuántos gramos de MgSO₄ se obtienen?

Solución:

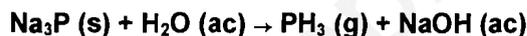
La ecuación ajustada es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$

$$a) 150 \text{ mL} \cdot \frac{1,35 \text{ g}}{1 \text{ mL disol.}} \cdot \frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disol.}} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 48,2 \text{ g Mg}$$

$$b) 48,2 \text{ g Mg} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{24,3 \text{ g Mg}} = 3,97 \text{ g H}_2; V = \frac{3,97 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}} \cdot \frac{293 \text{ K}}{\frac{700}{760} \text{ atm}} = 51,7 \text{ L H}_2$$

$$c) 48,2 \text{ g Mg} \cdot \frac{120,3 \text{ g MgSO}_4}{24,3 \text{ g Mg}} = 238,6 \text{ g de MgSO}_4$$

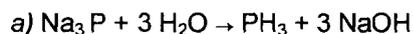
47> Durante la Primera Guerra Mundial se empleó la fosfina, PH₃, como gas venenoso en la guerra de trincheras. Esta sustancia se produce fácilmente mediante la reacción:



a) Ajusta la reacción.

b) ¿Qué cantidad de fosfina se obtendrá al disolver 150 g de fosfuro de sodio en 250 mL de agua? Densidad = 1,0 g/mL.

Solución:



$$b) 150 \text{ g Na}_3\text{P} \cdot \frac{34 \text{ g PH}_3}{100 \text{ g Na}_3\text{P}} = 51 \text{ g de PH}_3$$

48> Se hacen reaccionar 100 kg de un reactivo A con 150 kg de un reactivo B para obtener 75 kg de un reactivo C, siendo el rendimiento del proceso de un 50%. Si se mejora el rendimiento del proceso hasta un 75%, ¿cuántos kilogramos de C se obtendrían?

Solución:



Si el rendimiento hubiera sido del 100%, hubiéramos obtenido el doble, es decir 150 kg. Por tanto, si el rendimiento hubiera sido el 75%, obtendríamos: $150 \text{ kg} \cdot \frac{75}{100} = 112,5 \text{ kg}$.

49> Se quiere determinar el % de ácido acético en un vinagre. Para ello se diluyen 15 g de vinagre hasta 100 mL, de esa disolución se toman 20 mL y se valoran con una disolución de NaOH 0,1 M, gastándose en la valoración 18 mL. Calcula el % de ácido acético en ese vinagre.

Solución:

Calculamos la normalidad de la base a partir de los 20 mL utilizados para su valoración:

$$V_a N_a = V_b N_b; 20 N_a = 18 \cdot 0,1 N_a = 0,09$$

Eso quiere decir que habrá 0,09 equivalentes / L, por tanto:

$$0,09 \text{ eq} = \frac{g}{P_{\text{eq}}} = \frac{g \cdot \text{val.}}{M_{\text{mol}}}; \text{ de donde } g = 0,09 \cdot 60 = 5,4 \text{ g/L}$$

En los 100 mL habrá: $5,4 \cdot \frac{g}{L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,54 \text{ g}$. Como de vinagre se habían añadido 15 g tenemos

$$\text{que la riqueza es: } \frac{0,54}{15} \cdot 100 = 3,6\%$$

50> Dada la reacción: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$, calcula:

a) La cantidad de un mineral cuya riqueza en CaCO_3 es del 92% en masa que se necesitaría para obtener 250 kg de CaCl_2 .

b) El volumen de ácido clorhídrico comercial del 36% de riqueza en masa y densidad 1,18 g/mL necesario para obtener la cantidad de cloruro de calcio a la que se refiere el apartado anterior.

Solución:

a) De la reacción ajustada podemos deducir la cantidad de mineral que debemos hacer reaccionar para obtener los 250 kg de CaCl_2 . Así:

Con 1 mol de $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g}$, obtenemos 1 mol de $\text{CaCl}_2 = 111 \text{ g}$

x g de CaCO_3 para obtener $250 \cdot 10^3 \text{ g}$ de CaCl_2

De donde $x = 225,2 \cdot 10^3 \text{ g}$ de CaCO_3

Esos gramos los debemos coger de un mineral que tiene un 92% de riqueza en CaCO_3

Por tanto ahora haremos:

Si en 100 gr de mineral hay 92 g de CaCO_3

x g de mineral para coger $225,2 \cdot 10^3 \text{ g}$ de CaCO_3

Los gramos de mineral que necesitaremos son: $x = 244,8 \cdot 10^3 \text{ g}$.

Este ejercicio lo podíamos haber resuelto trabajando con factores de conversión de una manera más fácil:

$$250 \cdot 10^3 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{100 \text{ mineral}}{92 \text{ g CaCO}_3} = 244,8 \cdot 10^3 \text{ g de mineral}$$

b) De la misma forma que en el caso anterior, de la ecuación ajustada deducimos que:

Con 2 moles de $\text{HCl} = 73 \text{ g}$, obtenemos 1 mol de $\text{CaCl}_2 = 111 \text{ g}$

x g de HCl para obtener $250 \cdot 10^3 \text{ g}$ de CaCl_2

Los gramos de HCl necesarios serán: $164,4 \cdot 10^3 \text{ g}$.

Esos gramos de ácido los deberíamos coger del ácido comercial, por tanto:

De cada 100 de ácido comercial solo hay 36 g de HCl puros

x g de ácido comercial para coger $164,4 \cdot 10^3 \text{ g}$ de HCl puros

$x = 456,7 \cdot 10^3 \text{ g}$ de HCl comercial.

Ahora esos gramos debemos pasarlos a volumen, que es lo que nos pide el problema. Para ello volvemos a hacer otra regla de tres:

Si 1,18 g de disolución de HCl comercial ocupa un volumen de 1 mL, los $456,7 \cdot 10^3 \text{ g}$ de HCl comercial ocuparán un volumen x, de donde $x = 387 \cdot 10^3 \text{ mL} = 387 \text{ L}$.

Igual que en el caso anterior, podíamos haber resuelto este apartado utilizando factores de conversión:

$$250 \cdot 10^3 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g de disol}}{36 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL de disol}}{1,18 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L disol}}{1000 \text{ mL}} = 387 \text{ L}$$

51> Se prepara en el laboratorio un litro de disolución 0,5 M de ácido clorhídrico a partir de uno comercial contenido en un frasco en cuya etiqueta se lee: pureza = 35% en masa; densidad 1,15 g/mL; masa molecular HCl = 36,5. Calcula el volumen necesario de ácido concentrado para preparar la disolución.

Solución:

Resolveremos el ejercicio a través de factores de conversión. Así, partiremos de lo que queremos preparar, que es una disolución de HCl 0,5 molar por tanto:

$$0,5 \frac{\text{moles de HCl}}{\text{L de disolución}} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl puros}}{1 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{\text{de cada } 100 \text{ g de la disolución comercial}}{35 \text{ g son de HCl puros}} \cdot \frac{1 \text{ mL de de la disolución}}{1,15 \text{ g de la disolución}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 45,34 \text{ mL}$$

Los factores que hemos ido utilizando han sido los que se derivan de los datos del problema: en primer lugar queremos preparar una disolución 0,5 M de HCl a partir de una disolución comercial del mismo ácido. Por ello es el primer factor que ponemos.

A continuación lo pasamos a gramos de HCl puros que deberemos tener y eliminamos los moles.

El siguiente factor es ¿de dónde lo tenemos que tomar? Evidentemente del ácido comercial que tenemos, por ello el siguiente factor debe ser la riqueza que nos dan, que es del 35%, con lo cual ya conoceríamos los gramos de disolución que deberíamos tomar para que contengan los gramos de HCl puros que me hacen falta para preparar 1 L de HCl 0,5 M.

Como el HCl comercial no es sólido, sino líquido, esos gramos los tenemos que convertir en volumen, y por ello el siguiente factor sería los mL que debemos tomar para que contengan los gramos de HCl necesarios para preparar la disolución, y eso lo podemos hacer a través de la densidad de la disolución.

Finalmente hallamos el volumen en mL.

