

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: $c = 4$.

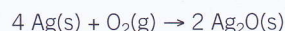
$$d = \frac{10 \cdot 1}{2} = 5; b = \frac{2 \cdot 4 + 5}{2} = \frac{13}{2}$$

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:

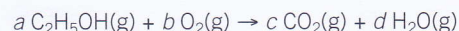


d) Método de tanteo:

Ajustamos cada tipo de átomo por separado:



e) Método del sistema de ecuaciones:



C) $2a = c$

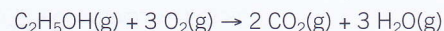
H) $6a = 2d$

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: $c = 2$.

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



13.

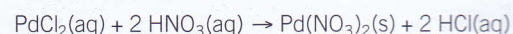
a) Método de tanteo:



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:

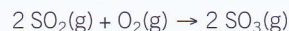


Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de cloruro de paladio(II) reacciona con dos entidades mo-

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.

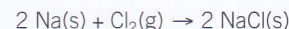
d) Método de tanteo:



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.

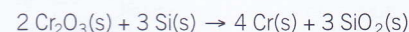
e) Método de tanteo:



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.

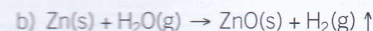
Interpretación molar: dos moles de óxido de cromo(III) reaccionan con tres moles de silicio, y producen cuatro moles de cromo y tres moles de óxido de silicio.

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.



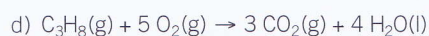
Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de cinc reacciona con una entidad molecular de agua, y produce una entidad molecular de óxido de cinc y una entidad molecular de hidrógeno.

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.

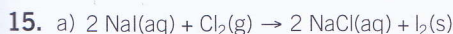


Interpretación atómico-molecular: una entidad molecular de propano reacciona con cinco entidades moleculares de oxígeno, y produce tres entidades moleculares de dióxido de carbono y cuatro entidades moleculares de agua.

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

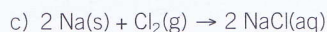
Págs. 103 y 104



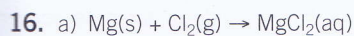
Reacción de desplazamiento o sustitución.



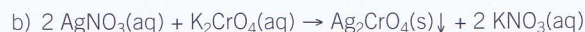
Reacción de descomposición.



Reacción de síntesis.



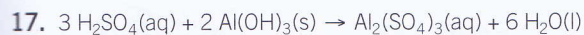
Reacción redox.



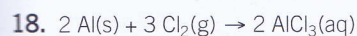
Reacción de precipitación.



Reacción ácido-base o de neutralización.

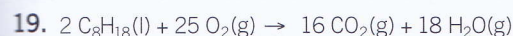


Sí, es de doble desplazamiento, ya que tanto el hidrógeno como el aluminio intercambian sus posiciones.



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):



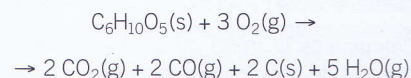
— Según el mecanismo de intercambio, en ambos casos se trata de una reacción de desplazamiento o sustitución.

— 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 profesor/a.

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.

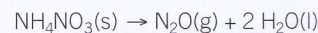
4 ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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:

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

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

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

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

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

Incógnitas: $m(\text{NH}_3)$

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

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

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

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

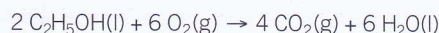
$$M_r(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02$$

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

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:

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

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

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

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: $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(l)} + 2 \text{ NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(s)} + 2 \text{ HCl(g)}$

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

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

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:

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

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

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

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

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

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

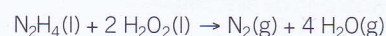
$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4): 2 \cdot 22,99 + 1 \cdot 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 141,87$$

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

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

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:

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

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

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

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

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

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

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:

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

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

$$0,118 \text{ mol AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{143,32 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = \\ = 16,9 \text{ g AgCl}$$

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:

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

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

$$0,50 \text{ g Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74,10 \text{ g Ca(OH)}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ L HCl}}{0,10 \text{ mol HCl}} = 0,13 \text{ L HCl}$$

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:



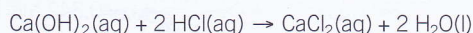
a) Calculamos la masa de CaH_2 necesaria para producir 5,0 L de H_2 en condiciones estándar:

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

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

$$5,0 \text{ L H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,7 \text{ L H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{2 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{42,1 \text{ g CaH}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} = \\ = 4,6 \text{ g CaH}_2$$

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:

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

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

$$5,0 \text{ L H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,7 \text{ L H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ L HCl}}{0,50 \text{ mol HCl}} = 0,44 \text{ L HCl}$$

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:

$$50 \text{ mL CoCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ L CoCl}_2}{1000 \text{ mL CoCl}_2} \cdot \frac{0,50 \text{ mol CoCl}_2}{1 \text{ L CoCl}_2} = \\ = 0,025 \text{ mol CoCl}_2$$

$$50 \text{ mL Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ L Na}_2\text{CO}_3}{1000 \text{ mL Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1,3 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ L Na}_2\text{CO}_3} = 0,065 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

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

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

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:

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

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

$$0,025 \text{ mol CoCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CoCO}_3}{1 \text{ mol CoCl}_2} \cdot \frac{118,94 \text{ g CoCO}_3}{1 \text{ mol CoCO}_3} = \\ = 3,0 \text{ g CoCO}_3$$

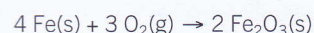
5 RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

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: