

SOLUCIONES A LOS PROBLEMAS DE REACCIONES QUÍMICAS

LA REACCIÓN QUÍMICA.

1. Razona sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- En la digestión de los alimentos las transformaciones que se producen son transformaciones físicas.
- Al colocar una varilla caliente sobre un bloque de hielo aparece agua líquida y vapor de agua. El proceso es un proceso químico.
- Cuando el gas helio contenido en un globo se escapa después de una hora se produce un proceso físico.
- La fotosíntesis es un proceso químico.
- Disolver una cucharada de sal de mesa en un plato de sopa es un proceso físico.

Solución

- Falso. La mayor parte de las transformaciones son químicas, ya que las sustancias que contienen los alimentos se transforman en otras que el cuerpo puede asimilar.
- Falso. Es un proceso físico, pues no cambia la naturaleza de las sustancias.
- Verdadero, ya que sólo se produce movimiento de las moléculas de helio.
- Verdadero. Al absorber luz unas sustancias se transforman en otras distintas.
- Verdadero. Los iones que forman la sal pasan a la sopa, pero no cambia su naturaleza.

2. Con ayuda del modelo atómico de Dalton explica porque es necesario ajustar una reacción química. Pon un ejemplo.

Solución

Según el modelo de Dalton los átomos no cambian en una reacción química, tan solo se reagrupan uniéndose de distinta forma entre sí. Por lo tanto, deberá haber los mismos átomos antes y después de la reacción, lo que implica que si queremos hacer cálculos basados en ella deberemos tenerla ajustada.

3. Ajusta, por tanteo, las siguientes reacciones:

- Óxido de hierro (III) + carbono \rightarrow Monóxido de carbono + hierro.
- Al quemar propano en presencia de oxígeno se obtiene dióxido de carbono y agua.
- El dicromato de amonio se descompone térmicamente para dar óxido de cromo (III) + nitrógeno + agua.
- Amoniaco + monóxido de nitrógeno \rightarrow nitrógeno + vapor de agua.
- Cinc + cloruro de plata \rightarrow cloruro de cinc + plata
- Hidróxido de sodio + ácido sulfúrico \rightarrow sulfato de sodio + agua

Solución

- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO} + 2\text{Fe}$
- $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{NH}_3 + 3\text{NO} \rightarrow 5/2\text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + 2\text{AgCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{Ag}$
- $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

4. Explica las diferencias existentes entre los términos de las siguientes parejas: a) reacción química y ecuación química; b) reacción de descomposición y reacción de síntesis; c) reactivo limitante y reactivo en exceso; d) transformación física y transformación química.

Solución

Véase el tema en el libro y búsquese la información adecuada.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.

5. Una de las maneras de eliminar el NO que aparece en los humos de los tubos de escape de los automóviles es hacerle reaccionar con amoníaco. La reacción, que se da ajustada, es:



Responde a las siguientes cuestiones:

- 15 moles de amoníaco reaccionan con moles de NO.
- 12,5 moles de NO dan moles de nitrógeno.
- 22,4 moles de NO en c.n. dan moles de agua.

Solución

a) De la ecuación ajustada: $15 \text{ moles de NH}_3 \times \frac{6 \text{ moles de NO}}{4 \text{ moles de NH}_3} = 22,5 \text{ moles de NO}$

b) Igual que arriba: $12,5 \text{ moles de NO} \times \frac{5 \text{ moles de N}_2}{6 \text{ moles de NO}} = 10,42 \text{ moles de N}_2$

c) $22,4 \text{ moles de NO} \times \frac{6 \text{ moles de H}_2\text{O}}{6 \text{ moles de NO}} = 22,4 \text{ moles de H}_2\text{O}$

6. Un método comercial de obtención de hidrógeno consiste en hacer reaccionar hierro con vapor de agua.



- ¿Cuántos moles de hidrógeno pueden obtenerse si 42,7 g de hierro reaccionan con un exceso de agua?
- ¿Cuántos gramos de agua se consumen cuando 63,5 g de hierro se transforman en Fe₃O₄?
- Si se producen 7,36 moles de hidrógeno, ¿cuántos gramos de Fe₃O₄ se forman al mismo tiempo?

