

4. El lenguaje de la química

ACTIVIDADES (pág. 93)

- $ZnSO_4$ H_2S
 HNO_3 $KClO_3$
 H_3BO_3 Na_2CO_3
 $Al_2(SO_4)_3$ HCl
 $AgCl$ NH_4MnO_4
- Sulfato de cobre (II)
 Manganato de potasio
 Hidróxido de hierro (III)
 Óxido de hierro (II)
 Carbonato de calcio
 Sulfato de amonio
 Hidrogenocarbonato de sodio
 Perclorato de potasio
 Fosfato de calcio
 Cloruro de manganeso (II)
 Nitrato de plata
 Permanganato de potasio

1. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA (pág. 95)

1. • gaseoso
 • líquido
 • sólido
 • gaseoso
 • gaseoso
 • sólido y líquido
 • gaseoso
 • sólido
2. El líquido es prácticamente incompresible y, por tanto, su volumen se mantiene constante, mientras que en un gas el volumen no es fijo, sino que se acomoda al del recipiente.

La capacidad de difusión es mayor en los gases, y éstos no presentan tensión superficial a diferencia de los líquidos, que acostumbran a contraerse y a formar gotas estables.

Sí que se pueden observar a primera vista. Por ejemplo, los recipientes para contener gases han de estar cerrados herméticamente.

– Entre un líquido y un sólido, la diferencia principal sería que el sólido tiene forma definida y constante, cosa que no ocurre con el líquido, tal como se ha visto. Se pueden diferenciar fácilmente porque el líquido varía su forma cuando cambia de recipiente.

3. *Gaseosos*: oxígeno, vapor de agua, dióxido de carbono.

Líquidos: agua, aceite, alcohol etílico.

Sólidos: plástico, vidrio, hierro.

4. No permanecerá en un estado si cambia bastante la temperatura como para producir un cambio de estado.

El agua a temperatura ambiente se encuentra en estado líquido, pero si se modifica la temperatura por encima de 100 °C o por bajo de 0 °C podemos encontrarla como vapor de agua o como hielo, respectivamente.

5. *Respuesta sugerida*:

El plasma es un cuarto estado de agregación de la materia que sólo se alcanza en determinadas condiciones, ya que es muy inestable y difícil de obtener.

Es un estado de agregación en el que la materia se encuentra formada por núcleos atómicos y por electrones, separados entre ellos. La materia está totalmente ionizada.

El hecho de que existan cargas positivas y negativas en movimiento produce una fuerte interacción entre ellas, lo cual da al estado del plasma unas características particulares, entre las que destacan:

- Estado poco común en la Tierra y muy común en las estrellas.
- Carácter gelatinoso.
- Difícil de obtener e inestable.
- Manejo muy complicado.
- Depende de la cohesión entre núcleos atómicos y electrones.

2. TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR DE LA MATERIA (pág. 97)

6. • En los sólidos, las partículas están muy próximas entre ellas y en posición de equilibrio, de modo que es

difícil que se desplacen las unas respecto de las otras, y el espacio que ocupan no se puede reducir.

En los líquidos, aunque las partículas no ocupan posiciones fijas, también están muy próximas y no hay espacio que se pueda reducir entre ellas al comprimirlos.

- En los gases, las partículas están muy alejadas las unas de las otras; esto permite comprimirlos, reduciendo el volumen entre partículas, y expandirlos, aumentando este volumen.
- En los líquidos y los gases unas partículas se pueden mover respecto de las otras, lo que les permite resbalar unas por encima de otras o por encima de la superficie del recipiente que las contiene. Esto no es posible en los sólidos, ya que las partículas ocupan lugares fijos.
- Dado que las partículas de los líquidos y los gases no ocupan posiciones fijas, pueden variar su posición para adaptarse a la forma del recipiente.
- La densidad de los gases es muy inferior a la de los líquidos y los sólidos, ya que hay mucho volumen entre sus partículas.

La densidad de los líquidos acostumbra a ser un poco menor que la de los sólidos, porque sus partículas están un poco más separadas entre ellas, lo que permite que resbalen unas por encima de otras.

- Las partículas de los gases se mueven constantemente y en cualquier dirección y pueden abandonar el recipiente si no es hermético. En cambio, las partículas de los sólidos y los líquidos no se separan las unas de las otras y no se pueden escapar en recipientes abiertos.

$$7. \quad d(\text{gases}) \ll d(\text{líquidos}) < d(\text{sólidos})$$

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Podemos ver que una mínima masa de una sustancia, en general, ocupará un volumen mayor en estado gaseoso que en estado líquido o sólido.

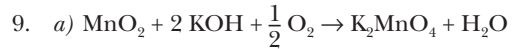
Si tenemos la misma masa, tendremos el mismo número de moléculas, de modo que si ocupan un volumen mayor será porque las distancias entre ellas en estado gaseoso son más grandes que en líquidos y en sólidos.

Por el mismo motivo, y tal como enuncia la teoría cinético-molecular, cuanto mayor es la distancia, más pequeñas son las fuerzas de atracción que existen entre las moléculas, y menos rígida es la posición que éstas ocupan, lo cual da lugar a las características de compresibilidad de los gases (ya que hay un gran espacio entre las moléculas), a la forma rígida y definida que presentan los sólidos (ya que sus moléculas están sometidas a grandes fuerzas de atracción y tienen poca libertad de movimiento), el hecho de que los sólidos sean prácticamente

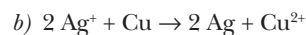
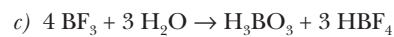
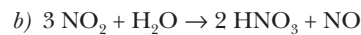
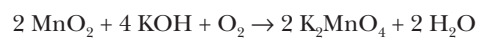
incompresibles (ya que hay muy poco espacio entre moléculas) y el hecho de que las moléculas de los líquidos posean una cierta libertad (porque la intensidad de las fuerzas atractivas es moderada).

- Al calentarse los neumáticos, aumenta también la temperatura de las partículas de aire de su interior. Por este motivo, las partículas se mueven más rápidamente, el número de choques con las paredes aumenta y, además, estos choques son más energéticos. Así, pues, la presión en el interior del neumático aumenta por este doble motivo.

3. ECUACIONES QUÍMICAS (pág. 99)



O también:

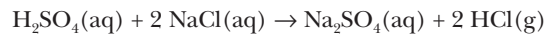


4. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

(págs. 101, 103, 105, 106 y 107)

- Datos: 46,0 g NaCl

Ecuación ajustada:



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

$$M_r(\text{HCl}) = 1,008 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 36,458 \text{ u}$$

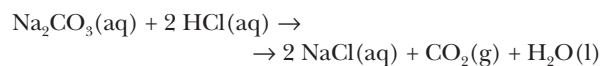
$$m(\text{HCl}) = 46,0 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{2 \text{ mol NaCl}}$$

$$\cdot \frac{36,458 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 28,70 \text{ g HCl}$$

Se pueden obtener **28,70 g** de HCl.

- Datos: 15,0 g Na₂CO₃

Ecuación ajustada:



$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot 22,99 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 105,99 \text{ u}$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 12,01 \text{ u} + 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 44,01 \text{ u}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

Calculamos la masa de CO₂ que se obtiene:

$$m(\text{CO}_2) = 15,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,99 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 6,23 \text{ g CO}_2$$

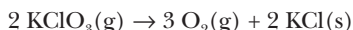
Calculamos la masa de H₂O que se obtiene:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 15,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,99 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{18,016 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,55 \text{ g H}_2\text{O}$$

Se obtienen **6,23 g** de CO₂ y **2,55 g** de H₂O.

13. *Datos:* 8,0 g O₂

Ecuación ajustada:



$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 122,55 \text{ u}$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 32,00 \text{ u}$$

Calculamos la masa de KClO₃ que se descompone:

$$m(\text{KClO}_3) = 8,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{122,55 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = 20,43 \text{ g KClO}_3$$

Se descompondrán **20,43 g** de KClO₃.

