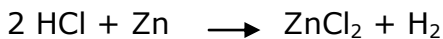


Actividades

1. El ácido clorhídrico concentrado reacciona con el cinc para formar cloruro de cinc e hidrógeno gas según la reacción: $2 \text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Calcula: a) Cuántos gramos de HCl se necesitan para que reaccionen totalmente 5,00 gramos de cinc. b) Qué volumen de H_2 se formará a 20°C y 770 mmHg .

Solución:



$$\text{a) } 5 \text{ g de Zn } \frac{2 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g de HCl/mol}}{65,3 \text{ g de Zn}} = 5,60 \text{ g de HCl}$$

$$\text{b) } 5 \text{ g de Zn } \frac{2 \text{ g de H}_2}{65,3 \text{ g de Zn}} = 0,15 \text{ g de H}_2$$

Aplicamos ahora la ecuación de Clapeyron

$$\frac{770}{760} \cdot V = \frac{0,15}{2} \cdot 0,082 \cdot 293 \text{ de donde } V \text{ de H}_2 = 1,78 \text{ L}$$

2. El hidrogenocarbonato de sodio se descompone según la reacción:

$2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio se podrán obtener a partir de 1 000 g de hidrogenocarbonato?

Solución:



$$1000 \text{ g de HCO}_3\text{Na} \frac{106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3/\text{mol}}{2 \text{ mol} \cdot 84 \text{ g de HCO}_3\text{Na/mol}} = 630,95 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3$$

3. ¿Qué volumen de CO_2 se obtendría en la actividad 4.2 si las condiciones del laboratorio fueran de 20°C y 700 mmHg de presión?

Solución:

$$1000 \text{ g de HCO}_3\text{Na} \frac{44 \text{ g de CO}_2/\text{mol}}{2 \text{ mol} \cdot 84 \text{ g de HCO}_3\text{Na/mol}} = 261,9 \text{ g de CO}_2$$

$$\text{Aplicamos como antes la ecuación de Clapeyron: } \frac{700}{760} \cdot V = \frac{261,9}{44} \cdot 0,082 \cdot 293$$

$$\text{de donde: } V = 155,3 \text{ L de CO}_2$$

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

4 ¿Cuántos litros de aire se necesitan para que combustione completamente el contenido de gas metano (CH₄) para uso industrial, de una bombona de 200 L a 25°C y 760 mmHg?

Solución:

Calculamos la masa de CH₄ que contiene la bombona, para ello utilizamos la ecuación de

$$\text{Clapeyron: } g \text{ CH}_4 = \frac{p \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 200 \text{ L} \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}} = 130,95 \text{ g CH}_4$$

La reacción de combustión es: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

$$130,95 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol O}_2}{16 \text{ g de CH}_4} = 523,8 \text{ g de O}_2$$

Esos gramos de oxígeno en las condiciones de la combustión ocuparán un volumen de:

$$1 \cdot V = \frac{523,8}{32} \cdot 0,082 \cdot 293 \quad \text{de donde } V = 393,3 \text{ L de O}_2$$

Como el aire tiene aproximadamente un contenido de 21% de O₂ en volumen, nos harán falta:

$$393,3 \text{ L O}_2 \cdot 100 \text{ L aire} / 21 \text{ L O}_2 = 1872,7 \text{ L de aire}$$

5. ¿Cuántos litros de aire (21% de O₂ y 79% de N₂), medidos a 20 °C y 710 mmHg, serán necesarios para quemar completamente el contenido de una bombona de gas butano que tiene una masa de 13,5 kg de gas (C₄H₁₀)?

Solución:

La reacción ajustada es: $\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{O}_2 \longrightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$

$$13.500 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{13/2 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g de O}_2 / \text{mol}}{58 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} / \text{mol}} = 48413,8 \text{ g de O}_2$$

$$\text{Aplicamos ahora la ecuación de Clapeyron: } \frac{710}{760} \cdot V = \frac{48413,8}{32} \cdot 0,082 \cdot 293$$

de donde $V = 38909,5 \text{ L de O}_2$

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Como el aire tiene aproximadamente un 21 % de O₂ y un 79 % de N₂ en volumen nos harán falta $38909,5 \cdot 100/21 = 185283,3$ L de aire

6. La urea se puede obtener haciendo reaccionar amoníaco en presencia de dióxido de carbono según la reacción: $2 \text{NH}_3 + \text{CO}_2 \leftrightarrow (\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ Si hacemos reaccionar 100 g de NH₃ con 200 g de CO₂: a) ¿Cuál de los dos es el reactivo limitante y cuál el excedente? b) ¿Cuántos gramos de urea se obtienen, suponiendo un rendimiento del 80 %? c) ¿Cuántos gramos del reactivo excedente quedan sin reaccionar? Realiza los cálculos usando factores de conversión exclusivamente.

Solución:

a) La reacción ajustada es: $2 \text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow (\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$

$$100 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{2 \cdot 17 \text{ g NH}_3} = 129,4 \text{ g de CO}_2$$

Como de CO₂ tenemos 200 g y solo nos hacen falta 129,4 **el NH₃ es el reactivo limitante y el CO₂ es el excedente.**

b) $100 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{60 \text{ g de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{2 \cdot 17 \text{ g NH}_3} = 176,5 \text{ g de urea}$

c) $200 \text{ g de CO}_2 - 129,4 = 70,6 \text{ g de CO}_2$

7. Clasifica las siguientes reacciones desde el punto de vista estructural en los tres tipos establecidos, y nombra las diferentes sustancias que aparecen:

Solución:

	<u>Part. Intercambiada</u>	<u>Estructural</u>
a) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	Ácido - base	Sustitución
b) $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$	Red-ox	Combinación
c) $\text{I}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HI}$	Red-ox	Combinación
d) $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2$	-	Descomposición
e) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$	Precipitación	Sustitución
f) $2 \text{NaClO}_3 \rightarrow 2 \text{NaCl} + 3 \text{O}_2$	Red-ox	Descomposición

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

8 Completa y ajusta en tu cuaderno las siguientes reacciones ácido-base:

Solución:



9. Según los datos de las reacciones anteriores, explica de forma razonada cuáles serán las especies más estables: a) El amoníaco o sus elementos constituyentes por separado (nitrógeno e hidrógeno molecular). b) El ozono o el oxígeno molecular. c) El agua o sus elementos constituyentes por separado (hidrógeno y oxígeno molecular).

Solución:

a) La reacción de formación del NH_3 es exotérmica, ello quiere decir que el NH_3 ocupa un nivel energético menor que el de sus componentes, por tanto será más estable que ellos por separado.

b) Igual ocurre con el oxígeno molecular en relación con el ozono, por ello será más estable.

c) Finalmente la reacción de formación del agua, al ser exotérmica ocupa un nivel energético inferior que el de los componentes H_2 y O_2 , por tanto será más estable termodinámicamente hablando,

10. Investiga acerca de la situación actual del uso del hidrógeno como fuente de energía. ¿Qué sectores han implantado ya esta alternativa energética? ¿Qué ventajas y qué inconvenientes presenta? ¿Qué es una pila de combustible?

TAREA DE INVESTIGACIÓN DEL ALUMNO

11. Realiza una investigación acerca de la figura de Fritz Haber. Te proponemos que analices los siguientes temas: a) Situación existente a finales del siglo XIX por la escasez de fertilizantes. ¿Qué es el Nitrato de Chile? ¿Y el guano? b)

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Síntesis de amoníaco anteriores al proceso Haber. c) Proceso Haber: dificultades planteadas y soluciones obtenidas. d) Contribución posterior de Carl Bosch al actual proceso Haber-Bosch. e) Durante la Primera Guerra Mundial Carl Bosch se entregó al desarrollo de armas químicas, en concreto del gas cloro que causó miles de muertos. A Bosch se le debe la frase: «En tiempos de paz un científico pertenece al mundo, pero en tiempos de guerra pertenece a su país». ¿Qué opinión te merece esta posición? Hubo científicos que se negaron a colaborar con fines bélicos. ¿Qué hubieras hecho tú?

TAREA DE INVESTIGACIÓN DEL ALUMNO

12. Realiza un proyecto de investigación acerca de la nanotecnología. Te proponemos que analices los siguientes puntos: a) Inicios de la nanotecnología. ¿Qué significa la siguiente frase pronunciada por el Premio Nobel Richard Feynman en 1965: «En el fondo hay espacio de sobra»? b) ¿Qué es el microscopio de efecto túnel?, c) ¿Cuáles son los logros en investigación y en aplicación práctica más importantes conseguidos hasta el momento por la nanotecnología? d) ¿Qué aplicaciones futuras se plantean? e) ¿Presenta algún riesgo para la salud o el medio ambiente esta tecnología?

TAREA DE INVESTIGACIÓN DEL ALUMNO

Actividades finales

Lectura: Las propiedades de los gases y sus aplicaciones con la variación de la presión

1. Investiga el proceso de síntesis de la urea. ¿Qué otros usos además del de fertilizante tiene este producto?

Solución:

2. Investiga qué sucede en la química del suelo cuando el uso de fertilizantes es excesivo.

Solución:

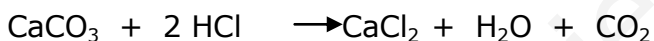
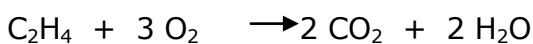
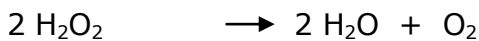
Laboratorio

1. Expresa la concentración en términos de molaridad y normalidad del ácido acético en vinagre y del hidróxido de amonio en el limpiador.

Problemas propuestos

Cálculos estequiométricos

1. Ajusta las siguientes reacciones químicas:



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

Solución:

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

3. El cloruro de hierro (II) reacciona con el bario para dar cloruro de bario y hierro, según la reacción: $\text{FeCl}_2 + \text{Ba} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{Fe}$

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?



4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

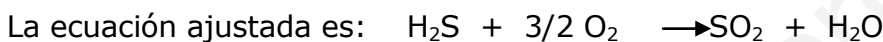
$$a) \quad 50 \text{ g FeCl}_2 \cdot \frac{137,3 \text{ g Ba}}{127 \text{ g FeCl}_2} = 54,05 \text{ g Ba} \quad ; \quad 25 \text{ g de Ba} \cdot \frac{127 \text{ g FeCl}_2}{137,4 \text{ g Ba}} = 23,11 \text{ g Fe}$$

El reactivo limitante es el Ba y sobran $50 - 23,11 = 26,89 \text{ g}$ de Fe

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

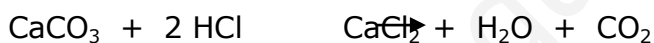
$$c) \quad 25 \text{ g Ba} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}}{137,3 \text{ g Ba}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol Ba}} = 0,18 \text{ moles de BaCl}_2$$

4. Se queman 20 L de sulfuro de hidrógeno en presencia de oxígeno para dar dióxido de azufre 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.



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

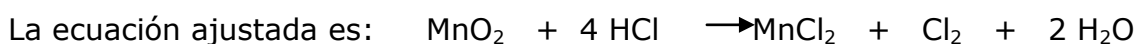
5. ¿Qué masa de caliza (CaCO₃) podrá reaccionar con 100 mL de una disolución de HCl 11,7 M?



$$100 \text{ mL disol} \cdot \frac{11,7 \text{ mol HCL}}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{\text{mol HCl}} = 42,7 \text{ g de HCl}$$

$$42,7 \text{ g de HCl} \cdot \frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{73 \text{ g de HCl}} = \mathbf{58,5 \text{ g de CaCO}_3}$$

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 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) el número de moléculas de agua formadas en el proceso.



4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

a) Los gramos de Cl_2 que se quieren obtener son:

$$0,97 \text{ atm} \cdot 100 \text{ L} = \frac{m(\text{g})}{71} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 297 \text{ K}$$

de donde $m(\text{g}) = 283,8 \text{ g Cl}_2$

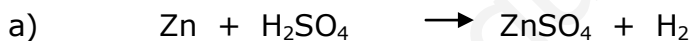
$$283,8 \text{ g de Cl}_2 \frac{86,9 \text{ g de MnO}_2}{71 \text{ gr de Cl}_2} = \mathbf{347,43 \text{ g de MnO}_2}$$

$$283,8 \text{ g Cl}_2 \frac{1 \text{ mol}}{71 \text{ g Cl}_2} \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g disoluc}}{30 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mL}}{1,15 \text{ g disol}} = 1691,6 \text{ mL}$$

b) $283,8 \text{ g de Cl}_2 \frac{2 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O}}{71 \text{ gr de Cl}_2} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 4,8 \cdot 10^{24}$
moléculas de H_2O

7. El cinc reacciona con ácido sulfúrico para dar sulfato de cinc e hidrógeno. Calcula: a) La reacción ajustada, b) ¿Qué cantidad de ZnSO_4 se obtendrá al reaccionar 50 gramos de Zn con H_2SO_4 en exceso?, c) ¿Qué volumen de H_2 se obtendrá con los 50 g de Zn si la reacción tiene lugar a 710 mmHg de presión y 20 °C de temperatura?

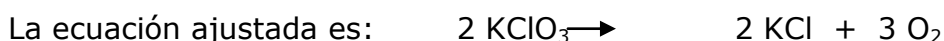
Solución:



b) $50 \text{ g de Zn} \cdot \frac{161,4 \text{ g ZnSO}_4}{65,4 \text{ g de Zn}} = \mathbf{123,4 \text{ g ZnSO}_4}$

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

8. Al descomponerse por la acción del calor el clorato potásico se obtiene cloruro potásico y oxígeno, según la reacción: $2 \text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{calor}} 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$. 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 $T^a = 23 \text{ °C}$; b) los gramos de KCl obtenidos. Datos masas atómicas ver S.P.



4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

Aplicamos $p \cdot V = n R T$ $(700/760) V = (39,2 / 32) \cdot 0,082 \cdot 296 \rightarrow V =$
32,3 L de O₂

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

9. La hidracina, N₂H₄, 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:

$$20.000 \text{ g de N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{32 \text{ g de N}_2\text{H}_4} = 20.000 \text{ g de O}_2 = \mathbf{20 \text{ kg de O}_2}$$

10. La gasolina es una mezcla de hidrocarburos, aunque se considera que su composición media es la del octano (C₈H₁₈) 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.

La ecuación ajustada es: $\text{C}_8\text{H}_{18} + 25/2 \text{ O}_2 \rightarrow 8 \text{ CO}_2 + 9 \text{ H}_2\text{O}$

$$40 \text{ L C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{0,76 \text{ g de C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mL de C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{1000 \text{ mL de C}_3\text{H}_8}{1 \text{ L de C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{25 \cdot 32 \text{ g O}_2/\text{mol}}{114 \text{ g C}_8\text{H}_{18}/\text{mol}} = 106667 \text{ g de O}_2$$

Aplicamos ahora la ecuación de Clapeyron: $1 \text{ atm} \cdot V = \frac{106667 \text{ g de O}_2}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol de O}_2}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}$

De donde $V = 80087 \text{ L de O}_2$; $80087 \text{ L de O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{20 \text{ L de O}_2} = 400435 \text{ L de aire} = \mathbf{400,4 \text{ m}^3 \text{ de aire}}$

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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 litros de dicho gas medidos a 20°C y 1 atm de presión.