Solución

Se establecen las relaciones estequiométricas adecuadas:

a) Entre el hierro y el hidrógeno: $42,7 \text{ g de Fe} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,8 \text{ g de Fe}} \times \frac{4 \text{ moles de H}_2}{3 \text{ moles de Fe}} = 1 \text{ mol de H}_2$

b) $63,5 \text{ g de Fe} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,8 \text{ g de Fe}} \times \frac{4 \text{ moles de H}_2\text{O}}{3 \text{ moles de Fe}} \times \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de agua}} = 27,36 \text{ g de H}_2\text{O}$

c) $7,36 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Fe}_3\text{O}_4}{4 \text{ moles de H}_2} \times \frac{231,4 \text{ g de Fe}_3\text{O}_4}{1 \text{ mol de Fe}_3\text{O}_4} = 425,8 \text{ g de Fe}_3\text{O}_4$

7. El blanqueador ordinario que se emplea en el lavado doméstico contiene como ingrediente activo hipoclorito de sodio (aproximadamente un 5% en masa), que se prepara por la reacción del cloro gaseoso con una disolución fría de hidróxido de sodio, según la siguiente reacción: $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$.

- ¿Cuántos gramos de hipoclorito de sodio se obtendrán a partir de 10 l de cloro a 2 atm de presión y 20 °C bajo cero?
- A partir de 100 moléculas de cloro, ¿cuántas moléculas de hipoclorito se obtendrán?
- Si se han fabricado 2 toneladas del blanqueador ordinario, ¿qué cantidades de cloro e hidróxido de sodio han tenido que reaccionar, para obtener el hipoclorito de sodio necesario para fabricar el blanqueador?

Solución

a) Se calculan primero los moles de cloro: $n = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \cdot 10}{0,082 \cdot 253} = 0,964 \text{ moles}$

$$\text{De la ecuación: } 0,964 \text{ moles de Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol de NaClO}}{1 \text{ mol de Cl}_2} \times \frac{74,5 \text{ g de NaClO}}{1 \text{ mol de NaClO}} = 71,82 \text{ g de NaClO}$$

- b) Como la relación estequiométrica es 1:1, se obtendrán 100 moléculas de hipoclorito.
- c) En las dos toneladas habrá el 5% de hipoclorito, es decir, $2 \cdot 0,05 = 0,1 \text{ t} = 100 \text{ kg}$, que corresponden a los moles: $n = 100.000 / 74,5 = 1342,3 \text{ moles} \cong 1,34 \text{ kmoles}$. Aplicando ahora las relaciones estequiométricas:

$$1,34 \text{ kmoles de NaClO} \times \frac{1 \text{ kmol de Cl}_2}{1 \text{ kmol de NaClO}} \times \frac{71 \text{ kg de Cl}_2}{1 \text{ kmol de Cl}_2} = 95,14 \text{ kg de Cl}_2$$

$$1,34 \text{ kmoles de NaClO} \times \frac{2 \text{ kmol de NaOH}}{1 \text{ kmol de NaClO}} \times \frac{40 \text{ kg de NaOH}}{1 \text{ kmol de NaOH}} = 107,2 \text{ kg de NaOH}$$

8. Una de las reacciones para la obtención del ácido sulfúrico es la oxidación del dióxido de azufre para obtener trióxido de azufre: a) escribe y ajusta la reacción química anterior; b) ¿cuántos litros de trióxido de azufre se obtendrán a partir de 10 litros de oxígeno y el suficiente dióxido de azufre, si ambos gases se encuentran en las mismas condiciones?; c) si se han obtenido 2000 litros de trióxido de azufre en condiciones normales, determina la cantidad de sustancia que se ha necesitado de cada uno de los reactivos; d) ¿cuántos litros de oxígeno a 740 mm de Hg y 300 K se necesitarán para obtener 200 litros de trióxido a la misma presión y a 320 K?