14. *Datos:* 100,0 g CaCO₃

Ecuación ajustada:



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

Calculamos el volumen de CO₂ que se forma en condiciones normales:

$$100,0 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 22,38 \text{ L CO}_2$$

$$b) M_r(\text{CaCl}_2) = 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 35,45 \text{ u} = 110,98 \text{ u}$$

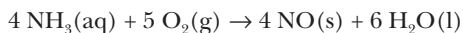
Calculamos la masa de CaCl₂ que se obtiene:

$$100,0 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{110,98 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 110,88 \text{ g CaCl}_2$$

Se obtienen **22,38 L** de CO₂ y **110,88 g** de CaCl₂.

15. *Datos:* 60,0 g NO

Ecuación ajustada:



$$a) M_r(\text{NO}) = 14,01 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 30,01 \text{ u}$$

Calculamos el volumen de O₂ necesario en condiciones normales:

$$60,0 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,01 \text{ g NO}} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol NO}} \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 55,98 \text{ L O}_2$$

$$b) M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

Calculamos el volumen de agua producida:

$$60,0 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,01 \text{ g NO}} \cdot \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{4 \text{ mol NO}} \cdot \frac{18,016 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 54,03 \text{ g H}_2\text{O}$$

Se necesitan **55,98 L** de O₂ y se producen **54,03 g** de H₂O.

16. *Datos:* 5,0 g KClO₃

Ecuación ajustada:



$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 122,55 \text{ u}$$

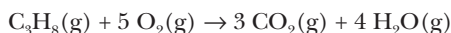
Calculamos el volumen de O₂ producido en condiciones normales:

$$5,0 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 1,37 \text{ L O}_2$$

Se producen **1,37 L** de O₂.

17. *Datos:* 50,0 L CO₂ P = 740 mm Hg t = 25 °C

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de CO₂ obtenidos a partir de la ecuación de estado:

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

$$P = 740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,97 \text{ atm} \cdot 50,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}} = 1,98 \text{ mol CO}_2$$

Calculamos la masa de propano que debe quemarse para producir 1,98 mol de CO₂:

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12,01 \text{ u} + 8 \cdot 1,008 \text{ u} = 44,094 \text{ u}$$

$$1,98 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{3 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{44,094 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 29,10 \text{ g C}_3\text{H}_8$$

Deberán quemarse **29,10 g** de C₃H₈.

18. *Datos:* 100,0 g NO₂ P = 750 mm Hg t = 20 °C

Ecuación ajustada: N₂(g) + 2 O₂(g) → 2 NO₂(g)

Calculamos primero los moles de N₂ necesarios:

$$M_r(\text{NO}_2) = 14,01 + 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 46,01 \text{ u}$$

$$100,0 \text{ g NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{46,01 \text{ g NO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NO}_2} = 1,09 \text{ mol N}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 1,09 mol de N_2 necesarios, aplicando la ecuación de estado:

$$T = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

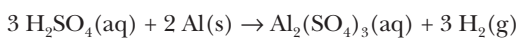
$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{1,09 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}}{0,99 \text{ atm}} = 26,45 \text{ L } N_2$$

Se necesitan **26,45 L** de N_2 .

19. *Datos:* 2,0 L H_2 $P = 740 \text{ mm Hg}$ $t = 30 \text{ }^\circ\text{C}$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de H_2 obtenidos aplicando la ecuación de estado:

$$T = 30 + 273 = 303 \text{ K}$$

$$P = 740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,97 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 303 \text{ K}} = 7,81 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2$$

Calculamos la masa de Al que debe reaccionar para producir esta cantidad de H_2 :

$$A_r(\text{Al}) = 26,98 \text{ u}$$

$$7,81 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{26,98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 1,40 \text{ g Al}$$

Deben reaccionar **1,40 g** de Al.

20. *Datos:* $\%(\text{HNO}_3) = 33,50 \%$ \Rightarrow $\%(\text{H}_2\text{O}) = 66,50 \%$

$$d = 1,200 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

Calculamos los moles de cada componente en 100 g de disolución:

$$M_r(\text{HNO}_3) = 1,008 \text{ u} + 14,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 63,018 \text{ u}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

$$n(\text{HNO}_3) = 100 \text{ g disolución} \cdot \frac{33,50 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,018 \text{ g HNO}_3} = 0,532 \text{ mol HNO}_3$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g disolución} \cdot \frac{66,50 \text{ g H}_2\text{O}}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,016 \text{ g H}_2\text{O}} = 3,691 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Calculamos el volumen de 100 g de disolución a partir de la densidad:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,200 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}} = 83,33 \text{ mL}$$

Calculamos la molaridad, la molalidad y la fracción molar del HNO_3 :

$$M = \frac{\text{mol componente}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{0,532 \text{ mol HNO}_3}{83,33 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 6,384 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$m = \frac{\text{mol componente}}{\text{kg disolvente}} \cdot \frac{0,532 \text{ mol HNO}_3}{66,50 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 8,000 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\chi(\text{HNO}_3) = \frac{n(\text{HNO}_3)}{n_T} \cdot \frac{n(\text{HNO}_3)}{n(\text{HNO}_3) + n(\text{H}_2\text{O})}$$

$$\chi(\text{HNO}_3) = \frac{0,532 \text{ mol}}{0,532 \text{ mol} + 3,691 \text{ mol}} = 0,126$$

La disolución es **6,384 M**, o bien, **8,000 m**. La fracción molar del HNO_3 es **0,126**.

21. *Datos:* $\%(\text{NiSO}_4) = 6 \%$ $d = 1,06 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Calculamos la molaridad:

$$M_r(\text{NiSO}_4) = 58,69 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 154,76 \text{ u}$$

$$M = \frac{\text{mol componente}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{6 \text{ g NiSO}_4}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol NiSO}_4}{154,76 \text{ g NiSO}_4} \cdot \frac{1,06 \text{ g disol}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,41 \text{ M}$$

La disolución es **0,41 M**.

22. *Datos:* $M_1 = 2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $V_2 = 150 \text{ mL}$

$$M_2 = 0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Teniendo en cuenta que el número de moles de NaOH no varía de una disolución a otra, calculamos el volumen de la nueva disolución:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

$$V_1 = \frac{V_2 \cdot M_2}{M_1} = \frac{0,150 \text{ mL} \cdot 0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 60 \text{ mL}$$

Se necesita un volumen de **60 mL**.

23. *Datos:* $V = 50,0 \text{ mL}$ $d = 1,1 \text{ kg/L}$

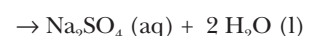
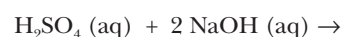
Riqueza: 15 % en masa

La riqueza nos indica que en 100 mL de disolución hay 15 g de ácido sulfúrico.

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 98,086 \text{ u}$$

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 22,99 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 142,05 \text{ u}$$

Formulamos y ajustamos la ecuación correspondiente:



Procedemos de la manera habitual, con factores de conversión.

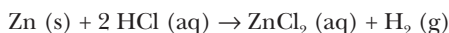
$$0,050 \text{ L dis. H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1100 \text{ g dis. H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis. H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{15 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g dis. H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,068 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{142,05 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 11,95 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

Se obtendrán **11,95 g de Na₂SO₄**.

24. Datos: V = 40,0 mL d = 1,09 g/mL
Riqueza: 18 % (masa)

$$M_r(\text{HCl}) = 1,008 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 36,458 \text{ u}$$

La reacción ajustada es:



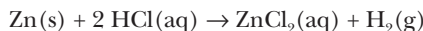
Utilizando los factores de conversión:

$$0,040 \text{ L dis. HCl} \cdot \frac{1090 \text{ g dis. HCl}}{1 \text{ L dis. HCl}} \cdot \frac{18 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dis. HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,458 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 2,41 \text{ L H}_2$$

Se obtendrán **2,41 L** de hidrógeno.