Solución:

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

b) Sabemos que 1 mol de Cl₂ en c.n son 22,4 L calculamos el volumen de 1 mol de Cl₂ en las condiciones de trabajo aplicando:

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

Así pues el factor de conversión que aplicaríamos será:

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

Cálculos estequiométricos con impurezas y rendimientos

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

a) la masa de óxido de calcio que se obtiene

b) el volumen que ocupará el dióxido de carbono obtenido, si el rendimiento fuese el 100%, medido a 127 °C y 1 atm de presión.

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

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

$$\text{a) } 30 \cdot 10^3 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{56 \text{ g CaO}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 16.800 \text{ g de CaO} = \mathbf{16,8 \text{ kg}}$$

$$\text{b) } 30.000 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} = 13.200 \text{ g de CO}_2$$

$$V = \frac{n R T}{p} = \frac{13.200 / 44 \cdot 0,082 \cdot 400}{1} = \mathbf{9.840 \text{ L} = 9,84 \text{ m}^3}$$

$$\text{c) } 16,8 \cdot \frac{80}{100} = \mathbf{13,4 \text{ kg}}$$

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 %

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

de pureza, se necesita para obtener 5 L de hidrógeno medidos a 20 °C y 0,96 atm?

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:

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

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

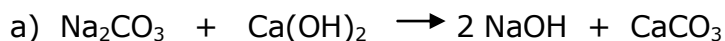
14. El amoníaco se puede obtener haciendo reaccionar NaOH con cloruro amónico, según la siguiente reacción: $\text{NH}_4\text{Cl} (\text{s}) + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{NaCl} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$. ¿Cuántos gramos de una muestra de cloruro amónico que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

$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. El litro de NH_3 tiene una masa:

$$\frac{700}{760} \cdot 1 = \frac{m(\text{g})}{17} \cdot 0,082 \cdot 293 \quad ; \quad \text{de donde} \quad m(\text{g}) = 0,65 \text{ g } \text{NH}_3$$

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

15. La sosa cáustica (NaOH) se prepara comercialmente mediante la reacción de carbonato sódico con cal apagada Ca(OH)_2 . a) Escribe la reacción ajustada; b) ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener tratando 1000 g 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 ?



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

c) $1000 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g totales de } \text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{sólo reaccionan } 80 \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3} = \mathbf{1.250 \text{ g}}$

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

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

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

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

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 g de Al_2O_3 $\frac{2 \cdot 133,55 \text{ g de AlCl}_3}{102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3} = 26,7 \text{ g}$ de HCl si el rendimiento hubiera sido del 100%

Como se han obtenido 25 el rendimiento ha sido: $\text{Rendimiento} = 25 \cdot \frac{100}{26,7} = 94\%$

Reactivo limitante

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:

- ¿Qué sustancia actúa de reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos de NaCl se pueden preparar?

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

BaCl₂ es el reactivo limitante, y sobran $115 - 68,2 = 46,8 \text{ g}$ de Na_2SO_4

b) $100 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{2 \cdot 58,5 \text{ g de NaCl}}{208,3 \text{ g BaCl}_2} = \mathbf{56,2 \text{ g de NaCl}}$

19. El cloruro de titanio (IV) reacciona con el magnesio para dar cloruro de magnesio y titanio metal según la reacción: $\text{TiCl}_4 + 2 \text{Mg} \rightarrow \text{Ti} + 2 \text{MgCl}_2$.

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Si se ponen a reaccionar 15 gramos de cloruro de titanio y 7 gramos de magnesio, calcula: a) ¿cual es el reactivo limitante?, b) ¿cuántos gramos de titanio se obtienen?

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 magnesio está en exceso y, por tanto, **el reactivo limitante será el TiCl_4**

b) $15 \text{ g TiCl}_4 \cdot \frac{47,9 \text{ g Ti}}{189,9 \text{ g TiCl}_4} = \mathbf{3,78 \text{ g de Ti}}$

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

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:

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

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

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

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 gramos de dióxido de silicio y 72 gramos de carbono, ¿cuántos gramos de carburo de silicio se formarán? Si el monóxido de carbono obtenido se encierra en un recipiente de 25 Litros a 120 °C, ¿qué presión ejercerá?

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

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

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

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

$$\text{Aplicamos } p \cdot V = n R T \quad p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{\frac{112}{28} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 393 \text{ K}}{25 \text{ L}} = 5,2 \text{ atm}$$

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?

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 puro que tenemos en la disolución

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

Por la estequiometría de la reacción obtenemos el número de moles de H_2 que se producen:

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

El volumen que ocupan los 2,7 mol de H_2 será:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{2,7 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 66 \text{ L}$$

Reacciones de neutralización

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

23. ¿Cuántos mililitros de una disolución 0,2 M de ácido sulfúrico se necesitarán para neutralizar completamente 25 mL de una disolución 0,14 M de Fe (OH)₃?

