

Reacciones químicas

En contexto (Pág. 83)

a.

— Respuesta sugerida:

La química es una ciencia esencial para solucionar los problemas de la sociedad. Los avances de la química permiten mejorar nuestra calidad de vida y repercuten directamente sobre la salud, el transporte y las comunicaciones.

Gracias a la química, somos capaces de obtener nuevos fármacos para combatir enfermedades, desarrollar materiales mejorados para nuestras infraestructuras y elementos de transporte (como nuevos conductores que permiten instrumentos electrónicos más rápidos y livianos), o usar combustibles respetuosos con el medio ambiente en nuestros medios de locomoción.

— Respuesta sugerida:

Un día sin reacciones químicas sería un día sin calefacción, sin alimentos cocinados o sin energía eléctrica. Sería un día sin coche, sin ropa que no se arruga, sin ordenador y sin teléfono móvil.

No podemos sobrevivir sin reacciones químicas, ya que todo lo que conforma nuestro mundo son constantes transformaciones de materia y energía. Un día sin reacciones químicas supondría la aniquilación de un ser vivo, ya que nuestra propia vida está regida por reacciones químicas: el movimiento de nuestro cuerpo, nuestra temperatura corporal, la actividad cerebral, etc.

b.

— En las imágenes vemos una cerilla ardiendo, una hoguera, una planta y un biocombustible.

— Reacciones de combustión y fotosíntesis.

— Respuesta sugerida:

Las reacciones químicas son esenciales para la vida. Las plantas crecen gracias a la luz solar y las reacciones de combustión nos permiten cocinar y poder calentar nuestras casas.

c.

— Respuesta sugerida:

El hierro se oxida al entrar en contacto con el aire por medio de una reacción química.

Para producir fuego, necesitamos un combustible y un comburente.

Los alimentos cambian de color al ser cocinados porque sufren una reacción química.

El airbag del coche se infla gracias a otra reacción química que produce gran cantidad de gas en un corto período de tiempo.

Las patatas se oscurecen después de ser peladas porque sufren un proceso de oxidación al entrar la pulpa en contacto con la atmósfera (la piel impedía este contacto y, por tanto, el proceso químico).

— Respuesta sugerida:

Comprobaremos de nuevo estas respuestas al finalizar la unidad y observaremos si han variado.

Amplía (Pág. 89)

— Las etapas del proceso de respiración celular son las siguientes:

Glucólisis. En esta etapa, se rompe la molécula de la glucosa en dos moléculas de un compuesto denominado ácido pirúvico.

Ciclo de Krebs. Ocurre dentro de las mitocondrias y completa la ruptura de la glucosa, al descomponer un derivado del ácido pirúvico a dióxido de carbono.

Cadena de transporte de electrones. Se trata de una serie sucesiva de reacciones. Es una serie de transportadores de electrones que se encuentran en la membrana plasmática de bacterias, en la membrana mitocondrial o en las membranas tilacoides. Producen trifosfato de adenosina (ATP) mediante reacciones bioquímicas. El ATP es el compuesto que utilizan los seres vivos para obtener energía.

Problemas resueltos (Págs. 101 y 102)

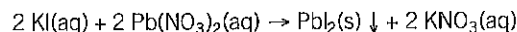
1. Datos:

$$V(\text{KI}) = 25 \text{ mL}; c(\text{KI}) = 0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 15 \text{ mL}; c(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Incógnitas: $m(\text{PbI}_2)$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la cantidad de cada reactivo, en moles, contenida en el volumen de disolución que nos dan, teniendo en cuenta la concentración de cada disolución:

$$25 \text{ mL KI} \cdot \frac{1 \text{ L KI}}{1000 \text{ mL KI}} \cdot \frac{0,30 \text{ mol KI}}{1 \text{ L KI}} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol KI}$$

$$15 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ L Pb}(\text{NO}_3)_2}{1000 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2}$$

$$\cdot \frac{0,40 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ L Pb}(\text{NO}_3)_2} = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2$$

- Determinamos qué reactivo es el limitante y cuál está en exceso, aplicando la relación molar entre ambos:

$$7,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol KI}}{\text{mol KI}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{2 \text{ mol KI}} =$$

$$= 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb(NO}_3)_2$$

- Hacen falta $3,8 \cdot 10^{-3}$ moles de $\text{Pb(NO}_3)_2$ para que reaccione todo el KI. Como tenemos más cantidad de $\text{Pb(NO}_3)_2$, $6,0 \cdot 10^{-3}$ moles, el $\text{Pb(NO}_3)_2$ está en exceso, y el reactivo limitante es el KI.

- Calculamos la masa de precipitado de yoduro de plomo formada a partir de la cantidad de reactivo limitante, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$M_r(\text{PbI}_2): 1 \cdot 207,2 + 2 \cdot 126,90 = 461,0$$

$$M(\text{PbI}_2): 461,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$7,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol KI}}{\text{mol KI}} \cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{2 \text{ mol KI}} \cdot \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} =$$

$$= 1,7 \text{ g PbI}_2$$

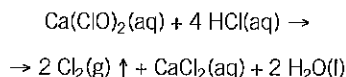
Obtendremos 1,7 g de precipitado.

2. Datos:

$$m(\text{Ca(ClO)}_2) = 50 \text{ g}; V(\text{HCl}) = 275 \text{ mL}; c(\text{HCl}) = 6,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Incógnitas: $m(\text{Cl}_2)$, $m(\text{exceso})$

- Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



- Calculamos la cantidad de cada reactivo contenido en el volumen de disolución que nos dan, teniendo en cuenta la concentración de cada disolución:

$$M_r(\text{Ca(ClO)}_2): 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 35,45 + 2 \cdot 16,00 = 142,98;$$

$$M(\text{Ca(ClO)}_2): 142,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$50 \frac{\text{g Ca(ClO)}_2}{142,98 \text{ g Ca(ClO)}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(ClO)}_2}{1 \text{ mol Ca(ClO)}_2} = 0,35 \text{ mol Ca(ClO)}_2$$

$$275 \frac{\text{mL HCl}}{1000 \text{ mL HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L HCl}}{1 \text{ L HCl}} \cdot \frac{6,0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} = 1,7 \text{ mol HCl}$$

- Determinamos qué reactivo es el limitante y cuál está en exceso, aplicando la relación molar entre ambos:

$$0,35 \frac{\text{mol Ca(ClO)}_2}{1 \text{ mol Ca(ClO)}_2} \cdot \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ca(ClO)}_2} = 1,4 \text{ mol HCl}$$

Hacen falta 1,4 moles de HCl para que reaccione todo el Ca(ClO)_2 . Como tenemos más cantidad de HCl, 1,7 moles, el HCl está en exceso, y el reactivo limitante es el Ca(ClO)_2 .

- Calculamos la masa de cloro gaseoso formada a partir de la cantidad de reactivo limitante, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$M_r(\text{Cl}_2): 2 \cdot 35,45 = 70,9; M(\text{Cl}_2): 70,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,35 \frac{\text{mol Ca(ClO)}_2}{1 \text{ mol Ca(ClO)}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol Ca(ClO)}_2} \cdot \frac{70,9 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} =$$

$$= 50 \text{ g Cl}_2$$

Obtendremos 50 g de cloro gaseoso.

- Determinamos el exceso de HCl que quedará al final de la reacción:

$$\text{Exceso (HCl)} = (1,7 - 1,4) \text{ mol} = 0,3 \text{ mol HCl}$$

$$M_r(\text{HCl}): 1 \cdot 1,01 + 1 \cdot 35,45 = 36,46$$

$$M(\text{HCl}): 36,46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

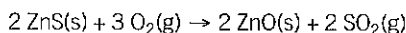
$$m(\text{exceso HCl}) = 0,3 \frac{\text{mol HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{36,46 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 1 \cdot 10 \text{ g HCl}$$

3. Datos: $m(\text{blendra}) = 13,0 \text{ g}$; $V(\text{SO}_2) = 2,5 \text{ L}$

$$p = 1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa}; T = 273 \text{ K}$$

Incógnitas: *pureza* (ZnS)

- Escribimos la ecuación química ajustada:



- Calculamos la masa de ZnS que teóricamente se necesita para obtener 2,50 L de SO_2 , teniendo en cuenta el volumen molar:

$$M_r(\text{ZnS}): 1 \cdot 65,38 + 1 \cdot 32,07 = 97,45$$

$$M(\text{ZnS}): 97,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$2,50 \frac{\text{L SO}_2}{22,7 \text{ L SO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{22,7 \text{ L SO}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol ZnS}}{2 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{97,45 \text{ g ZnS}}{1 \text{ mol ZnS}} =$$

$$= 10,7 \text{ g ZnS}$$

- Determinamos la pureza de la muestra en ZnS:

$$\text{Pureza} = \frac{10,7 \text{ g ZnS}}{13,0 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 82,3 \%$$

4. Datos:

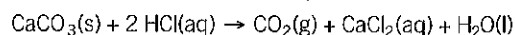
$$\text{Riqueza}(\text{CaCO}_3) = 92,00 \%; m(\text{CaCl}_2) = 2,500 \text{ kg}$$

$$p = 770 \frac{\text{mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 1,03 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

Incógnitas: $m(\text{caliza})$, $V(\text{CO}_2)$

- Escribimos la ecuación química ajustada:



- Calculamos la masa de CaCO_3 necesaria para obtener 2,500 kg de CaCl_2 :

$$M_r(\text{Ca(ClO)}_2): 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 35,45 + 2 \cdot 16,00 = 110,98;$$

$$M(\text{Ca(ClO)}_2): 110,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Ca(ClO)}_3): 1 \cdot 40,08 + 1 \cdot 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 100,9;$$

$$M(\text{Ca(ClO)}_2): 110,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$2,500 \frac{\text{kg CaCl}_2}{1 \text{ kg CaCl}_2} \cdot \frac{1000 \text{ mol g CaCl}_2}{110,98 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110,98 \text{ g CaCl}_2} =$$

$$\frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{100,09 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 2255 \text{ g CaCl}_2$$

- Calculamos la masa de caliza necesaria teniendo en cuenta su riqueza:

$$m(\text{caliza}) = 2255 \frac{\text{g CaCO}_3 \text{ puros}}{92,00 \text{ g CaCO}_3 \text{ puros}} \cdot$$

$$\frac{100 \text{ g caliza}}{92,00 \text{ g CaCO}_3 \text{ puros}} = 2451 \text{ g caliza} = 2,451 \text{ kg}$$

— Determinamos la cantidad de CO_2 producida en la reacción:

$$2500 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110,98 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 22,53 \text{ mol CO}_2$$

— Hallamos el volumen de CO_2 obtenido, a $1,03 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ y 298 K :

$$V(\text{CO}_2) = \frac{n R T}{p}$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{22,53 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,03 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,542 \text{ m}^3 \text{ SO}_2 = 542 \text{ L SO}_2$$

Ejercicios y problemas (págs. 103 a 106)

1 CONCEPTO DE REACCIÓN QUÍMICA Pág. 103

5. Respuesta sugerida:

a) Reacción de fotosíntesis:

— Veo una transformación de energía lumínica en energía química. Las plantas absorben luz y dióxido de carbono, y desprenden oxígeno y vapor de agua.