25. Datos: 20,0 g Zn del 85 % de pureza

Ecuación ajustada:



Calculamos el volumen de H₂(g) que se obtiene en condiciones normales:

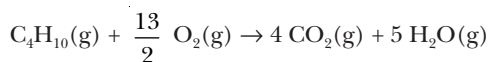
$$A_r(\text{Zn}) = 65,39 \text{ u}$$

$$20,0 \text{ g Zn impuro} \cdot \frac{85 \text{ g Zn puro}}{100 \text{ g Zn impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,39 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 5,82 \text{ L H}_2$$

Se obtendrán **5,82 L** de H₂ en condiciones normales.

26. Datos: Aire: 21% O₂ 100,0 g C₄H₁₀

Ecuación ajustada:



Calculamos el volumen de O₂(g) necesario, medido en condiciones normales:

$$M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12,01 \text{ u} + 10 \cdot 1,008 \text{ u} = 58,12 \text{ u}$$

$$100,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,12 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{\frac{13}{2} \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 250,52 \text{ L O}_2$$

Calculamos el volumen de aire necesario para contener 250,52 L de O₂:

$$V(\text{aire}) = 250,52 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} = 1192,95 \text{ L aire}$$

Se necesitan **1 192,95 L** de aire.

27. Datos: 6,5 g NaHCO₃ impurezas de Na₂SO₄
0,80 L CO₂ P = 760 mm Hg t = 22 °C

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de CO₂ obtenidos utilizando la ecuación de estado:

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

$$P = 760 \text{ mm Hg} = 1 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,80 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 295 \text{ K}} = 3,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol CO}_2$$

Calculamos la masa inicial de NaHCO₃ a partir del CO₂ obtenido en la reacción:

$$M_r(\text{NaHCO}_3) = 22,99 \text{ u} + 1,008 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 84,008 \text{ u}$$

$$3,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2}$$

$$\frac{84,008 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} = 2,78 \text{ g NaHCO}_3$$

Calculamos el porcentaje de NaHCO₃ presente en la muestra:

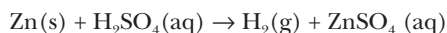
$$\% \text{ NaHCO}_3 = \frac{\text{masa NaHCO}_3}{\text{masa muestra}} \cdot 100 = \frac{2,78 \text{ g}}{6,5 \text{ g}} \cdot 100 = 42,77 \%$$

El porcentaje de riqueza de NaHCO₃ en la muestra es el **42,77 %**.

28. Datos: 5,0 g aleación Cu y Zn

$$0,324 \text{ L H}_2 \quad P = 750 \text{ mm Hg} \quad t = 20 \text{ °C}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de H₂ que se han desprendido, utilizando la ecuación de estado:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

$$T = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,99 \text{ atm} \cdot 0,324 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 1,34 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_2$$

Calculamos la masa de Zn que debe haber reaccionado para obtener el H₂ desprendido:

$$A_r(\text{Zn}) = 65,39 \text{ u}$$

$$1,34 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{65,39 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 0,88 \text{ g Zn}$$

Con este dato, calculamos la masa de cobre que había en la aleación inicial:

$$m(\text{Cu}) = m(\text{aleación}) - m(\text{Zn})$$

$$m(\text{Cu}) = 5,0 \text{ g} - 0,88 \text{ g} = 4,12 \text{ g Cu}$$

Calculamos el porcentaje de Cu en la aleación:

$$\% \text{ Cu} = \frac{4,12 \text{ g Cu}}{5,0 \text{ g}} \cdot 100 = 82,4 \%$$

El porcentaje en cobre es el **82,4 %**.