Aplicamos $V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b$ y $N = M \cdot \text{val}$

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 **Va = 26,25 mL**

24. 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. Sol: 2,8 M

Aplicamos: $V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b$

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: $N = \text{n}^\circ \text{ eq/V(L)}$; $N = \frac{\frac{22}{36,5}}{50 \cdot 10^{-3}} = 12$

$$50 \text{ mL} \cdot 12 = N_b \cdot 220 \text{ mL de donde } N_b = 2,7$$

25. ¿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 gramos de KOH?

El nº de equivalentes de KOH = $5/56,1 = 0,089$

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

misma, tenemos: $1000 \text{ mL disol} \cdot \frac{1,19 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{26 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disol}} = 309,4 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$

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

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

Como necesitamos 0,089 equivalentes de ácido para neutralizar los 0,089 equivalentes de KOH y tenemos una disolución 6,3 N de ácido

$$0,089 \text{ eq} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{6,3 \text{ eq}} = 14,1 \text{ mL}$$

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

26. 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? Sol: a) M = 17,17 N = 17,17; b) V = 58 mL

a) Tomamos 1 L de la disolución:

$$1000 \text{ mL disol} \cdot \frac{1,4 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{65 \text{ g de HNO}_3}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 14,4 \text{ M}$$

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

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

$$1 \text{ eq} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{14,4 \text{ eq}} = 69,4 \text{ mL}$$

Aplica lo aprendido

27. Se tienen 18 gramos 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.

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



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

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

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

28. Cuando 500 g de mármol (CaCO₃) del 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

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

laboratorio son de 20 °C y 700 mmHg, c) el volumen de la disolución de ácido que hemos tenido que utilizar.

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 g mármol · 0,85 g CaCO₃/g de mármol = **425 g** de CaCO₃ serán los que reaccionen

En este momento sí se pueden calcular los gramos de CaCl₂ que se han formado:

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

b) Calculamos los g de CO₂ obtenidos y aplicamos la ecuación de :

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

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

CO₂

c) Ahora hemos de tener en cuenta que no tenemos el HCl puro sino que hemos de tomarlo de una disolución y por tanto, en primer lugar calculamos los gramos de HCl puros necesarios para que reaccionen los 425 gramos de CaCO₃.

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

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

29. Se hace reaccionar ácido sulfúrico y cobre metálico, obteniéndose sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua. Ajusta la reacción química y calcula la cantidad de cobre necesaria para obtener 150 g de sulfato de cobre (II). Datos: masas atómicas S = 32, O = 16, H = 1, Cu = 63,5.

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

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

30. 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.

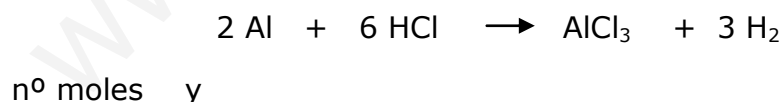
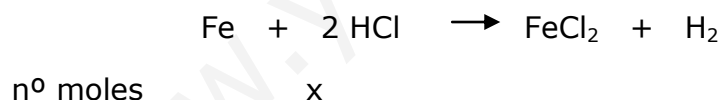
La ecuación ajustada es: $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

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

$$\text{b) } \frac{3,17 \text{ g NaOH}}{50 \text{ cm}^3} \cdot 250 \text{ cm}^3 = \mathbf{15,85 \text{ g de NaOH}}$$

31. Se tiene una aleación de 2 gramos 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 H₂ en un recipiente que está a 16 °C y 750 mmHg. Calcula la composición de la mezcla sabiendo que además de H₂ se forma cloruro de hierro (II) y cloruro de aluminio.

Las ecuaciones ajustadas son:



Calculamos los moles de H₂ obtenidos aplicando la ecuación de Clapeyron:

$$n = \frac{\frac{750}{760} \cdot 2,3}{0,082 \cdot 289} = 0,096 \text{ moles de H}_2 \text{ totales obtenidos, que obviamente procederan}$$

de:

$$\text{será: } \left. \begin{array}{l} x + 3/2 y = 0,096 \end{array} \right\} \text{ y la otra ecuación, basada en los gramos de muestra}$$

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

$$56x + 27y = 2$$

Resolviendo el sistema nos sale: $x = 0,07$ e $y = 0,06$ que, multiplicando por las correspondientes masas atómicas, son **0,4 g de Fe y 1,6 g de Al** que constituyen la aleación.

32. 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.

La ecuación ajustada es: $2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$

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

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

Y por tanto serán necesarios los siguientes gramos de H_2SO_4

$$4,5 \cdot 10^3 \text{ g de HCl puros} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}}{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl puros}} = 6041,1 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

Como tenemos sulfúrico al 90 % $6041,1 \cdot \frac{100}{90} = 6712,3 \text{ g} = \mathbf{6,712 \text{ kg de H}_2\text{SO}_4 \text{ al 90\%}}$

33. Para calcular la pureza de un sulfato amónico se hace reaccionar 50 gramos 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? Datos masas atómicas ver S.P.