— Digo esto porque existe una evidencia de crecimiento de las plantas gracias a esta transformación. Es decir, las plantas obtienen su alimento gracias a la reacción de fotosíntesis, que constituye una de las etapas de su metabolismo.

b) Reacción de combustión (fuego):

— Veo una transformación de unos productos en otros. Por ejemplo, si acercamos una chispa a la madera, esta se transforma en dióxido de carbono y vapor de agua al entrar en contacto con el oxígeno del aire. Además, queda un residuo de cenizas.

— Digo esto porque podemos observar cómo va desapareciendo la madera y se van generando estos gases y las cenizas.

c) Respiración:

— Veo una transformación de oxígeno en dióxido de carbono.

— Digo esto porque la respiración forma parte de nuestro metabolismo, gracias al cual podemos obtener energía.

6. a) Cambio físico. No se modifica la naturaleza de la sal ni del agua.

b) Cambio químico. El azúcar del mosto se transforma en una sustancia diferente, el alcohol del vino (etanol).

c) Cambio físico. No se modifican las propiedades de la sustancia que interviene. Se trata de agua, en un caso en estado sólido y en el otro en estado líquido.

d) Cambio químico. Al arder la cerilla, se forman sustancias distintas con propiedades diferentes. El fósforo y la madera de la cerilla se transforman en un residuo negro (cenizas) y en gases emitidos (dióxido de carbono y vapor de agua).

7. a) Reactivos: CaO y H_2O . Productos: Ca(OH)_2 .

Se rompen los enlaces $\text{Ca}^{2+}-\text{O}^{2-}$ y se forman enlaces $\text{Ca}^{2+}-\text{OH}^-$.

b) Reactivos: NH_3 y O_2 . Productos: NO y H_2O .

Se rompen los enlaces $\text{N}-\text{H}$ y $\text{O}-\text{O}$, para formar enlaces $\text{N}-\text{O}$ y $\text{O}-\text{H}$.

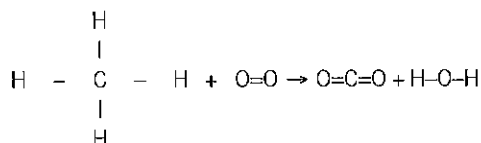
c) Reactivos: HgO . Productos: Hg y O_2 .

Se rompen los enlaces $\text{Hg}^{2+}-\text{O}^{2-}$ y se forman enlaces $\text{Hg}-\text{Hg}$ y enlaces $\text{O}-\text{O}$.

8. Reactivos: CH_4 y O_2 . Productos: CO_2 y H_2O .

Se rompen enlaces $\text{C}-\text{H}$ y $\text{O}-\text{O}$ y se forman enlaces $\text{C}-\text{O}$ y $\text{H}-\text{O}$.

Esquema a nivel molecular:



9. Reactivos: metal y oxígeno gaseoso. Productos: óxido del metal correspondiente.

Se trata de un cambio químico porque unas sustancias se transforman en otras diferentes, con propiedades distintas.

10. Respuesta sugerida:

a) El globo se infla.

b) Porque se produce una reacción química en el interior de la botella, que libera gas.

c) El hidrogenocarbonato de sodio y el vinagre reaccionan entre sí y se libera dióxido de carbono gaseoso, que infla el globo al aumentar la presión dentro de la botella.

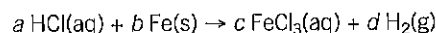
2 ECUACIONES QUÍMICAS

Pág. 103

11. $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g})$

El nitrógeno, en estado gaseoso, reacciona con el oxígeno, también en estado gaseoso, y se forma monóxido de nitrógeno gaseoso.

12. a) Método del sistema de ecuaciones:



$$\text{H}) a = 2 d$$

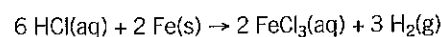
$$\text{Cl}) a = 3 c$$

$$\text{Fe}) b = c$$

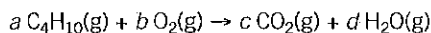
Como tenemos un sistema con más incógnitas que ecuaciones, asignamos un valor arbitrario a una de ellas. Por ejemplo, $c = 1$.

$$\text{Entonces, obtenemos: } b = 1, a = 3 \cdot 1 = 3, d = \frac{3}{2}.$$

Para evitar los coeficientes fraccionarios, multiplicamos todos por 2 y el resultado es el siguiente:



b) Método del sistema de ecuaciones:



C) $4a = c$

H) $10a = 2d$

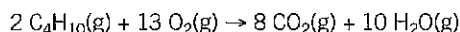
O) $2b = 2c + d$

Como tenemos un sistema con más incógnitas que ecuaciones, asignamos un valor arbitrario a una de ellas. Por ejemplo, $a = 1$.

Entonces, obtenemos: $c = 4$.

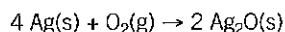
$$d = \frac{10 \cdot 1}{2} = 5; \quad b = \frac{2 \cdot 4 + 5}{2} = \frac{13}{2}$$

Para evitar los coeficientes fraccionarios, multiplicamos todos por 2 y el resultado es el siguiente:



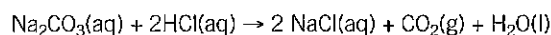
c) Método de tanteo:

Ajustamos cada tipo de átomo por separado:

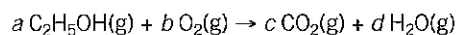


d) Método de tanteo:

Ajustamos cada tipo de átomo por separado:



e) Método del sistema de ecuaciones:



C) $2a = c$

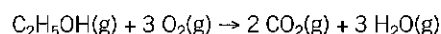
H) $6a = 2d$

O) $a + 2b = 2c + d$

Como tenemos un sistema con más incógnitas que ecuaciones, asignamos un valor arbitrario a una de ellas. Por ejemplo, $a = 1$.

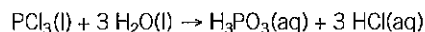
Entonces, obtenemos: $c = 2$.

$$d = \frac{6 \cdot 1}{2} = 3; \quad b = \frac{2 \cdot 2 + 3}{2} = \frac{7}{2}$$



13.

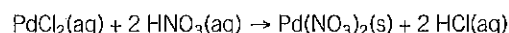
a) Método de tanteo:



Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de cloruro de fósforo(III) reacciona con tres entidades moleculares de agua, y producen una entidad molecular de ácido fosforoso y tres entidades moleculares de cloruro de hidrógeno.

Interpretación molar: un mol de cloruro de fósforo(III) reacciona con tres moles de agua, y producen un mol de ácido fosforoso y tres moles de cloruro de hidrógeno.

b) Método de tanteo:

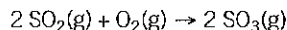


Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de cloruro de paladio(II) reacciona con dos entidades mo-

leculares de ácido nítrico, y producen una entidad molecular de nitrato de paladio(II) y dos entidades moleculares de cloruro de hidrógeno.

Interpretación molar: un mol de cloruro de paladio(II) reacciona con dos moles de ácido nítrico, y producen un mol de nitrato de paladio(II) y dos moles de cloruro de hidrógeno.

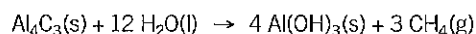
c) Método de tanteo:



Interpretación atómico-molecular: dos entidades moleculares de dióxido de azufre reaccionan con una entidad molecular de oxígeno y producen dos entidades moleculares de trióxido de azufre.

Interpretación molar: dos moles de dióxido de azufre reaccionan con un mol de oxígeno y producen dos moles de trióxido de azufre.

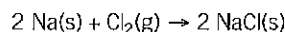
d) Método de tanteo:



Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de carburo de aluminio reacciona con doce entidades moleculares de agua, y produce cuatro entidades moleculares de hidróxido de aluminio y tres entidades moleculares de metano.

Interpretación molar: un mol de carburo de aluminio reacciona con doce moles de agua, y produce cuatro moles de hidróxido de aluminio y tres moles de metano.

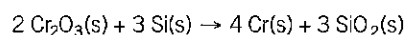
e) Método de tanteo:



Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de sodio reacciona con una entidad molecular de cloro y produce dos entidades moleculares de cloruro de sodio.

Interpretación molar: un mol de sodio reacciona con un mol de cloro y produce dos moles de cloruro de sodio.

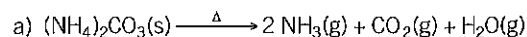
f) Método de tanteo:



Interpretación atómico-molecular: dos entidades moleculares de óxido de cromo(III) reaccionan con tres entidades moleculares de silicio, y producen cuatro entidades moleculares de cromo y tres entidades moleculares de óxido de silicio.

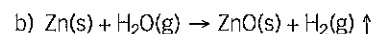
Interpretación molar: dos moles de óxido de cromo(III) reaccionan con tres moles de silicio, y producen cuatro moles de cromo y tres moles de óxido de silicio.

14.



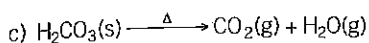
Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de carbonato de amonio se descompone en dos entidades moleculares de amoníaco, una entidad molecular de dióxido de carbono y una entidad molecular de agua.

Interpretación molar: un mol de carbonato de amonio se descompone en dos moles de amoníaco, un mol de dióxido de carbono y un mol de agua.



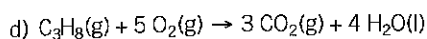
Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de cinc reacciona con una entidad molecular de agua, y produce una entidad molecular de óxido de cinc y una entidad molecular de hidrógeno.

Interpretación molar: un mol de cinc reacciona con un mol de agua, y produce un mol de óxido de cinc y un mol de hidrógeno.



Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de ácido carbónico se descompone en una entidad molecular de dióxido de carbono y una entidad molecular de agua.

Interpretación molar: un mol de ácido carbónico se descompone en un mol de dióxido de carbono y un mol de agua.

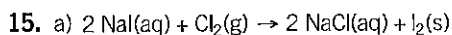


Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de propano reacciona con cinco entidades moleculares de oxígeno, y produce tres entidades moleculares de dióxido de carbono y cuatro entidades moleculares de agua.

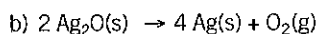
Interpretación molar: un mol de propano reacciona con cinco moles de oxígeno, y produce tres moles de dióxido de carbono y cuatro moles de agua.

3 TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

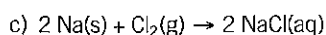
Págs. 103 y 104



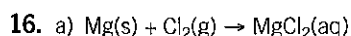
Reacción de desplazamiento o sustitución.



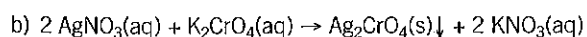
Reacción de descomposición.



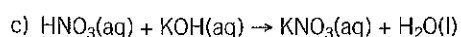
Reacción de síntesis.



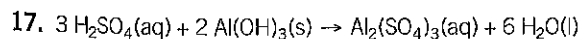
Reacción redox.



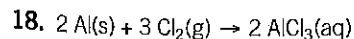
Reacción de precipitación.



Reacción ácido-base o de neutralización.

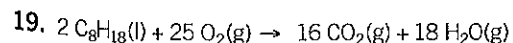


Sí, es de doble desplazamiento, ya que tanto el hidrógeno como el aluminio intercambian sus posiciones.



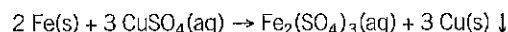
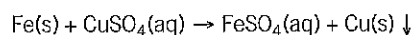
El reductor es el aluminio (se oxida, ya que aumenta su número de oxidación) y el oxidante es el cloro (se reduce, ya que disminuye su número de oxidación).

Se trata de una reacción de síntesis, ya que dos reactivos se combinan para formar un solo producto.



Combustible: $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$. Comburente: $\text{O}_2(\text{g})$.