29. Datos: 7,6 g Fe 9,5 g S

Ecuación ajustada: $\text{Fe(s)} + \text{S(s)} \rightarrow \text{FeS(s)}$

Calculamos el número de moles iniciales de cada reactivo:

$$A_r(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$$

$$n(\text{Fe}) = 7,6 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} = 0,14 \text{ mol Fe}$$

$$A_r(\text{S}) = 32,07 \text{ u}$$

$$n(\text{S}) = 9,5 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,07 \text{ g S}} = 0,30 \text{ mol de S}$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen 0,14 mol de Fe se necesitan:

$$0,14 \text{ mol Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Fe}} = 0,14 \text{ mol S}$$

Como disponemos de 0,30 mol S, el reactivo limitante es el Fe. Calculamos, pues, la masa de FeS que se obtendrá, tomando como referencia la cantidad inicial de Fe:

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

$$0,14 \text{ mol Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{87,92 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} = 11,96 \text{ g FeS}$$

Calculamos la masa de S que reaccionará con el reactivo limitante:

$$0,14 \text{ mol Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{32,07 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 4,36 \text{ g S}$$

Calculamos el exceso de S por diferencia con la masa total de S presente:

$$9,5 \text{ g S} - 4,36 \text{ g S} = 5,14 \text{ g S}$$

Se pueden obtener **11,96 g** de FeS y quedará un exceso de **5,14 g** de S sin reaccionar.

30. Datos: 0,74 g O₃ 0,67 g NO

Ecuación ajustada: $\text{O}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{O}_2 + \text{NO}_2$

Calculamos el número de moles de cada reactivo:

$$M_r(\text{O}_3) = 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 48,00 \text{ u}$$

$$n(\text{O}_3) = 0,74 \text{ g O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_3}{48,00 \text{ g O}_3} = 1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_3$$

$$M_r(\text{NO}) = 14,01 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 30,01 \text{ u}$$

$$n(\text{NO}) = 0,67 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,01 \text{ g NO}} =$$

$$= 2,23 \cdot 10^{-2} \text{ mol NO}$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen $1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_3$ se necesitan:

$$1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol O}_3} = 1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol NO}$$

Como disponemos de $2,23 \cdot 10^{-2} \text{ mol NO}$, el reactivo limitante es el O₃. Calculamos, pues, la masa de NO₂ que se produce tomando como referencia la cantidad inicial de O₃:

$$M_r(\text{NO}_2) = 14,01 + 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 46,01 \text{ u}$$

$$1,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol O}_3} \cdot \frac{46,01 \text{ g NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} =$$

$$= 0,71 \text{ g NO}_2$$

Se producen **0,71 g** de NO₂.

6. REACCIONES SIMULTÁNEAS Y REACCIONES CONSECUTIVAS (pág. 110)

31. Datos: 1,0 g H₂ 2,12 g NH₃

Ecuación ajustada: $3 \text{ H}_2(\text{g}) + 2 \text{ N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ NH}_3(\text{g})$

Calculamos primero la masa teórica de NH₃ que se debería obtener a partir de 1,0 g de H₂.

$$M_r(\text{H}_2) = 2 \cdot 1,008 = 2,016 \text{ u}$$

$$M_r(\text{NH}_3) = 14,01 + 3 \cdot 1,008 = 17,034 \text{ u}$$

$$1,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,018 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{17,034 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} =$$

$$= 5,63 \text{ g NH}_3$$

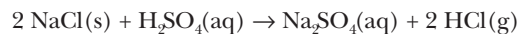
Calculamos el rendimiento de la reacción:

$$\text{Rend} = \frac{m_{\text{real}}}{m_{\text{teor}}} \cdot 100 = \frac{2,12 \text{ g NH}_3}{5,63 \text{ g NH}_3} \cdot 100 = 37,7 \%$$

El rendimiento de la reacción es del **37,7 %**.

32. Datos: 100,0 g NaCl al 90 % 20 L HCl(g)

Ecuación ajustada:



Calculamos primero el volumen de HCl que se obtendría en condiciones normales:

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

$$100,0 \text{ g NaCl imp.} \cdot \frac{90 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g NaCl impur.}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}}$$

$$\cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{2 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 34,50 \text{ L HCl}$$

Calculamos el rendimiento de la reacción, sabiendo que se obtuvieron 20,0 L HCl:

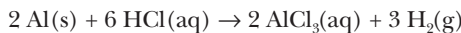
$$\text{Rend} = \frac{V_{\text{real}}}{V_{\text{teor}}} \cdot 100 = \frac{20,0 \text{ L HCl}}{34,50 \text{ L HCl}} \cdot 100 = 58 \%$$

Pueden obtenerse teóricamente **34,50 L** de HCl, aunque el rendimiento de la reacción es del **58 %**.