También podíamos haber resuelto el ejercicio partiendo de la ecuación de la molaridad y calculando los gramos de HCl que deberíamos tener para preparar 1 L de disolución de HCl 0,5 M.

$$\text{Así: } M = \frac{g \text{ HCl}}{M_{\text{HCl}} V (\text{L de disolución})}; 0,5 = \frac{g \text{ HCl}}{36,5 \cdot 1 (\text{L de disolución})}$$

de donde $g \text{ HCl} = 18,25 \text{ g}$ son los gramos que necesitaríamos y los debemos de tomar de la botella de ácido comercial, por tanto:

$$18,25 \text{ g de HCl puros} \cdot \frac{\text{de cada } 100 \text{ g de la dis. comercial}}{35 \text{ g son de HCl puros}} \cdot \frac{1 \text{ mL de la disolución}}{1,15 \text{ g de la disolución}} = 45,34 \text{ mL}$$

Así hemos resuelto el ejercicio en dos etapas cuando lo podíamos haber resuelto en una sola.

52> Se preparan 250 mL de disolución 1,5 M de ácido nítrico a partir de un ácido nítrico comercial del 67% en masa y densidad 1,40 g/mL. Calcula:

a) La molaridad del ácido comercial.

b) El volumen del mismo necesario para preparar los 250 mL de disolución de ácido nítrico 1,5 M.

Solución:

a) La molaridad del ácido comercial la calcularemos como antes, a través de factores de conversión. Para ello tomaremos 1 L de dicha disolución y actuaremos según:

$$1 \text{ L dis. comercial} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1,40 \text{ g dis. comercial}}{1 \text{ mL dis. comercial}} \cdot \frac{\text{hay } 67 \text{ g HNO}_3 \text{ puros}}{\text{en } 100 \text{ g dis. comercial}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 14,8 \text{ M}$$

b) Calcularemos en primer lugar los gramos de HNO₃ que nos hacen falta para preparar 250 mL de disolución de HNO₃ 1,5 M.

$$1,5 = \frac{g \text{ HNO}_3}{63 \cdot 0,25} \Rightarrow g = 23,6 \text{ de HNO}_3 \text{ puros}$$

Esos gramos los debemos tomar de la disolución comercial, por tanto:

$$23,6 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g dis. comercial}}{67 \text{ g HNO}_3 \text{ puros}} \cdot \frac{1 \text{ mL dis. comercial}}{1,40 \text{ gramos}} = 25,1 \text{ mL}$$

53> Tenemos 250 mL de una disolución de KOH 0,2 M. Calcula:

a) ¿Cuántos moles de KOH hay disueltos?

b) ¿Cuántos gramos de KOH hay disueltos?

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; O = 16 ; K = 39

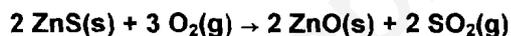
Solución:

a) Partimos de los 250 mL de la disolución:

$$250 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,2 \text{ moles de KOH}}{\text{hay en 1L de disolución}} = 0,05 \text{ moles de KOH disueltos}$$

$$b) 0,05 \text{ moles de KOH} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol de KOH}} = 1,12 \text{ g de KOH}$$

54> El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:



¿Cuántos litros de SO₂, medidos a 25 °C y 1 atm, se obtendrán cuando reaccionen 17 g de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno?

Datos: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹·K⁻¹; Masas atómicas: O = 16 ; S = 32 ; Zn = 65,4.

Solución:

Calcularemos en primer lugar los moles de SO₂ que obtendremos con los 17 gramos de ZnS:

$$17 \text{ g ZnS} \cdot \frac{2 \cdot 64 \text{ g de SO}_2}{2 \cdot 97,4 \text{ g de ZnS}} \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{64 \text{ g de SO}_2} = 0,17 \text{ moles de SO}_2$$

Ahora aplicando la ecuación de Clapeyron tenemos:

$$P V = n R T ; 1 \cdot V = 0,17 \cdot 0,082 \cdot 298 ; \text{ de donde } V = 4,15 \text{ L de SO}_2.$$

55> El sulfato de sodio y el cloruro de bario reaccionan en disolución acuosa para dar un precipitado blanco de sulfato de bario según la reacción:



a) ¿Cuántos gramos de BaSO₄ se forman cuando reaccionan 8,5 mL de disolución de sulfato de sodio 0,75 M con exceso de cloruro de bario?

b) ¿Cuántos mililitros de cloruro de bario de concentración 0,15 M son necesarios para obtener 0,6 g de sulfato de bario?