Solución



- b) Como son gases en las mismas condiciones, la relación estequiométrica se cumple para volúmenes y en particular para litros:

$$10 \text{ l de O}_2 \times \frac{1 \text{ l de SO}_3}{1/2 \text{ l de O}_2} = 20 \text{ l de SO}_3$$

- c) En condiciones normales 2000 litros corresponden a $2000 / 22,4 = 89,29 \text{ moles de SO}_3$, de donde:

$$89,29 \text{ moles de SO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{1 \text{ mol de SO}_3} = 89,29 \text{ moles de SO}_2$$

$$89,29 \text{ moles de SO}_3 \times \frac{1/2 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de SO}_3} = 44,64 \text{ moles de O}_2$$

- d) Calculamos primero los moles que se van a obtener: $n = \frac{PV}{RT} = \frac{740 \cdot 200}{760 \cdot 0,082 \cdot 320} = 7,42 \text{ moles}$

$$\text{De la relación estequiométrica: } 7,42 \text{ moles de SO}_3 \times \frac{1/2 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de SO}_3} = 3,71 \text{ moles de O}_2$$

$$\text{Que corresponden al volumen: } V = \frac{nRT}{P} = \frac{3,71 \cdot 0,082 \cdot 300 \cdot 760}{740} = 93,73 \text{ l de O}_2$$

PUREZA DE UN REACTIVO. RENDIMIENTO DE REACCIÓN.

9. Los hidruros iónicos reaccionan enérgicamente con agua para producir hidrógeno gas. El CaH_2 , se ha utilizado como fuente “portátil” de hidrógeno para llenar globos de observación meteorológica, según la siguiente reacción, que hay que ajustar: $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$. Responde a las siguientes cuestiones:

- a) A partir de 100 gramos de hidruro de calcio se han obtenido 45 litros de hidrógeno en condiciones normales. Determina el rendimiento de la reacción.
- b) ¿Qué cantidad de hidruro de calcio se necesitará para llenar un globo de 20 l a la presión de 1 atmósfera y a 400 K, si el rendimiento es el del apartado anterior?
- c) ¿Qué cantidad de residuo sólido se obtendrá en el proceso anterior?

Solución

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

El hidrógeno que se debería haber obtenido de la reacción es:

$$100 \text{ g de CaH}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CaH}_2}{42 \text{ g de CaH}_2} \times \frac{2 \cdot 22,4 \text{ l de H}_2}{1 \text{ mol de CaH}_2} = 106,7 \text{ l de H}_2$$

Como se han obtenido 45 l, el rendimiento es: $\frac{45 \text{ l obtenidos}}{106,7 \text{ l teóricos}} \times 100 = 42,2\%$

- b) Calculamos en primer lugar los moles de hidrógeno que hay en el globo:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 20}{0,082 \cdot 400} = 0,61 \text{ moles}$$

El CaH_2 necesario es: $0,61 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CaH}_2}{2 \text{ moles de H}_2} \times \frac{42 \text{ g de CaH}_2}{1 \text{ mol de CaH}_2} = 12,81 \text{ g de CaH}_2$

Como el rendimiento es el 42,2%, en realidad se necesita: $12,81 \times (100 / 42,2) = 30,36 \text{ g}$

- c) El residuo sólido es el hidróxido de calcio:

$$0,61 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles de H}_2} \times \frac{74 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2} = 22,57 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2$$

10. El dióxido de titanio, tiene un color blanco brillante y es opaco, inerte y no tóxico. Debido a estas propiedades y su bajo coste, es el pigmento blanco más utilizado para pinturas en la actualidad. También se utiliza en recubrimientos de suelos y en cosméticos. Se obtiene al reaccionar tetracloruro de titanio gaseoso con oxígeno, desprendiéndose en el proceso cloro gas. a) Escribe y ajusta la reacción química anterior; b) ¿qué cantidad de óxido de titanio se obtendrá a partir de 100 l de tetracloruro de titanio a 2 atm y 300 K, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80 %?; c) ¿qué volumen de cloro se obtendrá en el proceso anterior si éste se recoge a 1200 mm de Hg y 60 °C?