33. *Datos:* 114,0 g Al Rendimiento 85 %

$$P = 742 \text{ mm Hg} \quad t = 22 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos los moles de $\text{H}_2\text{(g)}$ que se obtienen, teniendo en cuenta el rendimiento de la reacción:

$$A_r(\text{Al}) = 26,98 \text{ u}$$

$$114,0 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{85}{100} = 5,39 \text{ mol H}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 5,39 mol de H_2 obtenidos, utilizando la ecuación de estado:

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

$$P = 742 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,98 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{5,39 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 295 \text{ K}}{0,98 \text{ atm}} = 133,05 \text{ L H}_2$$

Se obtienen **133,05 L** de H_2 .

34. *Datos:* 38,0 g KClO_3 Rendimiento: 90 %

$$P = 750 \text{ mm Hg} \quad t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos los moles de $\text{O}_2\text{(g)}$ que se obtienen, teniendo en cuenta el rendimiento de la reacción:

$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 122,55 \text{ u}$$

$$38,0 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3}$$

$$\cdot \frac{90}{100} = 0,42 \text{ mol O}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 0,42 mol O_2 recogidos utilizando la ecuación de estado:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

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

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0,42 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,99 \text{ atm}} = 10,37 \text{ L O}_2$$

Pueden recogerse **10,37 L** de oxígeno.

35. *Datos:* 4,00 g KClO_3 y KClO_4 2,40 g KCl

Ecuaciones ajustadas:



Llamamos x e y , respectivamente, a las masas de KClO_3 y KClO_4 presentes en la mezcla inicial.

De manera que: $x + y = 4,00$

Calculamos la masa de KCl que se obtiene a partir de la descomposición de cada compuesto:

$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 122,55 \text{ u}$$

$$M_r(\text{KClO}_4) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 138,55 \text{ u}$$

$$M_r(\text{KCl}) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 74,55 \text{ u}$$

$$x \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol KCl}}{2 \text{ mol KClO}_3}$$

$$\cdot \frac{74,55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0,608 \cdot x \text{ g KCl}$$

$$y \text{ g KClO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_4}{138,55 \text{ g KClO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol KClO}_4}$$

$$\cdot \frac{74,55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0,538 \cdot y \text{ g KCl}$$

De manera que: $0,608 \cdot x + 0,538 \cdot y = 2,40$

Con las dos ecuaciones formamos el sistema:

$$\begin{cases} x + y = 4,00 \\ 0,608 \cdot x + 0,538 \cdot y = 2,40 \end{cases}$$

cuyas soluciones son: $\begin{cases} x = 3,543 \\ y = 0,457 \end{cases}$

Por tanto, la mezcla está formada por 3,543 g de KClO_3 y 0,457 g de KClO_4 .

Con estos datos, calculamos el porcentaje de cada compuesto en la mezcla inicial:

$$\% \text{ KClO}_3 = \frac{m(\text{KClO}_3)}{m_T} \cdot 100 = \frac{3,543 \text{ g}}{4,0 \text{ g}} \cdot 100 = 88,58 \%$$

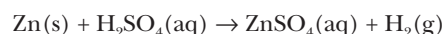
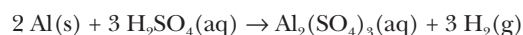
$$\% \text{ KClO}_4 = \frac{m(\text{KClO}_4)}{m_T} \cdot 100 = \frac{0,457 \text{ g}}{4,0 \text{ g}} \cdot 100 = 11,43 \%$$

La mezcla está formada por un **88,58 % de KClO_3** y un **11,43 % de KClO_4** .