Datos: Masas atómicas: O = 16 ; S = 32 ; Ba = 56 ; Na = 23 ; Cl = 35,5.

Solución:

Una disolución 0,75 M tendrá 0,75 moles/L, y de ella tomaremos solamente 8,5 mL, por tanto:

a) Lo resolveremos utilizando factores de conversión:

$$0,75 \frac{\text{moles de Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot 8,5 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de BaSO}_4} \cdot \frac{152 \text{ g de BaSO}_4}{1 \text{ mol de BaSO}_4} =$$

$$= 0,97 \text{ g BaSO}_4$$

b) Partimos de los 6 gramos de BaSO₄ que queremos obtener y aplicamos los correspondientes factores:

$$0,75 \frac{\text{moles de Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot 8,5 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de BaSO}_4} \cdot \frac{152 \text{ g de BaSO}_4}{1 \text{ mol de BaSO}_4} = 26,3 \text{ mL}$$

56> De un frasco que contiene el producto comercial «agua fuerte» (HCl del 25% en masa y densidad 1,09 g/mL), se toman con una pipeta 20 mL y se vierten en un matraz aforado de 100 mL, enrasando con agua hasta ese volumen. Calcula qué volumen de una disolución de NaOH 0,5 M sería necesario para neutralizar 20 mL de la disolución comercial de agua fuerte.

Datos: Masas_{atómicas}: H = 1 ; Cl = 35,5.

Solución:

En primer lugar calculamos la concentración del HCl comercial. Para ello calcularemos los gramos de HCl puros que hemos tomado de la botella, para luego diluirlos hasta 100 mL, y a partir de ahí calcularemos la molaridad del ácido, que en este caso será igual que su normalidad, pues la valencia del ácido es 1:

$$20 \text{ mL dis. comercial} \cdot \frac{1,09 \text{ g dis. comercial}}{1 \text{ mL dis. comercial}} \cdot \frac{\text{hay 25 g HCl puros}}{\text{en 100 g de dis. comercial}} = 5,45 \text{ g HCl}$$

Ahora calculamos la molaridad de los 100 mL donde hemos añadido 5,45 g de HCl:

$$M = \frac{5,45 \text{ g HCl}}{36,5 \cdot 0,1 \text{ L}} = 1,5$$

Aplicamos ahora: $V N = V' N' \Rightarrow V \cdot 0,5 = 20 \cdot 1,5$, de donde: $V = 60 \text{ mL}$.

57> Se necesita conocer la concentración molar de una disolución de HCl. Si se dispone de una disolución de NaOH de concentración 0,02 M, si se gasta 22,5 mL de disolución de la base para neutralizar 25 mL de la disolución de ácido, ¿cuál es la concentración del ácido?

Solución:

Aplicamos: $V N = V' N' \Rightarrow 0,02 \cdot 22,5 = 25 N$, de donde: $N = 0,018$.

58> En la reacción de aluminio con ácido clorhídrico se desprende hidrógeno. Se ponen en un matraz 30 g de aluminio del 95% de pureza y se añaden 100 mL de un ácido clorhídrico comercial de densidad 1,170 g · mL⁻¹ y del 35% de pureza en masa. Con estos datos determina:

a)Cuál es el reactivo limitante.

b) El volumen de hidrógeno que se obtendrá a 25 °C y 740 mm de Hg.

Datos: Masas_{atómicas}: Al = 27 ; Cl = 35,5 ; H = 1 ; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución:

a) La reacción es: $2 \text{ Al} + 6 \text{ HCl} \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3 + 3 \text{ H}_2$.

Los 30 gramos de Al al 95% son en realidad $30 \cdot 0,95 = 28,5 \text{ g}$.

Calcularemos en primer lugar cuál es el reactivo sobrante. Para ello tomaremos los 100 mL de la disolución del ácido y veremos con cuántos gramos de Al reaccionarán según el ajuste de la reacción:

$$100 \text{ mL de disolución} \cdot \frac{1,17 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL de disolución}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl puros}}{100 \text{ g de disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{2 \text{ moles Al}}{6 \text{ moles de HCl}} \cdot \frac{27 \text{ g de Al}}{1 \text{ mol de Al}} = 10,09 \text{ g de Al}$$

Por tanto, el reactivo que está en exceso es el aluminio, y el reactivo limitante será el HCl, pues de los 28,5 gramos solamente utilizaremos 10,09.