Solución

- a) $\text{TiCl}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{TiO}_2 + 2\text{Cl}_2$

- b) Calculamos los moles de tetracloruro de titanio: $n = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \cdot 100}{0,082 \cdot 300} = 8,13 \text{ moles}$

El TiO_2 que se obtendría es: $8,13 \text{ moles de TiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol de TiO}_2}{1 \text{ mol de TiCl}_4} \times \frac{79,9 \text{ g de TiO}_2}{1 \text{ mol de TiO}_2} = 649,6 \text{ g}$

Pero como el rendimiento es del 80%, se obtendrá en realidad: $649,6 \times (80 / 100) = 519,7 \text{ g de TiO}_2$

c) Los moles de cloro obtenidos serán:

$$8,13 \text{ moles de TiCl}_4 \times \frac{2 \text{ mol de Cl}_2}{1 \text{ mol de TiCl}_4} \times \frac{0,082 \cdot 333 \cdot 7601 \text{ de Cl}_2}{1200 \text{ mol de Cl}_2} \times \frac{80}{100} = 224,96 \text{ l de cloro}$$

11. El nitrato de amonio (se utiliza como explosivo) a 300 °C se descompone dando nitrógeno, vapor de agua y oxígeno, según la siguiente reacción: $2 \text{ NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow 2 \text{ N}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Se calientan a dicha temperatura 10 g de nitrato amónico hasta obtener 500 ml de oxígeno en c.n. ¿Qué tanto por ciento de la muestra se descompuso?

Solución

Obtenemos el nitrato de amonio que se transformó en oxígeno:

$$0,51 \text{ de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol}}{22,41} \times \frac{2 \text{ moles de NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol de O}_2} \times \frac{80 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol de NH}_4\text{NO}_3} = 3,571 \text{ g de NH}_4\text{NO}_3$$

Como se ha partido de 10 g de muestra, el tanto por ciento que se descompuso es: $(3,571 / 10) \times 100 = 35,71\%$

12. Al descomponer térmicamente la calcita (un mineral que contiene carbonato de calcio) se obtiene cal viva (óxido de calcio) y se desprende dióxido de carbono. a) escribe y ajusta la correspondiente reacción química; b) si a partir de 1000 kg de caliza se obtienen 485 kg de óxido de calcio, determina la pureza de la calcita; c) si el óxido de calcio se hace reaccionar con agua, se obtiene hidróxido de calcio (cal apagada). Determina qué cantidad de hidróxido de calcio se obtendrá a partir de 10 kg de calcita de la misma pureza que la del apartado b.

Solución



b) El carbonato que ha reaccionado para formar óxido es:

$$485 \cdot 10^3 \text{ g de CaO} \times \frac{1 \text{ mol de CaO}}{56 \text{ g de CaO}} \times \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{1 \text{ mol de CaO}} \times \frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 8,66 \cdot 10^5 \text{ g de CaCO}_3$$

Esto es 866 kg de carbonato. Como la muestra eran 1000 kg, la pureza es 86,6%



Como la transformación del carbonato en óxido y en hidróxido ocurren mol a mol, se obtendrán los mismos moles de hidróxido que de calcita pura de partida:

$$10.000 \text{ g de calcita} \times \frac{86,6 \text{ g de CaCO}_3}{100 \text{ g de calcita}} \times \frac{1 \text{ mol}}{100 \text{ g}} \times \frac{74 \text{ g de hidróxido}}{1 \text{ mol}} = 6410 \text{ g} = 6,4 \text{ kg de Ca(OH)}_2$$

REACTIVO LIMITANTE.

13. 6 moles de dióxido de azufre, reaccionan con 4 moles de oxígeno para dar trióxido de azufre.

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuál es la máxima cantidad de SO_3 que puede formarse?
- ¿Qué cantidad de uno de los reactivos queda sin reaccionar?

Solución



De oxígeno reacciona la mitad del número de moles que de dióxido de azufre, que en nuestro caso es 6, por lo que sólo reaccionan 3 moles de oxígeno y sobra uno.

- b) Como se ha dicho arriba reaccionan 6 moles de dióxido, por lo que lo máximo de trióxido que se puede obtener son 6 moles.
c) En a) ya se ha explicado que sobra un mol de oxígeno.

14. Aunque los gases nobles son poco reactivos forman algunos compuestos, la mayoría óxidos y fluoruros de xenón. El hexafluoruro de xenón reacciona muy rápido con el agua para formar trióxido de xenón, que es un sólido blanco explosivo, según la siguiente reacción: $\text{XeF}_6 (\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{XeO}_3 (\text{s}) + 6 \text{HF}$. Se hacen reaccionar 490 g de XeF_6 con 80 g de agua: a) ¿cuál es el reactivo limitante?; b) ¿qué cantidad de XeO_3 puede obtenerse?; c) ¿qué cantidad del reactivo en exceso queda sin reaccionar?