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

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

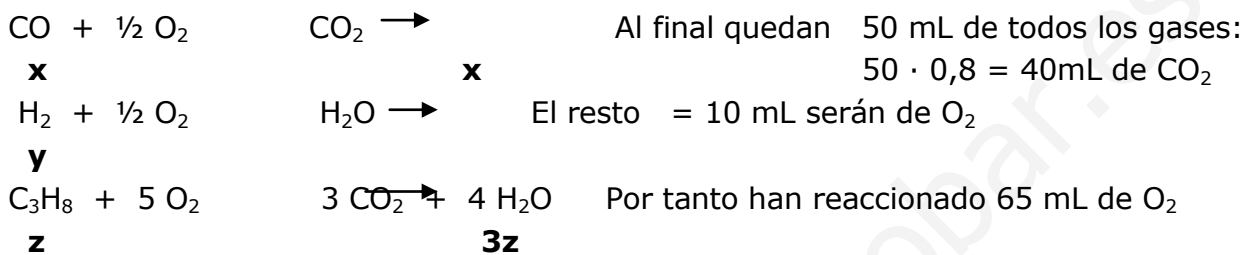
$$\text{Los 2,5 L de NH}_3 \text{ obtenidos equivalen a: } m(\text{NH}_3) = \frac{710/760 \cdot 2,5 \cdot 17}{0,082 \cdot 296} = 1,63 \text{ g}$$

Deberíamos haber obtenido, según la reacción 12,9 g de NH_3 pero sólo hemos obtenido 1,63 g, por tanto, $(1,63 / 12,9) \cdot 100 = \mathbf{12,63\%}$ será la riqueza de la muestra.

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

34. 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 CO₂ y O₂ en exceso, ya que el H₂O 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 CO₂, calcula la composición de la mezcla inicial.

Tenemos las siguientes reacciones:



Según la estequiometría de las reacciones, queda el sistema de ecuaciones:

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

$$\begin{array}{l}
 \text{CO}_2 = x = 30 \text{ mL} \quad ; \quad \text{H}_2 = y = 66,66 \text{ mL} \\
 \text{C}_3\text{H}_8 = z = 3,33 \text{ mL}
 \end{array}$$

35. El ácido sulfúrico reacciona con el magnesio produciendo sulfato de magnesio e 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?



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) $48,2 \text{ g Mg} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{24,3 \text{ g Mg}} = 3,97 \text{ g H}_2 \quad ; \quad V = \frac{\frac{3,97}{2} \cdot 0,082 \cdot 293}{\frac{700}{760}} = 51,7 \text{ L H}_2$

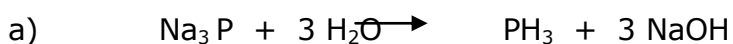
c) $48,2 \text{ g Mg} \cdot \frac{120,3 \text{ g MgSO}_4}{24,3 \text{ g Mg}} = 238,6 \text{ g de MgSO}_4$

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

36. Durante la primera Guerra Mundial se empleó la fosfina, PH_3 , 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 gramos de fosfuro de sodio en 250 mL de agua? Densidad = 1,0 g/mL.



exceso.

37. Una mezcla de metano (CH_4) y etano (C_2H_6) ocupan un volumen de 20 L medidos en c.n. Cuando hacemos reaccionar la mezcla con O_2 en exceso obtenemos 25 L de CO_2 , también en c.n. Determina la composición volumétrica de la mezcla.

Las reacciones de combustión ajustadas son:



Como las condiciones en las que se mide el volumen de cada gas son las mismas, en este caso c.n., se opera igualmente con litros que con moles, así que podemos decir que con 1 mol de metano se obtiene 1 mol de CO_2 o que con 1 L de metano se obtiene 1 L de CO_2

Por tanto, los litros de CH_4 y C_2H_6 consumidos serán: $x = \text{L de metano}$ y $20 - x = \text{L de etano}$

Teniendo en cuenta la estequiometría de las reacciones, podemos plantear::

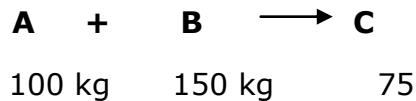
Balance de CO_2 obtenido: $x + (20 - x) \cdot 2 = 25$ de donde $x = 15 \text{ L}$

Es decir, los 20 L de mezcla gaseosa están compuestos por 15 L de CH_4 y 5 L de C_2H_6 ;

Por tanto, la composición porcentual de la mezcla será: $15 \frac{100}{20} = 75 \%$ CH_4 y 25 % de C_2H_6

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

38. 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 kg de C se obtendrían?



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

39. Se quiere determinar el % de ácido acético en un vinagre. Para ello se diluyen 15 gramos 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.

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

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

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

$$0,09 \text{ eq} = \frac{m(\text{g})}{P_{eq}} = \frac{m(\text{g}) \cdot val}{M_{mol}} \quad \text{de donde} \quad m(\text{g}) = 0,09 \cdot 60 = 5,4 \text{ g en 1}$$

L

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

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

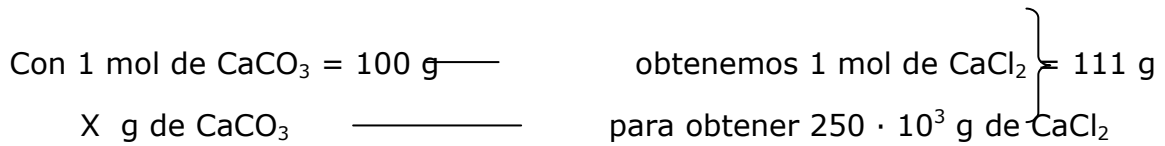
40. Dada la reacción: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$, Calcula:

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.

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

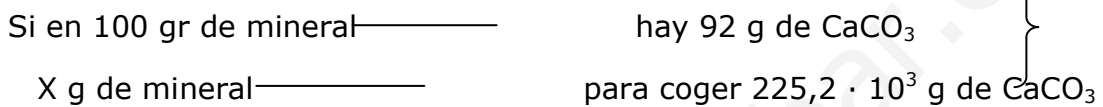
a) De la reacción ajustada podemos deducir la cantidad de mineral que debemos hacer reaccionar para obtener los 250 kg de CaCl_2 . Así:



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:

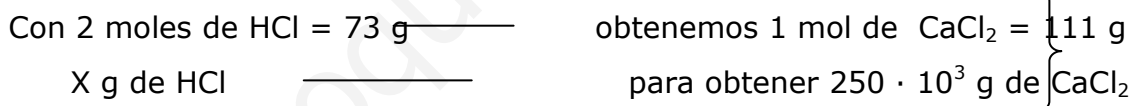


Los gramos de mineral que necesitaremos son: $x = 244,8 \cdot 10^3$

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

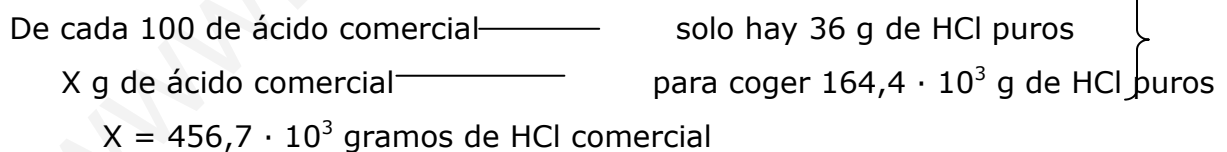
$$250 \cdot 10^3 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{100 \text{ mineral}}{92 \text{ g CaCO}_3} = 244,8 \cdot 10^3 \text{ g de mineral}$$

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

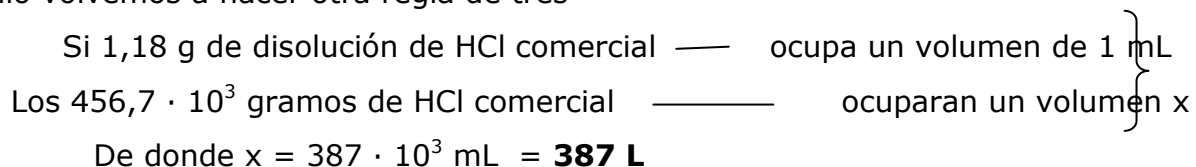


Los gramos de HCl necesarios serán: $164,4 \cdot 10^3$

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



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



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

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

41. 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.

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 faltan para preparar 1 L de HCl 0,5 M. Como el HCl comercial no es sólido si no líquido, esos hemos de pasarlos a 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.

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

de donde $m(g) = 18,25$ son los gramos de HCl **puro** que necesitaríamos y los debemos de tomar de la botella de ácido comercial, por tanto:

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

Así hemos resuelto el problema en dos etapas.

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

42. Se preparan 250 mL de disolución 1,5 M de ácido nítrico a partir de un ácido nítrico comercial concentrado 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.

a) La molaridad del ácido comercial la calcularemos como antes a través de factores de conversión, para ello calculamos el número de moles que hay en 1 L de dicha disolución:

$$1 \text{ L dis. comercial} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1,40 \text{ g dis. comercial}}{1 \text{ mL dis. comercial}} \cdot \frac{67 \text{ g HNO}_3 \text{ puros}}{100 \text{ g dis. comercial}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 14,9 \text{ mol}$$

Por tanto la molaridad es: $14,9 \text{ mol/L} = \mathbf{14,9 \text{ M}}$

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

$$1,5 = \frac{m(\text{g}) \text{ HNO}_3}{63 \cdot 0,25} \quad \text{De donde: } m(\text{g}) = 23,6 \text{ de HNO}_3 \text{ puros}$$

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

$$23,6 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{\text{en } 100 \text{ g dis. comercial}}{\text{hay } 67 \text{ g HNO}_3 \text{ puros}} \cdot \frac{1 \text{ mL dis. comercial}}{1,40 \text{ gramos}} = 25,16 \text{ mL}$$

Otra forma de hacerlo. Dado que el n° de moles de soluto de la disolución preparada n' = M' · V' estaban en la disolución concentrada, M · V = M' · V'; $14,9 \cdot V = 1,5 \cdot 0,25$; V = 0,02516 L, es decir, 25,16 mL

43.- Tenemos 250 mL de una disolución de KOH 0,2 M. Calcula:

¿Cuántos moles de KOH hay disueltos?

¿Cuántos gramos de KOH hay disueltos?