El volumen de H₂ que obtendremos será:

$$100 \text{ mL de disolución} \cdot \frac{1,17 \text{ g disol.}}{1 \text{ mL de disol.}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl puros}}{100 \text{ g de disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{3 \text{ moles H}_2}{6 \text{ moles de HCl}} =$$

$$= 0,56 \text{ mol de H}_2$$

Aplicando ahora la ecuación de Clapeyron tenemos:

$$V = \frac{n R T}{p} = \frac{0,56 \cdot 0,082 \cdot 298}{\frac{740}{760}} = 14 \text{ L de H}_2$$

59> Se tiene 1 litro de una disolución de ácido sulfúrico (tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno) del 98% de riqueza y densidad de 1,84 g/cm³. Calcula:

a) La molaridad.

b) El volumen de esa disolución de ácido sulfúrico necesario para preparar 100 mL de otra disolución del 20% y densidad 1,14 g/cm³.

Solución:

$$a) 1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \cdot \frac{1,84 \text{ g disol.}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 18,4 \text{ M}$$

b) Para preparar 100 mL de una disolución al 20% y densidad 1,14 g/mL necesitaremos los siguientes gramos de ácido:

$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,14 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{20 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} = 22,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}$$

Y esos gramos los debemos coger de la disolución inicial, por tanto:

$$22,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,84 \text{ g disolución}} = 12,6 \text{ mL}$$

Tomaremos 12,6 mL de la disolución inicial y los diluiremos hasta los 100 mL pedidos. De esa forma tendremos los 22,8 gramos de H₂SO₄ puros necesarios para que la riqueza sea del 20% y su densidad de 1,14 g/mL.

60> En un recipiente de hierro de 5,0 L se introduce aire (cuyo porcentaje en volumen es 21% de oxígeno y 79% de nitrógeno) hasta conseguir una presión interior de 0,10 atm a la temperatura de 239 °C. Si se considera que todo el oxígeno reacciona y que la única reacción posible es la oxidación del hierro a óxido de hierro (II), calcula:

a) Los gramos de óxido de hierro (II) que se formarán.

b) La presión final en el recipiente.

c) La temperatura a la que habría que calentar el recipiente para que se alcance una presión final de 0,1 atm.

Considera para los cálculos que el volumen del recipiente se mantiene constante y que el volumen ocupado por los compuestos formados es despreciable.

Datos: Masas atómicas: O = 16,0; Fe = 55,8; R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

Solución:

La reacción que se da es: $2 \text{ Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ FeO}$

a) La cantidad de O₂ que hay en esas condiciones es: $p V = n R T$.

$$n = \frac{p V}{R T} = \frac{0,1 \cdot 5}{0,082 \cdot 512} = 0,012 \text{ moles de aire}$$

$$0,012 \text{ moles de aire} \cdot \frac{21 \text{ moles de O}_2}{100 \text{ moles de aire}} \cdot \frac{2 \text{ moles de FeO}}{1 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{71,8 \text{ g FeO}}{1 \text{ mol FeO}} = 0,36 \text{ g FeO}$$

b) El único gas que queda en el interior es solamente N_2 , por que todo el O_2 ha reaccionado, por tanto: $0,012 \text{ moles de aire} \cdot 0,79 = 0,0095 \text{ moles de } N_2$.

Luego, la presión en el interior será debida exclusivamente al nitrógeno, aplicamos la ecuación de Clapeyron y obtenemos:

$$p = \frac{n R T}{V} = \frac{0,0095 \cdot 0,082 \cdot 5120,1 \cdot 5}{5} = 0,08 \text{ atm}$$

c) Al disminuir el volumen de gas, la presión lógicamente también ha disminuido, y para que vuelva a ser como la inicial debemos aumentar la temperatura. Para ello aplicamos la ecuación de Gay Luzca que estudiamos en la unidad anterior:

$$\frac{p}{T} = \frac{p'}{T'} ; \frac{0,08}{512} = \frac{0,1}{T} \text{ de donde } T = 640 \text{ K, que pasados a } ^\circ\text{C serán: } t = 640 - 273 = 367 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

www.yoquieroaprobar.es