Solución

- a) Para deducir cuál es el reactivo limitante calculamos la cantidad de producto que se obtendría de cada uno de los reactivos.

$$\text{Del XeF}_6: \quad 490 \text{ g de XeF}_6 \times \frac{1 \text{ mol de XeF}_6}{245,3 \text{ g de XeF}_6} \times \frac{1 \text{ mol de XeO}_3}{1 \text{ mol de XeF}_6} = 2,00 \text{ moles de XeO}_3$$

$$\text{Del agua:} \quad 80 \text{ g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol de XeO}_3}{3 \text{ moles de H}_2\text{O}} = 1,48 \text{ moles de XeO}_3$$

El reactivo limitante es el agua, ya que a partir de ella se obtiene menos producto.

- b) De los cálculos anteriores se deduce que se pueden obtener 1,48 moles de XeO_3 , que corresponden a:

$$1,48 \times 179,3 = 265,36 \text{ g de XeO}_3$$

- c) Han reaccionado 1,48 moles de hexafluoruro, que son $1,48 \times 245,3 = 363$ g, por lo que quedan sin reaccionar: $490 - 363 = 127$ g de XeF_6

15. El cloro puede obtenerse calentando juntos hipoclorito de calcio y ácido clorhídrico, formándose también cloruro de calcio y agua. Si se hacen reaccionar 50 g de hipoclorito de calcio y 275 ml de ácido clorhídrico 6 M, ¿cuántos gramos de gas cloro se formarán? ¿Cuál de los reactivos queda en exceso y en qué cantidad?

Solución

La reacción ajustada es: $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + 4\text{HCl} \rightarrow 2\text{Cl}_2 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

El cloro que se formaría a partir de los reactivos es:

$$\text{Del hipoclorito:} \quad 50 \text{ g de Ca}(\text{ClO})_2 \times \frac{1 \text{ mol}}{143 \text{ g}} \times \frac{2 \text{ moles de cloro}}{1 \text{ mol de hipoclorito}} \times \frac{71 \text{ g de cloro}}{1 \text{ mol de cloro}} = 49,65 \text{ g de Cl}_2$$

$$\text{Del HCl:} \quad 0,275 \text{ l de disol.} \times \frac{6 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ l de disoluc.}} \times \frac{2 \text{ moles de cloro}}{4 \text{ moles de HCl}} \times \frac{71 \text{ g de cloro}}{1 \text{ mol de cloro}} = 58,58 \text{ g de Cl}_2$$

Por tanto, se forman 49,65 g de cloro. Sobra HCl. La cantidad que sobra es: $0,275 \cdot 6$ moles iniciales - $(49,65/71) \times 2 = 0,25$ moles = $0,25 \cdot 36,5 = 9,18$ g de HCl.

REACCIONES ÁCIDO-BASE Y REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN.

16. El hidróxido de magnesio es una base que es prácticamente insoluble en agua. Sus partículas sólidas forman una suspensión en agua que se denomina leche de magnesia utilizada como antiácido. Si en el estómago hay un exceso

de ácido clorhídrico, el hidróxido de magnesio lo va neutralizando. a) Escribe la ecuación química que representa la reacción anterior. b) Determina la cantidad de hidróxido de magnesio que se necesita para neutralizar 2 ml de HCl 0,001 M.

Solución



b) 2 ml de HCl 0,001 M son $0,002 \cdot 0,001 = 2 \cdot 10^{-6}$ moles. De la reacción anterior se desprende que se necesitan la mitad de moles de hidróxido de magnesio que de ácido clorhídrico, es decir, 10^{-6} moles.

17. Se hace reaccionar una disolución de 20 ml de hidróxido de sodio 0,2 M con 40 ml de cloruro de hidrógeno 0,2 M. Escribe la reacción química y determina la cantidad de cloruro de sodio que se formará. ¿Qué cantidad de uno de los dos reactivos queda sin reaccionar?

Solución

La reacción que tiene lugar es: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Calculamos los moles de los dos reactivos: NaOH: $0,02 \cdot 0,2 = 0,004$ moles HCl: $0,04 \cdot 0,2 = 0,008$ moles.