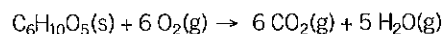
20. Basándonos en los datos del enunciado, hay dos reacciones posibles, según se forme sulfato de hierro(II) o sulfato de hierro(III):



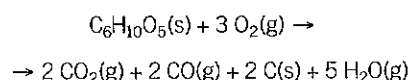
— Según el mecanismo de intercambio, en ambos casos se trata de una reacción de desplazamiento o sustitución.

— Si atendemos a las partículas intercambiadas, en ambos casos clasificaremos la reacción como redox.

21. Combustión completa del papel:



Combustión incompleta del papel:



22. a) La mitad de la manzana que tiene limón se ha oxidado mucho más lentamente que la que no tiene.

b) El limón ralentiza la reacción de oxidación de los componentes de la manzana al entrar en contacto con el aire del ambiente.

c) ¿Por qué el limón ralentiza la reacción de oxidación? ¿Será por alguna de sus propiedades?

d) El limón actúa como inhibidor, ralentizando la reacción de oxidación en la mitad de la manzana que lo incorpora.

e) Discutimos la respuesta con nuestros compañeros y comprobamos si estamos en lo cierto con el profesora.

23. Buscamos en Internet aplicaciones de los biocombustibles estudiados en la unidad:

— Biomasa: generación de calor en estufas, calderas y hornos.

— Bioetanol: para combustión en motores de gasolina, que se aplican en automoción, generadores eléctricos, bombeo, etc.

— Biodiésel: para combustión en motores diésel, que se utilizan en automoción, generadores eléctricos, bombeo, etc.

— Biogás: producción de electricidad, uso en motores de gas, etc.

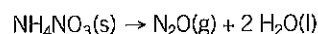
4 ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Pág. 104

24. Datos: $m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 8,00 \text{ g}$; $T = 400^\circ\text{C} = 673 \text{ K}$

Incógnitas: $m(\text{H}_2\text{O})$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la masa de agua formada mediante factores de conversión, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$M_r(\text{NH}_4\text{NO}_3): 2 \cdot 14,01 + 4 \cdot 1,01 + 3 \cdot 16,00 = 80,06$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3): 80,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02; M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$8,00 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80,06 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 3,60 \text{ g H}_2\text{O}$$

25. Datos: $n(\text{NO}) = 16,5 \text{ mol}$

Incógnitas: $m(\text{NH}_3)$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente: $6 \text{ NO}(\text{g}) + 4 \text{ NH}_3 \rightarrow 5 \text{ N}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$

— Calculamos la masa de amoníaco necesaria mediante factores de conversión, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$M_r(\text{NH}_3): 1 \cdot 14,01 + 3 \cdot 1,01 = 17,04$$

$$M(\text{NH}_3): 17,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

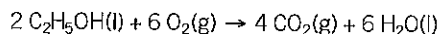
$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02$$

$$16,4 \text{ mol NO} \cdot \frac{4 \text{ mol NH}_3}{6 \text{ mol NO}} \cdot \frac{17,04 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 187 \text{ g NH}_3$$

26. Datos: $m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 30 \text{ g}$; $p = 10^5 \text{ Pa}$; $T = 273 \text{ K}$

Incógnitas: $V(\text{CO}_2)$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos el volumen de CO_2 desprendido, teniendo en cuenta el volumen molar en condiciones estándar y la estequiometría de la reacción:

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}): 2 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 46,08$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}): 46,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$30 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,08 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{4 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{22,7 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 30 \text{ L CO}_2 \text{ en condiciones estándar.}$$

27. Datos: $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,92 \text{ mol}$; $n(\text{NaCl}) = 1,49 \text{ mol}$

Incógnitas: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4)$, $m(\text{exceso reactivo})$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente: $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) + 2 \text{ NaCl}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) + 2 \text{ HCl}(\text{g})$

— Determinamos qué reactivo es el limitante y cuál está en exceso, aplicando la relación molar entre ambos:

$$0,92 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1,8 \text{ mol NaCl}$$

Se necesitan 1,8 moles de NaCl para que reaccione todo el ácido sulfúrico. Como hay menos, el reactivo limitante es el NaCl y el reactivo en exceso es el H_2SO_4 .

— Calculamos los moles de H_2SO_4 que reaccionan y determinamos el exceso de este reactivo, primero, en moles y, después, en gramos:

$$1,49 \text{ mol NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaCl}} = 0,745 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ reaccionan}$$

$$\text{Exceso } (\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,92 - 0,745) \text{ mol} = 0,18 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 98,09$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4): 98,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,18 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 18 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ en exceso}$$

— Hallamos la masa de Na_2SO_4 que se obtiene, partiendo de la cantidad de reactivo limitante:

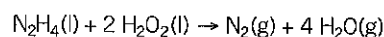
$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4): 2 \cdot 22,99 + 1 \cdot 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 141,87$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4): 141,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1,49 \text{ mol NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{141,87 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 106 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

28. Datos: $m(\text{N}_2\text{H}_4) = 1,0 \text{ g}$. Incógnitas: $m(\text{H}_2\text{O}_2)$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la masa de peróxido de hidrógeno requerida para que reaccione 1,0 g de N_2H_4 , fijándonos en la estequiometría de la reacción y usando factores de conversión:

$$M_r(\text{N}_2\text{H}_4): 2 \cdot 14,01 + 4 \cdot 1,01 = 32,06$$

$$M(\text{N}_2\text{H}_4): 32,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}_2): 2 \cdot 1,01 + 2 \cdot 16,00 = 34,02$$

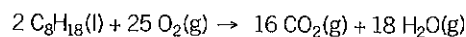
$$M(\text{H}_2\text{O}_2): 34,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1,0 \text{ g N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{32,06 \text{ g N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{34,02 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 2,1 \text{ g H}_2\text{O}_2$$

29. Datos: Consumo (C_8H_{18}) = $9,5 \text{ km} \cdot \text{L}^{-1}$; $s = 850 \text{ km}$; $p = 1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $T = 273 \text{ K}$; $d(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 0,69 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Incógnitas: $V(\text{O}_2)$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos el volumen de oxígeno que se requiere por litro de gasolina mediante factores de conversión. Tenemos en cuenta la densidad de la gasolina y el volumen molar en condiciones estándar:

$$M_r(\text{C}_8\text{H}_{18}): 8 \cdot 12,01 + 18 \cdot 1,01 = 114,26$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}): 114,26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1,0 \text{ L C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1000 \text{ mL C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ L C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{0,69 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ mL C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,26 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{25 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{22,7 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 1,7 \cdot 10^3 \text{ L O}_2$$

— Hallamos el volumen de O_2 consumido por km:

$$\text{Consumo}(\text{O}_2) = \frac{1,7 \cdot 10^3 \text{ L O}_2}{9,5 \text{ km}} = 1,8 \cdot 10^2 \text{ L O}_2 \cdot \text{km}^{-1}$$

— Determinamos el volumen de O_2 que necesita el coche para recorrer los 850 km:

$$V(\text{O}_2) = 1,8 \cdot 10^2 \text{ L O}_2 \cdot \text{km}^{-1} \cdot 850 \text{ km} = 1,5 \cdot 10^5 \text{ L O}_2$$

— Fíjate en que también podíamos haber hecho el cálculo en una única operación, utilizando factores de conversión:

$$850 \text{ km} \cdot \frac{1 \text{ L}}{9,5 \text{ km}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{0,69 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,26 \text{ g}} \cdot \frac{25 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{22,7 \text{ L}}{1 \text{ mol O}_2} = 1,5 \cdot 10^5 \text{ L O}_2 \text{ en condiciones estándar.}$$

30. Datos: $m(\text{N}_2) = 100 \text{ g}$; $m(\text{H}_2) = 100 \text{ g}$

$$p = 720 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 9,60 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = (22 + 273) \text{ K} = 295 \text{ K}$$

Incógnitas: $V(\text{NH}_3)$, $m(\text{exceso})$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$

— Calculamos la cantidad de cada reactivo:

$$M_r(\text{N}_2): 2 \cdot 14,01 = 28,02; M(\text{N}_2): 28,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{H}_2): 2 \cdot 1,01 = 2,02; M(\text{H}_2): 2,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$100 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,02 \text{ g N}_2} = 3,57 \text{ mol N}_2$$

$$100 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,02 \text{ g H}_2} = 49,5 \text{ mol H}_2$$

— Determinamos qué reactivo es el limitante y cuál está en exceso, aplicando la relación molar entre ambos:

$$3,57 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 10,7 \text{ mol H}_2$$

Se necesitan 10,7 mol de H_2 para que reaccione todo el N_2 . Como tenemos suficiente cantidad de H_2 , el reactivo limitante es el N_2 y el reactivo en exceso es el H_2 .

— Hallamos el exceso de H_2 :

$$\text{Exceso}(\text{H}_2) = (49,5 - 10,7) \text{ mol H}_2 = 38,8 \text{ mol H}_2$$

$$m(\text{exceso H}_2) = 38,8 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2,01 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 78,0 \text{ g H}_2$$

— Calculamos la cantidad de NH_3 formada, a partir de la cantidad de reactivo limitante, fijándonos en la estequiometría de la reacción:

$$3,57 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} = 7,14 \text{ mol NH}_3$$

— Calculamos el volumen de NH_3 mediante la ecuación de estado de los gases ideales, teniendo en cuenta las condiciones de presión y temperatura ($9,60 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ y 295 K):

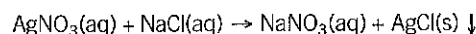
$$V(\text{NH}_3) = \frac{n R T}{p}$$

$$V(\text{NH}_3) = \frac{7,14 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 295 \text{ K}}{9,60 \cdot 10^4 \text{ Pa}} = 0,182 \text{ m}^3 \text{ NH}_3 = 182 \text{ L}$$

31. Datos: $m(\text{AgCl}) = 20,0 \text{ g}$; $m(\text{AgCl}) = 20,0 \text{ g}$

Incógnitas: $m(\text{AgCl})$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la cantidad de cada reactivo, en moles:

$$M_r(\text{AgNO}_3): 1 \cdot 107,87 + 1 \cdot 14,01 + 3 \cdot 16,00 = 169,88$$

$$M(\text{AgNO}_3): 169,88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{NaCl}): 1 \cdot 22,99 + 1 \cdot 35,45 = 58,44$$

$$M(\text{NaCl}): 58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$20,0 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{169,88 \text{ g AgNO}_3} = 0,118 \text{ mol AgNO}_3$$

$$20,0 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}} = 0,342 \text{ mol NaCl}$$

— Determinamos qué reactivo es el limitante y cuál está en exceso, aplicando la relación molar entre ambos:

$$0,118 \text{ mol AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} = 0,118 \text{ mol NaCl}$$

Se necesitan 0,118 mol de NaCl para que reaccione todo el AgNO_3 . Como disponemos de mayor cantidad de NaCl , el reactivo limitante es AgNO_3 y el reactivo en exceso es el NaCl .

— Calculamos la masa de precipitado de AgCl , teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción y partiendo de los moles de reactivo limitante:

$$M_r(\text{AgCl}): 1 \cdot 107,87 + 1 \cdot 35,45 = 143,32;$$

$$M(\text{NaCl}): 143,32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

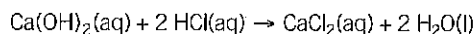
$$0,118 \frac{\text{mol AgNO}_3}{\cancel{1 \text{ mol AgNO}_3}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{\cancel{1 \text{ mol AgNO}_3}} \cdot \frac{143,32 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} =$$

$$= 16,9 \text{ g AgCl}$$

32. Datos: $m(\text{Ca(OH)}_2) = 0,50 \text{ g}$; $c(\text{HCl}) = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Incógnitas: $V(\text{HCl})$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos el volumen de HCl necesario:

$$M_r(\text{Ca(OH)}_2): 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 16,00 + 2 \cdot 1,01 = 74,10$$

$$M(\text{Ca(OH)}_2): 74,10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,50 \frac{\text{g Ca(OH)}_2}{\cancel{74,10 \text{ g Ca(OH)}_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{\cancel{74,10 \text{ g Ca(OH)}_2}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}$$

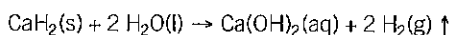
$$\cdot \frac{1 \text{ L HCl}}{0,10 \text{ mol HCl}} = 0,13 \text{ L HCl}$$

33. Datos: $V(\text{H}_2) = 5,0 \text{ L}$; $P = 10^5 \text{ Pa}$;

$$T = 273 \text{ K}; c(\text{HCl}) = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Incógnitas: a) $m(\text{CaH}_2)$; b) $V(\text{HCl})$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



a) Calculamos la masa de CaH_2 necesaria para producir 5,0 L de H_2 en condiciones estándar:

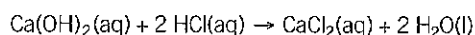
$$M_r(\text{CaH}_2): 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 1,01 = 42,1;$$

$$M(\text{CaH}_2): 42,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$5,0 \frac{\text{L H}_2}{\cancel{22,7 \text{ L H}_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{\cancel{22,7 \text{ L H}_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{2 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{42,1 \text{ g CaH}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} =$$

$$= 4,6 \text{ g CaH}_2$$

b) — Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Hallamos el volumen de HCl requerido para que reaccione todo el Ca(OH)_2 formado. Para ello, debemos fijarnos en la estequiometría de las dos reacciones:

$$M_r(\text{Ca(OH)}_2): 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 16,00 + 2 \cdot 1,01 = 74,1$$

$$M(\text{Ca(OH)}_2): 74,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$5,0 \frac{\text{L H}_2}{\cancel{22,7 \text{ L H}_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{\cancel{22,7 \text{ L H}_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol H}_2}$$

$$\cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ L HCl}}{0,50 \text{ mol HCl}} = 0,44 \text{ L HCl}$$

Se requieren 0,44 L de $\text{HCl}(\text{aq})$ 0,50 M.

34. Datos:

$$V(\text{CoCl}_2) = 50 \text{ mL}; c(\text{CoCl}_2) = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 50 \text{ mL}; c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Incógnitas: a) n (exceso); b) $m(\text{CoCO}_3)$

Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



a) — Calculamos la cantidad de cada reactivo contenida en el volumen de disolución que nos dan, teniendo en cuenta la concentración de cada disolución:

$$50 \frac{\text{mL CoCl}_2}{\cancel{1000 \text{ mL CoCl}_2}} \cdot \frac{1 \text{ L CoCl}_2}{\cancel{1000 \text{ mL CoCl}_2}} \cdot \frac{0,50 \text{ mol CoCl}_2}{1 \text{ L CoCl}_2} =$$

$$= 0,025 \text{ mol CoCl}_2$$

$$50 \frac{\text{mL Na}_2\text{CO}_3}{\cancel{1000 \text{ mL Na}_2\text{CO}_3}} \cdot \frac{1 \text{ L Na}_2\text{CO}_3}{\cancel{1000 \text{ mL Na}_2\text{CO}_3}}$$

$$\cdot \frac{1,3 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ L Na}_2\text{CO}_3} = 0,065 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

— Determinamos qué reactivo es el limitante y cuál está en exceso, aplicando la relación molar entre ambos:

$$0,025 \frac{\text{mol CoCl}_2}{\cancel{1 \text{ mol CoCl}_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol CoCl}_2} = 0,025 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Hacen falta 0,025 moles de Na_2CO_3 para que reaccione todo el CoCl_2 . Como tenemos más cantidad de Na_2CO_3 , 0,065 moles, el Na_2CO_3 está en exceso, mientras que el reactivo limitante es el CoCl_2 .

— Hallamos el exceso de Na_2CO_3 :

$$\text{Exceso}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = (0,065 - 0,025) \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 =$$

$$= 0,040 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

b) — Calculamos la masa de precipitado de CoCO_3 que se obtiene en la reacción:

$$M_r(\text{CoCO}_3): 1 \cdot 58,93 + 1 \cdot 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 118,94$$

$$M(\text{CoCO}_3): 118,94 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,025 \frac{\text{mol CoCl}_2}{\cancel{1 \text{ mol CoCl}_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol CoCO}_3}{1 \text{ mol CoCl}_2} \cdot \frac{118,94 \text{ g CoCO}_3}{1 \text{ mol CoCO}_3} =$$

$$= 3,0 \text{ g CoCO}_3$$

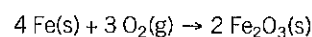
5 RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Págs. 104 y 105

35. Datos: $m(\text{Fe}) = 150 \text{ g}$; $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 80 \text{ g}$

Incógnitas: rendimiento

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la masa teórica de Fe_2O_3 que se obtendría a partir de la estequiometría de la reacción:

$A_r(\text{Fe}): 55,85; M(\text{Fe}): 55,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3): 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16,00 = 159,70$

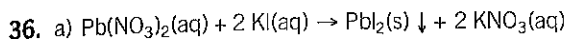
$M(\text{Fe}_2\text{O}_3): 159,70 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$150 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Fe}}$$

$$\cdot \frac{159,70 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 214 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

— Determinamos el rendimiento de la reacción:

$$\text{Rendimiento} = \frac{m(\text{obtenida})}{m(\text{teórica})} = \frac{80 \text{ g}}{214 \text{ g}} \cdot 100 = 37 \%$$



b) Datos: $m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 15,0 \text{ g}; m(\text{PbI}_2) = 18,5 \text{ g}$

Incógnitas: rendimiento

— Calculamos la masa teórica de PbI_2 que se obtendría según la reacción:

$M_r(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2): 1 \cdot 207,2 + 2 \cdot 14,01 + 6 \cdot 16,00 = 331,22$

$M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2): 331,22 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M_r(\text{PbI}_2): 1 \cdot 207,2 + 2 \cdot 126,90 = 461,0$

$M(\text{PbI}_2): 461,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$15,0 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,22 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 20,9 \text{ g PbI}_2$$

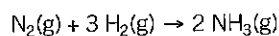
— Calculamos el rendimiento de la reacción:

$$\text{Rendimiento} = \frac{m(\text{obtenida})}{m(\text{teórica})} = \frac{18,5 \text{ g}}{20,9 \text{ g}} \cdot 100 = 88,5 \%$$

37. Datos: $V(\text{H}_2) = 10 \text{ L}; p = 10^5 \text{ Pa}; T = 273 \text{ K}$

Rendimiento = 70 %; Incógnitas: $m(\text{NH}_3)$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la masa de NH_3 obtenida, teniendo presente el volumen molar en condiciones estándar de presión y temperatura y el rendimiento de la reacción:

$M_r(\text{NH}_3): 1 \cdot 14,01 + 3 \cdot 1,01 = 17,04$

$M(\text{NH}_3): 17,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

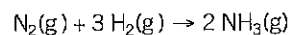
$$10 \text{ L H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,7 \text{ L H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{17,04 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3}$$

$$\cdot \frac{70 \text{ g NH}_3 \text{ obtenidos}}{100 \text{ g NH}_3} = 3,5 \text{ g NH}_3 \text{ obtenidos}$$

38. Datos: $V(\text{NH}_3) = 20,4 \text{ L}; p = 10^5 \text{ Pa}; T = 273 \text{ K}$

Rendimiento = 30 %; Incógnitas: $V(\text{N}_2); V(\text{H}_2)$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos el volumen de N_2 , teniendo presente el volumen molar en condiciones estándar de presión y temperatura y el rendimiento de la reacción:

$$20,4 \text{ L NH}_3 \text{ obtenidos} \cdot \frac{100 \text{ L NH}_3}{30,0 \text{ L NH}_3 \text{ obtenidos}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{22,7 \text{ L NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{22,7 \text{ L N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 34,0 \text{ L N}_2$$

— De la misma forma, hallamos el volumen de H_2 necesario:

$$20,4 \text{ L NH}_3 \text{ obtenidos} \cdot \frac{100 \text{ L NH}_3}{30,0 \text{ L NH}_3 \text{ obtenidos}}$$

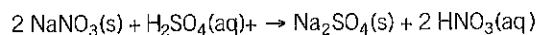
$$\cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{22,7 \text{ L NH}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3}$$

$$\cdot \frac{22,7 \text{ L N}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 102 \text{ L H}_2$$

39. Datos: $m(\text{HNO}_3) = 100 \text{ g}; \text{Rendimiento} = 70 \%$

Incógnitas: $m(\text{H}_2\text{SO}_4)$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la masa de H_2SO_4 que debemos emplear, fijándonos en la estequiometría y el rendimiento de la reacción:

$M_r(\text{HNO}_3): 1 \cdot 1,01 + 1 \cdot 14,01 + 3 \cdot 16,00 = 63,02$

$M(\text{HNO}_3): 63,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 98,09$

$M(\text{H}_2\text{SO}_4): 98,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$100 \text{ g HNO}_3 \text{ obtenidos} \cdot \frac{100 \text{ g HNO}_3}{70,0 \text{ g HNO}_3 \text{ obtenidos}}$$

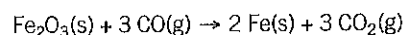
$$\cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,02 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol HNO}_3}$$

$$\cdot \frac{98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 111 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

40. Datos: $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1000 \text{ kg}; \text{Rendimiento} = 75,2 \%$

Incógnitas: $m(\text{Fe})$

— Ajustamos la ecuación química dada en el enunciado (por el método de tanteo o el del sistema de ecuaciones):



— Calculamos la masa de Fe que se obtiene, fijándonos en la estequiometría y el rendimiento de la reacción:

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3): 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16,00 = 159,70$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3): 159,70 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$A_r(\text{Fe}): 55,85; M(\text{Fe}): 55,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} & 1000 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1000 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,79 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \\ & \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{55,85 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{75,2 \text{ g Fe obtenidos}}{100 \text{ g Fe}} \\ & \cdot \frac{1 \text{ kg Fe obtenido}}{1000 \text{ g Fe obtenidos}} = 526 \text{ kg Fe obtenidos} \end{aligned}$$

6 REACTIVOS IMPUROS Y PUREZA DE UNA MUESTRA

Pág. 105

41. Datos: m (muestra) = 39 g; Riqueza (CaCO_3) = 70 % m/m

Incógnitas: m (Fe)

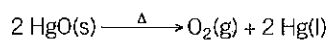
Calculamos la masa de Fe puro que hay en la muestra teniendo en cuenta la riqueza:

$$39 \text{ g muestra} \cdot \frac{70 \text{ g Fe}}{100 \text{ g muestra}} = 27 \text{ g Fe}$$

42. Datos: m (HgO) = 20,5 g; Pureza (HgO) = 80 % m/m

Incógnitas: m (Hg)

— Escribimos la ecuación ajustada:



— Calculamos la masa de Hg que reacciona, teniendo en cuenta la pureza del HgO y la estequiometría de la reacción:

$$M_r(\text{HgO}): 1 \cdot 200,59 + 1 \cdot 16,00 = 216,59;$$

$$M(\text{HgO}): 216,59 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$A_r(\text{Hg}): 200,59; M(\text{Hg}): 200,59 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$20,5 \text{ g muestra} \cdot \frac{80 \text{ g HgO}}{100 \text{ g muestra}}$$

$$\begin{aligned} & \cdot \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,59 \text{ g HgO}} \cdot \frac{2 \text{ mol Hg}}{2 \text{ mol HgO}} \cdot \frac{200,59 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} = \\ & = 15 \text{ g Hg} \end{aligned}$$

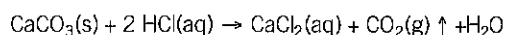
43. Datos: Riqueza (CaCO_3) = 85,3 % m/m

$$V(\text{CO}_2) = 100 \text{ L} = 0,0100 \text{ m}^3 \text{ (a } 752 \text{ mmHg y } 18^\circ\text{C)}$$

$$\begin{aligned} p &= 752 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = \\ &= 1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa} \end{aligned}$$

$$T = (18 + 273) \text{ K} = 291 \text{ K}$$

— Escribimos la ecuación ajustada:



— Calculamos la cantidad de CO_2 mediante la ecuación de estado de los gases ideales, teniendo en cuenta las condiciones de presión y temperatura:

$$\begin{aligned} n(\text{CO}_2) &= \frac{pV}{RT} = \\ &= \frac{1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 0,0100 \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 291 \text{ K}} = 4,14 \text{ mol} \end{aligned}$$

— Determinamos la masa de CaCO_3 que se produce en la reacción:

$$M_r(\text{CaCO}_3): 1 \cdot 40,08 + 1 \cdot 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 100,09$$

$$M(\text{CaCO}_3): 100,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} 4,14 \text{ mol CO}_2 &\cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{100,09 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = \\ &= 414 \text{ g CaCO}_3 \end{aligned}$$

— Calculamos la masa de caliza necesaria, teniendo en cuenta la riqueza de la caliza en CaCO_3 :

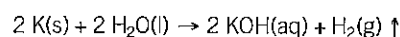
$$414 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g caliza}}{85,3 \text{ g CaCO}_3} = 485 \text{ g caliza}$$

44. Datos:

$$V(\text{H}_2) = 100 \text{ L}; p = 10^5 \text{ Pa}; T = 273 \text{ K}; m(\text{muestra}) = 400 \text{ g}$$

Incógnitas: riqueza (K)

— Escribimos la ecuación ajustada:



— Calculamos la masa de K necesaria para obtener 100 L de H_2 , medido en condiciones estándar. Para ello, aplicaremos el volumen molar en condiciones estándar y nos fijaremos en la estequiometría de la reacción:

$$A_r(\text{K}): 39,10; M(\text{K}): 39,10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} 100 \text{ L H}_2 &\cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,7 \text{ L H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol K}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{39,10 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} = \\ &= 344 \text{ g K} \end{aligned}$$

— Hallamos la riqueza de la muestra en K:

$$\text{Riqueza (K)} = \frac{m(\text{K})}{m(\text{muestra})} = \frac{344 \text{ g}}{400 \text{ g}} \cdot 100 = 86,0 \% \text{ m/m}$$

45. Datos:

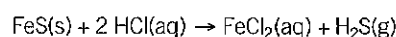
$$m(\text{muestra}) = 0,50 \text{ g}; V(\text{H}_2\text{S}) = 100 \text{ mL} = 1,00 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$\begin{aligned} p &= 760 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = \\ &= 1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa} \end{aligned}$$

$$T = (27 + 273) \text{ K} = 300 \text{ K}$$

Incógnitas: pureza (FeS)

— Escribimos la ecuación ajustada:



— Calculamos la cantidad de H₂S mediante la ecuación de estado de los gases ideales, teniendo en cuenta las condiciones de presión y temperatura:

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{pV}{RT} = \frac{1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 1,00 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}} = 4,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

— Determinamos la masa de FeS que se produce en la reacción:

$$M_r(\text{FeS}): 1 \cdot 55,85 + 1 \cdot 32,07 = 87,92$$

$$M(\text{FeS}): 87,92 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$4,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{87,92 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} = 0,356 \text{ g FeS}$$

— Hallamos la pureza de la muestra en FeS:

$$\text{Pureza}(\text{FeS}) = \frac{m(\text{FeS})}{m(\text{muestra})} = \frac{0,356 \text{ g}}{0,50 \text{ g}} \cdot 100 = 71 \% \text{ m/m}$$

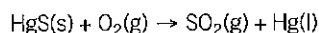
46. Datos:

$$m(\text{cinabrio}) = 1,00 \text{ kg}; \text{Riqueza}(\text{HgS}) = 80 \% \text{ m/m}$$

$$d(\text{Hg}) = 13600 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}; p = 1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa}; T = 273 \text{ K}$$

Incógnitas: a) V(Hg); b) V(aire)

Escribimos la ecuación ajustada:



a) Calculamos el volumen de Hg que se forma, teniendo en cuenta la riqueza de la muestra, la densidad del Hg y la estequiometría de la reacción:

$$M_r(\text{HgS}): 1 \cdot 200,59 + 1 \cdot 32,07 = 232,66$$

$$M(\text{HgS}): 232,66 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$A_r(\text{Hg}): 200,59; A(\text{Hg}): 200,59 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ kg cinabrio} \cdot \frac{1000 \text{ g cinabrio}}{1 \text{ kg cinabrio}} \cdot \frac{80,0 \text{ g HgS}}{100 \text{ g cinabrio}} \cdot \frac{1 \text{ mol HgS}}{232,66 \text{ g HgS}} \cdot \frac{1 \text{ mol Hg}}{1 \text{ mol HgS}} \cdot \frac{200,59 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} \cdot \frac{1 \text{ L Hg}}{13600 \text{ g Hg}} = 0,0507 \text{ L Hg} = 50,7 \text{ mL Hg}$$

b) Hallamos el volumen de aire requerido, sabiendo que el aire contiene el 21 % v/v de O₂:

$$1 \text{ kg cinabrio} \cdot \frac{1000 \text{ g cinabrio}}{1 \text{ kg cinabrio}} \cdot \frac{80,0 \text{ g HgS}}{100 \text{ g cinabrio}} \cdot \frac{1 \text{ mol HgS}}{232,66 \text{ g HgS}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol HgS}} \cdot \frac{22,7 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} = 372 \text{ L aire}$$

7 LA INDUSTRIA QUÍMICA Y EL MEDIO AMBIENTE

Págs. 105 y 106

47. Productos intermedios: amoníaco, cloro, ácido nítrico y carbonato de sodio.

Productos finales: jabón, vidrio, papel y cosméticos.

Los productos intermedios pertenecen a la industria química de base y los productos finales, a la industria de transformación.

48. 1.ª imagen: lluvia ácida.

2.ª imagen: efecto invernadero.

3.ª imagen: destrucción de la capa de ozono.

49. Investigamos en Internet. Proponemos el siguiente enlace:

<http://links.edebe.com/q38yr>

Este proceso corresponde a la industria química de base, ya que el ácido sulfúrico se utiliza como producto intermedio para la fabricación de otros productos destinados al consumo directo. Por ejemplo, se emplea en la fabricación de pinturas, fertilizantes, pilas o baterías para coches.

50. Buscamos en Internet las aplicaciones de los distintos aceros según su composición. Sugerimos consultar este enlace:

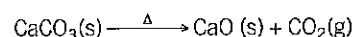
http://www.upv.es/materiales/Fcm/Fcm13/fcm13_2.html

A continuación, rellenamos en nuestro cuaderno una tabla como la siguiente y la comparamos con la de los demás compañeros:

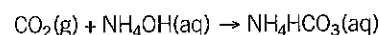
Nombre del acero	Composición	Aplicaciones

51. El proceso Solvay es el nombre del proceso de obtención de carbonato de sodio más importante a nivel industrial. Las materias primas son el cloruro de sodio (NaCl), el amoníaco (NH₃) y la caliza (CaCO₃). El proceso consta de varias etapas:

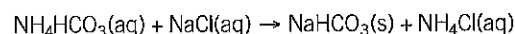
• Descomposición de la caliza:



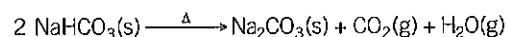
• Obtención del hidrogenocarbonato de amonio:



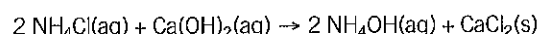
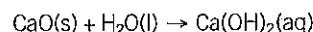
• Precipitación del hidrogenocarbonato de sodio:



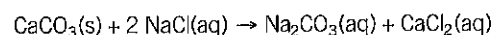
• Obtención del carbonato de sodio por calcinación:



• Reacciones secundarias:



La reacción química global que representa al proceso es la siguiente:



— Elaboramos una presentación en PowerPoint, incluyendo además un diagrama de flujo del proceso.

52. Entramos en los enlaces propuestos y leemos con atención las noticias que aparecen.
- El nuevo adhesivo es biocompatible, es decir, se trata de un material que puede ser utilizado en implantes y prótesis para el cuerpo humano. Destaca por dos propiedades: no se disuelve en la sangre y es lo suficientemente elástico como para sellar dos partes de un corazón que late.
 - Funciona mediante un mecanismo físico: el polímero se enreda físicamente con el colágeno y otras proteínas de la superficie del tejido.
 - Este descubrimiento pertenece al campo de la biomedicina.

53. Respuesta sugerida: Estructuramos la presentación con los siguientes puntos y proponemos el contenido básico que debemos ampliar buscando en Internet:

— *Repercusión de la industria química sobre el medio ambiente.*

La industria química contamina el medio ambiente en forma de emisiones a la atmósfera, vertidos al suelo o a aguas superficiales, almacenamientos de residuos industriales y ruidos en el entorno.

Entre las industrias más contaminantes destacan la metalúrgica, la papelera, la industria del cloro y la de los fertilizantes.

— *Tratamiento de desechos y residuos.*

Reciclaje de residuos sólidos, aprovechamiento de emisiones gaseosas, depuración de aguas residuales.

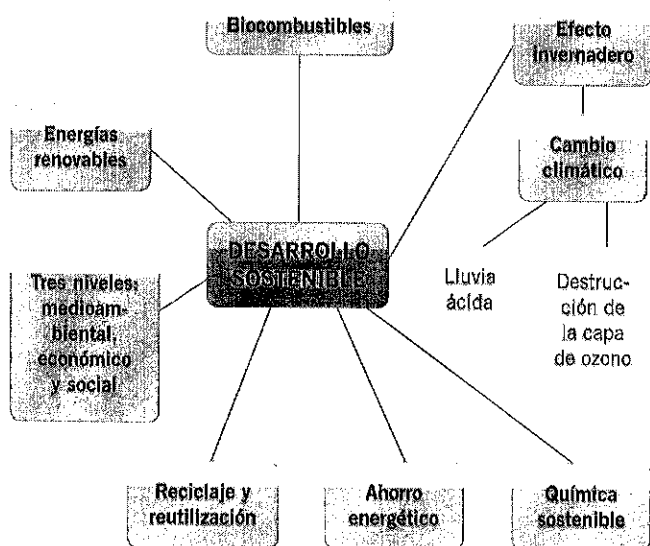
— *Medidas para el desarrollo sostenible.*

Uso de materiales biodegradables, reutilización y reciclaje, valorización de subproductos, mejora de la eficiencia energética de los procesos, etc.