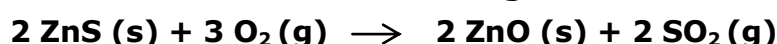
Datos: Masas atómicas: H = 1 ; O = 16 ; K = 39

a) Partimos de los 250 mL de la disolución:

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

$$\text{b) } 0,05 \text{ moles de KOH} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol de KOH}} = 2,8 \text{ g KOH}$$

44. El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:



4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

¿Cuántos litros de SO_2 , medidos a $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm , se obtendrán cuando reaccionen 17 g de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno?

Datos: $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$; $\text{Zn} = 65,4$ Sol: $4,15\text{ L}$

Calcularemos en primer lugar los moles de SO_2 que obtendremos con los 17 g de ZnS

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

Ahora aplicando la ecuación de Clapeyron tenemos:

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

45.- 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:



¿Cuántos gramos de BaSO_4 se forman cuando reaccionan $8,5\text{ mL}$ de disolución de sulfato de sodio $0,75\text{ M}$ con exceso de cloruro de bario?

¿Cuántos mililitros de cloruro de bario de concentración $0,15\text{ M}$ son necesarios para obtener $0,6\text{ g}$ de sulfato de bario?

Datos: Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$; $\text{Ba} = 56$; $\text{Na} = 23$; $\text{Cl} = 35,5$

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

a) Lo resolveremos utilizando factores de conversión

$$0,75 \frac{\text{moles de Na}_2\text{SO}_4}{1\text{ L disolución}} \cdot 8,5\text{ mL} \cdot \frac{1\text{ L}}{1000\text{ mL}} \cdot \frac{\text{por cada mol de Na}_2\text{SO}_4}{\text{se obtiene 1 mol de BaSO}_4} \cdot \frac{152\text{ g de BaSO}_4}{1\text{ mol de BaSO}_4} = 0,97\text{ g BaSO}_4$$

b) Partimos de los 6 g de BaSO_4 que queremos obtener y aplicamos los correspondientes factores:

$$0,6\text{ g BaSO}_4 \cdot \frac{1\text{ mol BaSO}_4}{152\text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{\text{con 1 mol BaCl}_2}{\text{se obtiene 1 mol de BaSO}_4} \cdot \frac{1\text{ L disolución}}{0,15\text{ moles BaCl}_2} \cdot \frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L}} = 26,3\text{ mL}$$

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

46. 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

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:

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

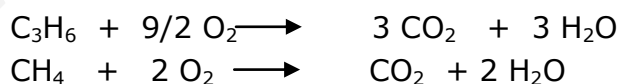
Aplicamos ahora: $V \cdot N = V' \cdot N'$ $V \cdot 0,5 = 20 \cdot 1,5$ de donde: **V = 60 mL**

47. 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?

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

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

Las reacciones de combustión son:



Por tanto las ecuaciones que tendremos serán:

$$\left. \begin{aligned} \text{Atendiendo al n}^\circ \text{ de moles: } & 3 \left(\frac{x}{42} \right) + 2 \left(\frac{y}{16} \right) = 0,7 \\ \text{Atendiendo al n}^\circ \text{ de gramos: } & x + y = 7,41 \end{aligned} \right\} \begin{array}{l} \text{siendo } x = \text{g de C}_3\text{H}_6 \\ \text{e } y = \text{g de CH}_4 \end{array}$$

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

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

49. 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 $1,170 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y del 35% de pureza en masa. Con estos datos calcula:

a) cuál es el reactivo limitante.

b) el volumen de hidrógeno que se obtendrá a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 740 mm de Hg .

Datos: Masas atómicas: Al = 27 ; Cl = 35,5 ; H = 1 ; R = $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

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 cual es el reactivo sobrante, para ello tomaremos los 100 mL de la disolución del ácido y veremos con cuantos 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.

a) El volumen de H_2 que obtendremos será:

$$100 \text{ mL de disolución} \cdot \frac{1,17 \text{ g disol.}}{1 \text{ mL de disol.}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl puros}}{100 \text{ g de disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{H}_2}{6 \text{ moles de HCl}} = 0,56 \text{ mol de } \text{H}_2$$

Aplicando ahora la ecuación de Clapeyron tenemos:

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

50. Se tiene 1 litro de una disolución de ácido sulfúrico (tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno) del 98% de riqueza y densidad de $1,84 \text{ g/cm}^3$. 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 $1,14 \text{ g/cm}^3$.

Solución:

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

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

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:

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

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.

51. En un recipiente de hierro de 5 L se introduce aire (cuyo porcentaje en volumen es 21% de oxígeno y 79% de nitrógeno) hasta conseguir una presión interior de 0,1 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. $M_{\text{ató O}} = 16,0$; $\text{Fe} = 55,8$

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ Sol: a) 0,36 g FeO, b) 0,08 atm, c) 367 °C

Solución:

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

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 N₂, porque todo el O₂ 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:

$$p = \frac{n R T}{V} = \frac{0,0095 \cdot 0,082 \cdot 512 \cdot 1 \cdot 5}{5} = 0,08 \text{ atm}$$

4 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

- 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:

$$\frac{p}{T} = \frac{p'}{T'} \quad ; \quad \frac{0,08}{512} = \frac{0,1}{T} \quad \text{de donde } T = 640 \text{ K}$$

que pasados a °C serán: $t = 640 - 273 = \mathbf{367 \text{ °C}}$

www.yoquieroaprobar.es