Como reaccionan mol a mol, se gastará completamente el NaOH, ya que hay menos, y se formarán 0,004 moles de NaCl, que son $0,004 \cdot 58,5 = 0,234$ g.

Sobran 0,004 g de HCl, que son $0,004 \cdot 36,5 = 0,146$ g.

PROBLEMAS Y CUESTIONES GENERALES.

20. En submarinos, naves espaciales, y en aparatos respiratorios de emergencia es necesario producir pequeñas cantidades de oxígeno a partir de sólidos. Una de las reacciones para obtener oxígeno es la del superóxido de potasio con CO_2 : $4 \text{KO}_2 + 2 \text{CO}_2 \rightarrow 2 \text{K}_2\text{CO}_3 + 3 \text{O}_2$, averigua:

- ¿Qué cantidad de dióxido de carbono se elimina al reaccionar con 30 g de KO_2 ?
- ¿Qué cantidad de oxígeno se obtiene a 1 atm y 20°C ?
- En una nave espacial es necesario que se consuma 0,82 l de CO_2 por cada litro de oxígeno producido. ¿Se podría utilizar la reacción anterior en una nave espacial?

Solución

- a) A partir de la reacción ajustada:

$$30 \text{ g de } \text{KO}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{KO}_2}{71,1 \text{ g } \text{KO}_2} \times \frac{2 \text{ mol } \text{CO}_2}{4 \text{ mol } \text{KO}_2} \times \frac{44 \text{ g } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 9,28 \text{ g de } \text{CO}_2$$

- b) Relacionando el superóxido y el oxígeno:

$$30 \text{ g de } \text{KO}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{KO}_2}{71 \text{ g } \text{KO}_2} \times \frac{3 \text{ mol } \text{O}_2}{4 \text{ mol } \text{KO}_2} \times \frac{0,082 \cdot 293 \text{ l de } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 7,61 \text{ l de } \text{O}_2$$

- c) Relacionando los volúmenes de oxígeno y CO_2 , para un litro de oxígeno:

$11 \text{ de O}_2 \times \frac{21 \text{ CO}_2}{31 \text{ de O}_2} = 0,671 \text{ de CO}_2$ Por lo tanto no se podría utilizar esta reacción, ya que se consume menos dióxido de carbono del que nos dicen.

21. ¿Qué tipo de transformación, física o química, es necesario llevar a cabo para realizar las siguientes separaciones:

- Hierro, de óxido de hierro (herrumbre).
- Agua pura, del agua del mar.
- Azufre, del ácido sulfúrico de las baterías de los coches.
- Etanol, del vino.
- Nitrógeno, de la atmósfera.

Solución

- Química, por descomposición
- Física, destilación.
- Química, descomposición.
- Física, destilación.
- Física, condensación.

22. En 1669 el alquimista Henning Brand, buscando la piedra filosofal, destiló una mezcla de arena y orina evaporada y obtuvo un cuerpo que lucía en la oscuridad, el fósforo. En la actualidad se obtiene a partir de fosfato cálcico natural. Una mezcla de fosfato cálcico, arena y coque se hace reaccionar en un horno eléctrico. Responde a las siguientes cuestiones, sabiendo que la reacción es:



- ¿Qué es el coque?
- Nombra todas las sustancias que aparecen en la reacción.
- ¿Qué cantidad de sustancia de cada uno de los reactivos se necesitaría para obtener 50 g de fósforo?

Solución

- El coque es el residuo, constituido fundamentalmente por carbono, que queda al calentar la hulla en ausencia de aire (destilación seca), desprendiéndose en el proceso varios productos volátiles: gas de hulla, amoníaco, fenol, benceno y alquitrán. Se utiliza en la metalurgia de muchos metales, para electrodos, para obtener grafito, etc.
- | | |
|------------------------------|------------------------|
| $(\text{PO}_4)_2\text{Ca}_3$ | fosfato de calcio |
| SiO_2 | dióxido de silicio |
| C | carbono |
| SiO_3Ca | metasilicato de calcio |
| CO | monóxido de carbono |
| P | fósforo |
- Calculamos primero los moles de fósforo: $n = 50 / 31 = 1,613$ moles de P. Relacionando ahora con cada reactivo:

$$1,613 \text{ moles de P} \times \frac{1 \text{ mol de Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{2 \text{ moles de P}} \times \frac{310 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 250,0 \text{ g de fosfato de calcio}$$

$$1,613 \text{ moles de P} \times \frac{3 \text{ moles de SiO}_2}{2 \text{ moles de P}} \times \frac{60 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 145,2 \text{ g de dióxido de silicio}$$

$$1,613 \text{ moles de P} \times \frac{5 \text{ moles de C}}{2 \text{ moles de P}} \times \frac{12 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 48,39 \text{ g de carbono}$$