54. Hacen referencia a la *biodegradabilidad*: consiste en crear productos que se puedan integrar en los ciclos de la naturaleza en un plazo más o menos corto.

— En el coloquio, proponemos poner ejemplos de materiales biodegradables junto con su tiempo de descomposición medio. Por ejemplo: el papel, que tarda en descomponerse de dos a cinco meses.

55. Respuesta sugerida:

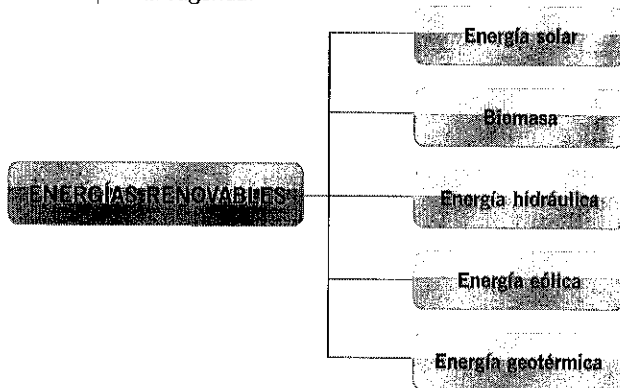


— Comparamos el mapa con el de nuestros compañeros y lo completamos.

56. Respuesta sugerida:

- El incremento de la temperatura del Ártico producirá que se deshaga la capa de hielo que lo cubre, elevándose el nivel del mar y provocando una mayor evaporación de agua. Habrá, por tanto, más tormentas y nevadas. Este hecho supone un gran riesgo para las personas que viven en zonas costeras y en pequeñas islas.
- Según esta predicción, el aumento de la temperatura media del planeta está directamente relacionado con la frecuencia de huracanes. Además, como el nivel de los océanos se va a elevar, ya que este calentamiento implica el deshielo de los glaciares polares y el incremento de la temperatura del mar, los huracanes tendrán más potencia y serán más destructivos.
- Una consecuencia del cambio climático global es que el hemisferio norte se está volviendo más cálido que el hemisferio sur. Este cambio podría aumentar o disminuir la precipitación estacional, haciendo que algunas zonas sean más húmedas y otras más secas que en la actualidad. Entre estas precipitaciones estacionales están las lluvias tropicales.

57. Respuesta sugerida:



58. Buscamos información en Internet y la estructuramos.

Respuesta sugerida:

Las etapas del proceso de producción de bioetanol son las siguientes:

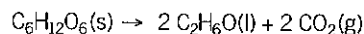
— *Acondicionamiento y pretratamiento de las materias primas.*
Molienda y secado del cereal o residuo lignocelulósico.

— *Hidrólisis.*

Proceso químico que divide la molécula de celulosa por la acción de la molécula de agua. Las complejas estructuras de la celulosa (celulosa, hemicelulosa y lignina) se convierten en azúcares fermentables, principalmente, glucosa (C₆H₁₂O₆).

— *Fermentación.*

La glucosa se transforma en etanol y dióxido de carbono mediante la acción de levaduras en condiciones anaeróbicas, es decir, sin presencia de oxígeno. La reacción química que representa este proceso es la siguiente:

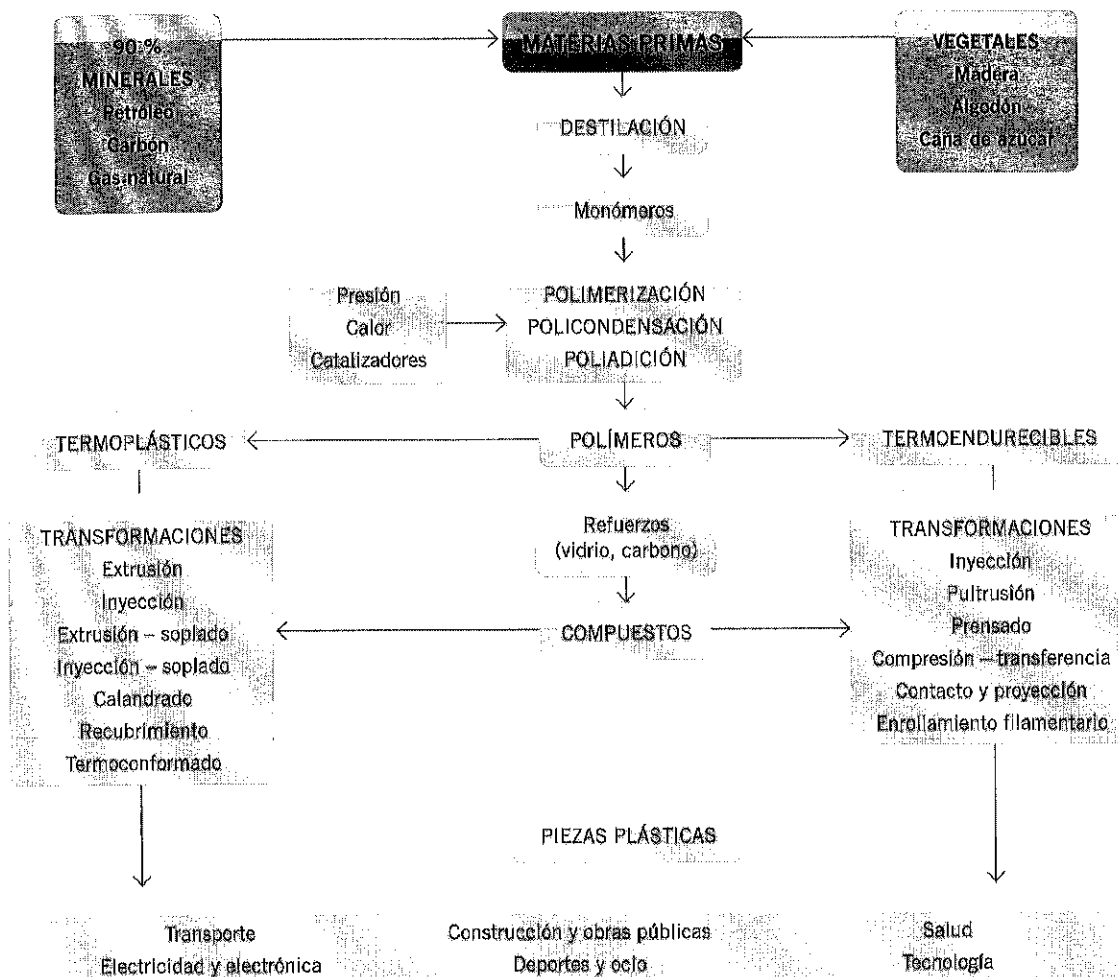


— *Destilación.*

Purificación del etanol obtenido, eliminando el agua y aumentando su concentración en alcohol. Se calienta la mezcla, el alcohol se va evaporando (tiene una temperatura de ebullición menor que la del agua) y después se recupera por condensación.

Aplicaciones actuales del bioetanol: combustible renovable para automoción y aditivo para las gasolinas convencionales.

59. Recopilamos información haciendo una búsqueda en Internet y elaboramos un esquema con las etapas del proceso:



A continuación, citamos algunas de las aplicaciones de los polímeros en biomedicina:

- Poliestireno: se utiliza en prótesis de cadera y cajas destinadas a la conservación de sangre y órganos de trasplantes.
- Policarbonato: de este material se fabrican las válvulas de seguridad de máscaras respiratorias.
- C: usado en equipos de anestesia.
- Siliconas: utilizadas para prótesis de pecho.
- Polímero de cristal líquido: utilizado en grapas quirúrgicas o instrumental dental.

Como entre otras propiedades los polímeros destacan por ser materiales ligeros, tienen una amplia gama de aplicaciones en el sector aeronáutico:

- Polimetacrilato de metilo: usado en la fabricación de las ventanas de los aviones.
- Polifluoruro de vinilideno: utilizado en el recubrimiento de cables en los aviones.
- Resinas epoxi: se encuentran en los adhesivos que se usan para fabricar los aviones.
- Poliéter éter cetona (PEEK): se usa en tornillos, tuercas, engranajes, etc.

— Elaboramos una presentación en formato digital (por ejemplo, en Prezi o PowerPoint) en la que estructuramos la información anterior.

60. Respuesta sugerida:

«El cambio climático disparará las temperaturas máximas en España hasta los 55 grados»

<http://links.edebe.com/p8>

«España será uno de los países más perjudicados por el cambio climático»

<http://links.edebe.com/vrzd>

«El cambio climático desde 1950 no tiene precedentes durante décadas»

<http://links.edebe.com/rmayn>

61. Debemos elaborar un trabajo bien estructurado, que recoja los siguientes contenidos:

Definición.

El protocolo de Kioto es un acuerdo internacional sobre cambio climático realizado en Kioto (Japón) donde los gobiernos del planeta acordaron reducir las emisiones de los gases (GEI: gases de efecto invernadero) que producen el calentamiento global.

Objetivo.

Reducir las emisiones de seis GEI que causan el calentamiento global: dióxido de carbono (CO₂), gas metano (CH₄), óxido nitroso (N₂O), hidrofluorocarbonos (HFC), perfluorocarbonos (PFC) y hexafluoruro de azufre (SF₆), en un porcentaje aproximado de al menos un 5 %, dentro del período que comprendía desde el año 2008 al 2012, en comparación con las emisiones de 1990.

En el año 2012, la decimotercera Conferencia de las Partes sobre cambio climático ratificó el segundo período de vigencia del protocolo de Kioto desde el 1 de enero de 2013 hasta el 31 de diciembre de 2020. Sin embargo, este proceso denotó un débil compromiso de los países industrializados, tales como Estados Unidos, Rusia, Japón y Canadá, los cuales decidieron no respaldar la prórroga.

Ámbito de aplicación.

Los compromisos contraídos varían de un país a otro. Así, el objetivo de recorte global del 5 % sobre los niveles de GEI de 1990 para los países desarrollados oscila entre el recorte del 28 % de Luxemburgo y el 21 % de Dinamarca y Alemania; y un incremento máximo de las emisiones del 25 % en Grecia y de un 27 % en Portugal.

SÍNTESIS

Pág. 106

62. Datos:

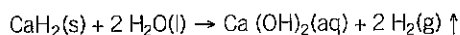
$$m(\text{CaH}_2) = 30,0 \text{ g}; m(\text{H}_2\text{O}) = 30,0 \text{ g}$$

$$p = 745 \frac{\text{mmHg}}{\text{mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 9,93 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = (20 + 273) \text{ K} = 293 \text{ K}; V(\text{H}_2 \text{ obtenido}) = 34,0 \text{ L}$$

Incógnitas: a) m (reactivo exceso); b) $V(\text{H}_2)$; c) rendimiento

Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



a) — Calculamos la cantidad de cada reactivo, en moles:

$$M_r(\text{CaH}_2): 1 \cdot 40,08 + 2 \cdot 1,01 = 42,10$$

$$M(\text{CaH}_2): 42,10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02$$

$$M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$30,0 \frac{\text{g CaH}_2}{\text{g CaH}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{42,10 \text{ g CaH}_2} = 0,713 \text{ mol CaH}_2$$

$$30,0 \frac{\text{g H}_2\text{O}}{\text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,66 \text{ mol H}_2\text{O}$$

— Determinamos qué reactivo es el limitante y cuál está en exceso, aplicando la relación molar entre ambos:

$$0,713 \frac{\text{mol CaH}_2}{\text{mol CaH}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CaH}_2} = 1,43 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Se necesitan 1,43 mol de H₂O para que reaccione todo el CaH₂. Como tenemos más cantidad de H₂O, el reactivo limitante es el CaH₂ y el reactivo en exceso es el H₂O.