23. El sulfato de bario ha tenido aplicaciones importantes en la obtención de imágenes en medicina porque el bario es opaco a los rayos X. Aunque el ion bario es tóxico, el compuesto sulfato de bario “papilla de bario” es muy insoluble y se puede utilizar sin riesgos para proteger el estómago de los rayos X. ¿Qué cantidad de sulfato de bario podría obtenerse a partir de 100 ml de una disolución 0,1 M de ácido sulfúrico y otra disolución de 100 ml 0,2 M de hidróxido de bario?

Solución

La reacción que tiene lugar, una vez ajustada es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Calculamos los moles de reactivos:



Como reaccionan mol a mol se consumirá totalmente el ácido sulfúrico, que es el reactivo limitante. Se obtendrá, por tanto:

$$0,01 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{233,3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,33 \text{ g de BaSO}_4$$

24. Durante muchos años se utilizó cloroformo ($\text{CHCl}_3(\text{l})$) como anestésico de inhalación a pesar de ser también una sustancia tóxica que puede dañar el hígado, los riñones y el corazón. Determina:

- La composición centesimal del cloroformo.
- La cantidad de cloroformo que se obtiene al reaccionar 2 l de diclorometano (CH_2Cl_2) a 1 atm y 100 °C con 4 l de cloro en las mismas condiciones. En la reacción también se obtiene ácido clorhídrico.

Solución

- A partir de las masas atómicas de los elementos constituyentes y de la fórmula:

$$\text{C: } (12 / 119,5) \cdot 100 = 10,04 \%$$

$$\text{H: } (1 / 119,5) \cdot 100 = 0,84\%$$

$$\text{Cl: } (106,5 / 119,5) \cdot 100 = 89,12\%$$

- La reacción que ocurre es: $\text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CHCl}_3 + \text{HCl}$

Como reaccionan mol a mol, en las mismas condiciones deben reaccionar litro a litro, por lo que el reactivo limitante es el que menos volumen tiene, en este caso, el diclorometano. A partir de él se obtiene lo que nos piden. Calculamos los moles de gas y luego relacionamos éste con el producto que nos piden:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 2}{0,082 \cdot 373} = 0,0654 \text{ moles}$$

Como se obtiene un mol de cloroformo de cada mol de diclorometano:

$$0,0654 \text{ moles} \times (119,5 \text{ g / mol}) = 7,81 \text{ g de cloroformo}$$

25. El dióxido de cloro, ClO_2 , es un blanqueador importante de papeles y fibras. Si éste gas reacciona con el peróxido de sodio se obtiene oxígeno y clorito de sodio (compuesto que se utiliza como blanqueador de tejidos). A partir de 100 litros de ClO_2 a 1 atm y 60 °C, se han obtenido 300 g de clorito de sodio. Determina el rendimiento de la reacción.

Solución

Escribimos y ajustamos la reacción: $2\text{ClO}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{NaClO}_2$

Los moles de partida:
$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 100}{0,082 \cdot 333} = 3,66 \text{ moles de ClO}_2$$

De aquí se obtendrían:
$$3,66 \text{ moles de ClO}_2 \times \frac{1 \text{ mol NaClO}_2}{1 \text{ mol de ClO}_2} \times \frac{90,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 331,23 \text{ g de NaClO}_2$$

Como se han obtenido 300 g, el rendimiento es: $(300 / 331,23) \cdot 100 = 90,6\%$

26. El sulfuro de hidrógeno es una impureza frecuente y no deseada en el petróleo y gas natural. Después de ser eliminado del combustible, el H₂S se reduce a azufre, en una reacción global:



El azufre obtenido puede utilizarse como fungicida, para proteger las viñas. Determina qué volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 1 atm y 250 °C, se necesitará para obtener 3 sacos de fungicidas de 10 kg cada uno, suponiendo que el fungicida lleva un 80 % de azufre.

Solución

La cantidad de azufre puro que se desea obtener es: 3 sacos x 10 kg/saco x 80/100 = 24 kg de azufre.

El volumen de sulfuro de hidrógeno será:

$$24.000 \text{ g de S} \times \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} \times \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{S}}{3 \text{ moles de S}} \times \frac{0,082 \cdot 523 \text{ l de H}_2\text{S}}{1} \times \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ l}} = 21,44 \text{ m}^3 \text{ de H}_2\text{S}$$

27. La tiza está compuesta por carbonato de calcio y sulfato de calcio, con algunas impurezas como SiO₂. Solamente el carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico diluido.. ¿Cuál es la masa porcentual de carbonato en un trozo de tiza de 3,28 g que produce 0,981 g de dióxido de carbono? En la reacción también se obtiene agua y cloruro de calcio.

Solución

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

Como al reaccionar un mol de carbonato se obtiene un mol de CO₂, calculando los moles de éste último sabremos el carbonato que había en la tiza:

$$n = 0,981 / 44 = 0,0223 \quad \text{La masa de carbonato es:} \quad 0,0223 \text{ mol} \cdot 100 \text{ g / mol} = 2,23 \text{ g}$$

El tanto por ciento de carbonato en la tiza será: $(2,23 / 3,28) \cdot 100 = 68,0\%$

29. El vinagre es una disolución acuosa diluida de ácido acético (CH₃COOH) que se obtiene por fermentación de la sidra, el vino, etc. El contenido legal mínimo de ácido acético del vinagre es 4 % en masa. Se determinó que una muestra de 5,00 ml de vinagre (tomad la densidad 1 g/ml) reaccionó con 38,08 ml de hidróxido de sodio 0,100 M. ¿Se sobrepasa el límite mínimo? La reacción es la siguiente: CH₃COOH + NaOH → CH₃COONa + H₂O.

Solución

Obtenemos primero la masa de ácido acético presente en la muestra, ya que la reacción es mol a mol:

$$n \text{ (moles de acético)} = n \text{ (moles de hidróxido)} = 0,03808 \text{ l} \times 0,1 \text{ mol/l} = 0,003808 \text{ moles, cuya masa es:}$$

$$m = 0,003808 \times 60 = 0,228 \text{ g. Como la muestra era de 5 g, el tanto por ciento es: } (0,228/5) \cdot 100 = 4,56\%, \text{ por}$$

lo que sí se sobrepasa el mínimo legal.

30. En la síntesis del ácido nítrico están implicadas tres reacciones, la primera de las cuales, es el denominado proceso Ostwald, que consiste en la oxidación del amoníaco según la siguiente reacción: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Las otras dos reacciones son:



Determina: a) ¿Qué cantidad de ácido nítrico se obtendrá a partir de 100 litros de amoníaco a 10 atm y 850 °C?
b) ¿Qué volumen de aire será necesario para que reaccione todo el amoníaco, sabiendo que el aire contiene un 21 % de oxígeno en volumen?

Solución

a) Los moles de amoníaco de partida son: $n = \frac{PV}{RT} = \frac{10 \cdot 100}{0,082 \cdot 1123} = 10,86$ moles de NH_3

Teniendo en cuenta las relaciones estequiométricas de las tres reacciones:

$$10,86 \text{ mol NH}_3 \times \frac{4 \text{ mol NO}}{4 \text{ mol NH}_3} \times \frac{2 \text{ mol NO}_2}{2 \text{ mol NO}} \times \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{3 \text{ mol NO}_2} \times \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol}} = 456,12 \text{ g HNO}_3$$

b) Suponiendo que el aire está en las mismas condiciones que el amoníaco, la relación entre moles es la misma que entre volúmenes, por lo tanto:

$$100 \text{ l NH}_3 \times \frac{5 \text{ l O}_2}{4 \text{ l NH}_3} \times \frac{100 \text{ l de aire}}{21 \text{ l de O}_2} = 595,2 \text{ l de aire}$$