— Determinamos el exceso de H₂O:

$$\text{Exceso } (\text{H}_2\text{O}) = (1,43 - 1,66) \text{ mol H}_2\text{O} = 0,23 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,23 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 4,1 \text{ g H}_2\text{O}$$

b) — Determinamos la cantidad de H₂ que se genera en la reacción, a partir de la cantidad de reactivo limitante:

$$0,713 \frac{\text{mol CaH}_2}{\text{mol CaH}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} = 1,43 \text{ mol H}_2$$

— Calculamos el volumen que ocupa la cantidad de H₂ mediante la ecuación de estado de los gases ideales, teniendo en cuenta las condiciones de presión y temperatura:

$$V(\text{H}_2) = \frac{n R T}{p}$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{1,43 \text{ mol} \cdot 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{9,93 \cdot 10^4 \text{ Pa}} = 0,0351 \text{ m}^3 \text{ H}_2 = 35,1 \text{ L}$$

c) Calculamos el rendimiento de la reacción relacionando el volumen de gas obtenido y el teórico, ambos a las mismas condiciones de presión y temperatura:

$$\text{Rendimiento} = \frac{V(\text{obtenido})}{V(\text{teórico})} = \frac{34,0 \text{ L}}{35,1 \text{ L}} \cdot 100 = 96,9 \%$$

63. Datos:

$$m(\text{muestra}) = 1,0 \text{ t}; \text{Riqueza } (\text{SiO}_2) = 93 \text{ \% m/m}$$

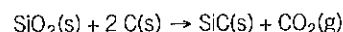
$$p = 705 \frac{\text{mmHg}}{\text{mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 9,40 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$= 9,40 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = (20 + 273) \text{ K} = 293 \text{ K}; V(\text{H}_2 \text{ obtenido}) = 34,0 \text{ L}$$

Incógnitas: a) $m(\text{SiC})$; b) $m(\text{C})$; c) $V(\text{CO}_2)$

Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



a) Calculamos la cantidad de SiC aplicando factores de conversión, fijándonos en la estequiometría de la reacción y considerando la riqueza de la muestra en SiO₂:

$$M_r(\text{SiO}_2): 1 \cdot 28,09 + 2 \cdot 16,00 = 60,09;$$

$$M(\text{SiO}_2): 60,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$M_r(\text{SiC}): 1 \cdot 28,09 + 1 \cdot 12,01 = 40,10;$$

$$M(\text{SiC}): 40,10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1,0 \frac{\text{t muestra}}{\text{t muestra}} \cdot \frac{10^6 \text{ g muestra}}{1 \text{ t muestra}} \cdot \frac{93 \text{ g SiO}_2}{100 \text{ g muestra}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,09 \text{ g SiO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol SiC}}{1 \text{ mol SiO}_2} \cdot \frac{40,10 \text{ g SiC}}{1 \text{ mol SiC}} =$$

$$= 6,2 \cdot 10^5 \text{ g SiC} = 0,62 \text{ t}$$

b) Hallamos la cantidad de C necesaria de la misma manera:

$$A_r(C): 12,01; M(C): 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1,0 \text{ t muestra} \cdot \frac{10^6 \text{ g muestra}}{1 \text{ t muestra}} \cdot \frac{93 \text{ g SiO}_2}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,09 \text{ g SiO}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol SiO}_2} \cdot \frac{12,01 \text{ g SiC}}{1 \text{ mol C}} = 3,7 \cdot 10^5 \text{ g C} = 0,37 \text{ t}$$

c) Determinamos la cantidad de CO₂ que se obtiene en la reacción y calculamos el volumen que ocupa mediante la ecuación de estado de los gases ideales:

$$1,0 \text{ t muestra} \cdot \frac{10^6 \text{ g muestra}}{1 \text{ t muestra}} \cdot \frac{93 \text{ g SiO}_2}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,09 \text{ g SiO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol SiO}_2} = 1,5 \cdot 10^4 \text{ mol CO}_2$$

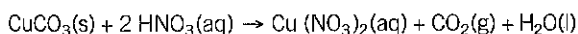
$$V(\text{H}_2) = \frac{nRT}{p}$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{1,5 \cdot 10^4 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{9,40 \cdot 10^4 \text{ Pa}} = 4,0 \cdot 10^2 \text{ m}^3$$

64. Datos: m (mineral) = 500 kg; Riqueza (CuCO₃) = 20 % m/m
 V (HNO₃) = 100 L; d (HNO₃) = 1,390 g · cm⁻³ = 1390 g · L⁻¹
 Pureza (HNO₃) = 65 % m/m; Rendimiento = 86 %

Incógnitas: a) ecuación química; b) reactivo en exceso; c) m (Cu(NO₃)₂)

a) Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente a la reacción que se describe:



b) Determinamos cuál es el reactivo limitante y cuál queda en exceso, aplicando la relación molar entre ellos. Para ello, cuantificaremos antes la cantidad que tenemos de cada reactivo:

$$M_r(\text{CuCO}_3): 1 \cdot 63,55 + 1 \cdot 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 123,56$$

$$M(\text{CuCO}_3): 123,56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{HNO}_3): 1 \cdot 1,01 + 1 \cdot 14,01 + 3 \cdot 16,00 = 63,02$$

$$M(\text{HNO}_3): 63,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$500 \text{ kg mineral} \cdot \frac{1000 \text{ g mineral}}{1 \text{ kg mineral}} \cdot \frac{20 \text{ g CuCO}_3}{100 \text{ g mineral}} = 8,1 \cdot 10^2 \text{ mol CuCO}_3$$

$$100 \text{ L HNO}_3 \cdot \frac{1390 \text{ g HNO}_3 \text{ en disolución}}{1 \text{ L HNO}_3} \cdot \frac{65 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3 \text{ en disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,02 \text{ g HNO}_3} = 1,4 \cdot 10^3 \text{ mol HNO}_3$$

$$= 1,4 \cdot 10^3 \text{ mol HNO}_3$$

$$= 1,4 \cdot 10^3 \text{ mol HNO}_3$$

$$8,1 \cdot 10^2 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol CuCO}_3} = 1,6 \cdot 10^3 \text{ mol HNO}_3$$

Se necesitan 1,6 · 10³ moles de HNO₃ para que reaccione todo el CuCO₃. Como tenemos menos moles de HNO₃ (1,4 · 10³ mol), el HNO₃ es el reactivo limitante y el CuCO₃ es el reactivo en exceso.

c) Hallamos la cantidad de Cu(NO₃)₂ que se forma en la reacción, a partir de los moles de reactivo limitante y teniendo en cuenta la estequiometría y el rendimiento de la reacción:

$$M_r(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2): 1 \cdot 63,55 + 2 \cdot 14,01 + 6 \cdot 16,00 = 187,57$$

$$M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2): 187,57 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1,4 \cdot 10^3 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}(\text{NO}_3)_2}{2 \text{ mol HNO}_3} = 1,1 \cdot 10^6 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{ obtenidos} = 1,1 \cdot 10^3 \text{ kg Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{ obtenidos}$$

$$\frac{187,57 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol Cu}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{86 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{ obtenidos}}{100 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{ teóricos}} = 1,1 \cdot 10^6 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{ obtenidos} = 1,1 \cdot 10^3 \text{ kg Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{ obtenidos}$$

65. a) C₆H₁₂O₆(s) → 2 C₂H₅O(l) + 2 CO₂(g)

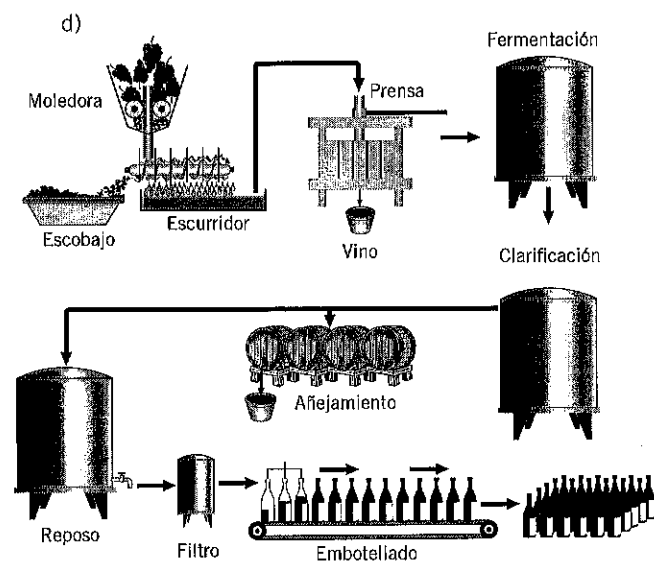
b) Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de glucosa produce (en ausencia de oxígeno y bajo la acción de levaduras) dos entidades moleculares de etanol y dos entidades moleculares de dióxido de carbono.

Interpretación molar: un mol de glucosa produce (en ausencia de oxígeno y bajo la acción de levaduras) dos moles de etanol y dos moles de dióxido de carbono.

Según el mecanismo de intercambio, se trata de una reacción de descomposición.

c) Entre las aplicaciones de esta reacción están la elaboración de cerveza y de vino, o la fabricación de bioetanol.

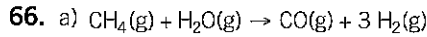
Cuando se aplica este proceso a nivel industrial, se trata de industria química de transformación, ya que el producto obtenido suele estar destinado al consumo directo.



Uno de los principales problemas medioambientales que plantea la industria de elaboración de vinos es la contaminación de las aguas.

Durante el prensado y la limpieza de la maquinaria, se genera una serie de vertidos residuales que contaminan las aguas.

A su vez, la fermentación alcohólica genera una serie de emisiones sobre la atmósfera, como es el caso del dióxido de carbono, uno de los gases del efecto invernadero.



Según el criterio de las partículas intercambiadas, la reacción anterior es de oxidación-reducción (redox). El carbono se oxida (pasa de estado oxidación -4 a +4) y el hidrógeno se reduce (pasa de estado de oxidación +1 a cero).

b) El gas de síntesis puede contener cantidades variables de monóxido de carbono e hidrógeno, según el método por el que se haya obtenido y la mezcla que se desee. Entre sus numerosas aplicaciones destaca la fabricación de amoníaco y de metanol. En estos casos, el gas de síntesis interviene en la fabricación de productos que, a su vez, servirán como materia prima para la elaboración de otros. Se trata, por tanto, de industria química de base.

67. Datos:

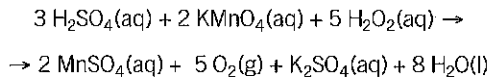
$$V [\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})] = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}; V [\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})] = 10 \text{ mL}$$

$$c (\text{KMnO}_4) = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$V [\text{KMnO}_4(\text{aq})] = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$$

Incógnitas: a) tipo de reacción; b) $c (\text{H}_2\text{O}_2)$; c) $V (\text{O}_2)$

La reacción química ajustada es la siguiente:



a) Reacción redox. El oxígeno se oxida (pasa de estado de oxidación -2 a cero) y el manganeso se reduce (pasa de estado de oxidación +7 a +2).

b) Para calcular la molaridad de la disolución de H_2O_2 , debemos tener en cuenta la estequiometría de la ecuación química ajustada y la definición de molaridad:

$$c (\text{KMnO}_4) = \frac{n (\text{KMnO}_4)}{V [\text{KMnO}_4(\text{aq})]}$$

$$n (\text{KMnO}_4) = 0,020 \text{ mol} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 0,025 \cancel{\text{ L}} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$5,0 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol KMnO}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} =$$

$$= 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{O}_2 \text{ reaccionan}$$

Como la cantidad de H_2O_2 que reacciona está contenida en 25 mL de disolución:

$$c (\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{n (\text{H}_2\text{O}_2)}{V [\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})]} = \frac{1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{O}_2}{0,025 \text{ L}} = 0,052 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Calculamos el volumen de oxígeno producido en la reacción partiendo de la cantidad de KMnO_4 , fijándonos en la

estequiometría de la reacción y aplicando el volumen molar en condiciones estándar:

$$5,0 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol KMnO}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{22,7 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 0,028 \text{ L O}_2$$

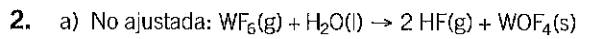
Evaluación (Pág. 108)

- a) Falso. La digestión constituye un cambio químico, ya que se modifica la naturaleza de los compuestos que intervienen. Los alimentos se transforman en otros compuestos que el cuerpo humano es capaz de absorber.

b) Falso. No se modifica la naturaleza del compuesto, en todos los casos es agua. Se trata de un cambio físico.

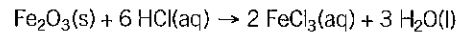
c) Verdadero. El gas no se transforma en otro compuesto diferente. Por tanto, es un cambio físico.

d) Verdadero. Las plantas absorben dióxido de carbono y agua, y los transforman en oxígeno y glucosa (otras sustancias de naturaleza distinta).



b) Ajustada.

c) No ajustada:



- a) Verdadero. Fijándonos en la estequiometría de la ecuación química ajustada, vemos la relación molar entre ambas sustancias: cuatro moles de cloro producen cuatro moles de dicloruro de diazulfuro. Por tanto, un mol de cloro producirá un mol de dicloruro de diazulfuro.

b) Falso, ya que 1 g de Cl_2 reacciona con 1,90 g de S_2Cl_2 :

$$\frac{4 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2}{4 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70,9 \text{ g Cl}_2} \cdot \frac{135,04 \text{ g S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2} = \frac{1,90 \text{ g S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ g Cl}_2}$$

c) Verdadero. Si se trata de sustancias gaseosas, medidas en las mismas condiciones de presión y temperatura, la ecuación se puede interpretar también en volumen.

- La afirmación no contradice la ley de Lavoisier. Debemos tener en cuenta la masa de oxígeno que ha intervenido. Así, la suma de la masa del metal más la del oxígeno es igual a la masa del óxido formado.

5. La opción correcta es la a).

6. La opción correcta es la b).

Datos:

$$V (\text{Cl}_2) = 112 \cancel{\text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \cancel{\text{ cm}^3}} = 1,12 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$p = 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}; T = (30 + 273) \text{ K} = 303 \text{ K}$$

Incógnitas: $m (\text{NaCl})$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente: $2 \text{Na(s)} + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NaCl(aq)}$

— Calculamos la cantidad de cloro a partir del volumen que ocupa mediante la ecuación de estado de los gases ideales:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{P V}{R T} = \frac{1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 1,12 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3}{8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}$$

$$n(\text{Cl}_2) = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

— Calculamos la masa de NaCl que se obtiene, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$M_r(\text{NaCl}): 1 \cdot 22,93 + 1 \cdot 35,45 = 58,38$$

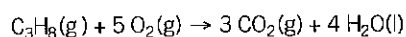
$$M(\text{NaCl}): 58,38 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{58,38 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0,78 \text{ g NaCl}$$

7. La respuesta correcta es la b).

Datos: $m(\text{C}_3\text{H}_8) = 66,0 \text{ g}$; $m(\text{O}_2) = 96,0 \text{ g}$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente a la combustión del propano:



— Para determinar cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso, primero calculamos la cantidad que hay de cada uno y después aplicamos la relación molar entre ellos. Debemos tener en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8): 3 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 = 44,11$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_8): 44,11 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{O}_2): 2 \cdot 16,00 = 32,00; M(\text{O}_2): 32,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$66,0 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44,11 \text{ g C}_3\text{H}_8} = 1,50 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

$$96,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,00 \text{ g O}_2} = 3,00 \text{ mol O}_2$$

$$1,50 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 7,5 \text{ mol O}_2$$

Se necesitan 7,5 mol de O_2 para que reaccione todo el C_3H_8 . Como tenemos menos moles de O_2 (3,00 mol), el O_2 es el reactivo limitante y el C_3H_8 está en exceso.

8. La opción correcta es la a).

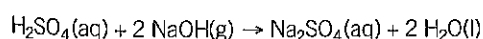
Datos:

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}; V[\text{NaOH}(\text{aq})] = 40 \text{ mL} = 0,040 \text{ L}$$

$$c(\text{NaOH}) = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Incógnitas: $V[\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})]$

— Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la cantidad de NaOH que tenemos, aplicando la definición de molaridad:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V[\text{NaOH}(\text{aq})]}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,10 \text{ mol} \cdot \cancel{\text{L}} \cdot 0,040 \cancel{\text{L}} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

— Hallamos el volumen de disolución acuosa de H_2SO_4 requerido, teniendo en cuenta la relación molar entre ambas sustancias y la molaridad del H_2SO_4 :

$$4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4(\text{aq})}{0,10 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,020 \text{ L H}_2\text{SO}_4 = 20 \text{ mL H}_2\text{SO}_4$$

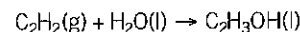
9. La opción correcta es la c).

Datos: $m(\text{C}_2\text{H}_2) = 20 \text{ g}$; Riqueza (C_2H_2) = 80 % m/m;

$$\text{Rendimiento} = 70 \%$$

Incógnitas: $m(\text{C}_2\text{H}_3\text{OH})$

— Comprobamos que la ecuación química está ajustada:



— Determinamos la masa teórica que se obtiene de $\text{C}_2\text{H}_3\text{OH}$ a partir de la estequiometría de la reacción. Tenemos que considerar la riqueza de la muestra en C_2H_2 :

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_2): 2 \cdot 12,01 + 2 \cdot 1,01 = 26,04$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_2): 26,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_3\text{OH}): 2 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 44,08$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_3\text{OH}): 44,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$20 \text{ g C}_2\text{H}_2 \text{ muestra} \cdot \frac{80 \text{ g C}_2\text{H}_2}{100 \text{ g C}_2\text{H}_2 \text{ muestra}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,04 \text{ g C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_3\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{44,08 \text{ g C}_2\text{H}_3\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_3\text{OH}} = 27 \text{ g C}_2\text{H}_3\text{OH}$$

— Calculamos la masa de $\text{C}_2\text{H}_3\text{OH}$ obtenida realmente, teniendo en cuenta el rendimiento de la reacción:

$$\text{Rendimiento} = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_3\text{OH obtenida})}{m(\text{C}_2\text{H}_3\text{OH teórica})}$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_3\text{OH obtenida}) = 27 \text{ g C}_2\text{H}_3\text{OH} \cdot 70 \% = 19 \text{ g C}_2\text{H}_3\text{OH}$$

10. Petroquímica: de base. Fabrica productos derivados del petróleo que sirven como materia prima para elaborar otros destinados al consumo directo.

Alimentaria: de transformación. Fabrica alimentos, que son productos finales.

Textil: de transformación. Fabrica productos finales, como puede ser la ropa.

Siderúrgica: de base. Los aceros fabricados sirven como productos intermedios para la elaboración de otros productos.

11. Realizaremos un trabajo de investigación. Buscaremos en Internet noticias y artículos relacionados con el grafeno.

Proponemos también consultar el artículo de Wikipedia sobre el grafeno:

<http://es.wikipedia.org/wiki/Grafeno>

— Por último, plasmamos en un informe, elaborado en Word, la información sobre el grafeno que hayamos seleccionado. El informe puede contar con los siguientes apartados:

1. Descubrimiento.
2. Composición.
3. Propiedades.
4. Procesos de fabricación.
5. Aplicaciones.

12. CO₂: principal gas de efecto invernadero. Como medidas, proponemos usar combustibles renovables, utilizar vehículos eléctricos, reforestar zonas devastadas por incendios y usar el transporte público.

CFC: gases responsables de la destrucción de la capa de ozono. Para evitar este efecto, sugerimos no usar aerosoles que contengan estos compuestos, sustituir los aparatos de aire acondicionado por ventiladores y recurrir a la arquitectura bioclimática, es decir, utilizar en las viviendas materiales de construcción respetuosos con el medio ambiente a la vez que se aprovechan las condiciones climatológicas de la zona.

SO₂: gas que produce la lluvia ácida. Para prevenirla, se debe reducir el contenido en azufre de los combustibles, tratar y limpiar las emisiones atmosféricas y usar energías renovables.

CH₄: gas de efecto invernadero. Las medidas que deben tomarse son las mismas que para el caso del CO₂.

Zona + (Pág. 109)

— *Fumata blanca*

- Se añaden compuestos químicos distintos a la reacción de combustión.
- Para la fumata blanca se utilizan clorato de potasio, lactosa y colofonia y la quema de papeletas, mientras que para conseguir la fumata negra se queman las papeletas añadiendo perclorato de potasio, antraceno y azufre.

- Tradicionalmente, la fumata blanca se obtenía quemando las papeletas de la votación con paja seca, mientras que la fumata negra se conseguía quemando dichas papeletas con paja húmeda.

— *Científicos en la cocina*

- *Esterificación*: se usa para obtener alimentos líquidos «encapsulados» en esferas y poder decorar los platos. Consiste en la aplicación de un espesante natural procedente de algas (alginato) al líquido que se desea esferificar y que mediante la acción de otra disolución de cloruro de calcio produce la forma de esfera.

Gelificación: se trata de conseguir que los alimentos tengan la consistencia y la textura de un gel. Para ello, se le añaden agentes gelificantes como el agar (extraído de algas rojas).

Emulsificación: se mezclan dos alimentos líquidos inmiscibles de forma que una de las fases queda dispersa en la otra. Como las emulsiones son inestables, se añaden emulgentes que estabilizan la mezcla.

- Se logra que los alimentos sometidos a las bajas temperaturas del nitrógeno líquido conserven todas sus características de sabor, color y olor. El nitrógeno líquido cuece los alimentos, igual que el fuego, pero a $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ (su temperatura de ebullición).

El objetivo es acelerar el proceso de cocción de los alimentos.

La alternativa tradicional es la cocción de los alimentos al fuego.

- Sugerimos los siguientes enlaces:

<http://links.edebe.com/xrfz2>

<http://links.edebe.com/chbx>

<http://links.edebe.com/enqm>

— *Química recreativa*

Los alumnos deben organizarse en grupos de cuatro miembros y elegir entre todos un experimento. Puede resultar de utilidad consultar los enlaces propuestos en el libro del alumno.

Después, cada grupo llevará a cabo el experimento seleccionado en el laboratorio, bajo la supervisión del profesor/a, y grabarán un vídeo.

Por último, los alumnos deben analizar los resultados y discutirlos entre todos los miembros del grupo.