36. *Datos:* 0,156 g Al y Zn 0,114 L H_2

$$P = 725 \text{ mm Hg} \quad t = 27 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ecuaciones ajustadas:



Calculamos el número total de moles de $H_2(g)$ obtenidos, utilizando la ecuación de estado:

$$P = 725 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,95 \text{ atm}$$

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

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,95 \text{ atm} \cdot 0,114 \text{ L}}{0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}} = 4,40 \cdot 10^{-3} \text{ mol } H_2$$

Llamamos x e y , respectivamente, a las masas de Al y Zn presentes en la mezcla inicial.

$$\text{De manera que: } x + y = 0,156$$

Calculamos el número de moles de H_2 que se desprenden en cada reacción:

$$A_r(\text{Al}) = 26,98 \text{ u}$$

$$A_r(\text{Zn}) = 65,39 \text{ u}$$

$$x \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol Al}} = 5,56 \cdot 10^{-2} x \text{ mol } H_2$$

$$y \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,39 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol Zn}} = 1,53 \cdot 10^{-2} y \text{ mol } H_2$$

$$\text{De manera que: } 5,56 \cdot 10^{-2} x + 1,53 \cdot 10^{-2} y = 4,40 \cdot 10^{-3}$$

Con las dos ecuaciones formamos el sistema:

$$\begin{cases} x + y = 0,156 \\ 5,56 \cdot 10^{-2} x + 1,53 \cdot 10^{-2} y = 4,40 \cdot 10^{-3} \end{cases}$$

$$\text{cuyas soluciones son: } \begin{cases} x = 0,050 \\ y = 0,106 \end{cases}$$

Por tanto, la mezcla está formada por 0,050 g de Al y 0,106 g de Zn.

Con estos datos calculamos el porcentaje de cada metal en la mezcla inicial:

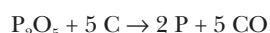
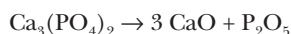
$$\% \text{ Al} = \frac{m(\text{Al})}{m_T} \cdot 100 = \frac{0,050 \text{ g}}{0,156 \text{ g}} \cdot 100 = 32,05 \%$$

$$\% \text{ Zn} = \frac{m(\text{Zn})}{m_T} \cdot 100 = \frac{0,106 \text{ g}}{0,156 \text{ g}} \cdot 100 = 67,95 \%$$

La muestra está formada por un **32,05 % de Al** y un **67,95 % de Zn**.

37. *Datos:* 2 000 g $Ca_3(PO_4)_2$ Rendimiento: 65 %

Ecuaciones ajustadas:



Calculamos la masa de P que puede obtenerse, teniendo en cuenta el rendimiento del proceso:

$$M_r[Ca_3(PO_4)_2] = 3 \cdot 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 30,97 \text{ u} + 8 \cdot 16,00 \text{ u} = 310,18 \text{ u}$$

$$M_r(P) = 30,97 \text{ u}$$

$$2000 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}{310,18 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } P_2O_5}{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{2 \text{ mol P}}{1 \text{ mol } P_2O_5} \cdot \frac{30,97 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} \cdot \frac{65 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 259,60 \text{ g P}$$

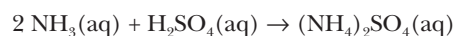
Pueden obtenerse **259,60 g** de fósforo.

RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 113)

38. *Datos:* Disol NH_3 18 % ($\frac{m}{m}$) $d = 0,93 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

$$30,0 \text{ g } (NH_4)_2SO_4$$

Ecuación ajustada:



$$M_r[(NH_4)_2SO_4] = 2 \cdot 14,01 \text{ u} + 8 \cdot 1,008 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 132,154 \text{ u}$$

$$M_r(NH_3) = 14,01 \text{ u} + 3 \cdot 1,008 \text{ u} = 17,034 \text{ u}$$

$$30,0 \text{ g } (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4}{132,154 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}$$

$$\cdot \frac{2 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4} \cdot \frac{17,034 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{100 \text{ g dis}}{18 \text{ g NH}}$$

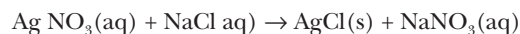
$$\cdot \frac{1 \text{ mol dis}}{0,93 \text{ g dis}} = 46,20 \text{ mL disolución}$$

Hacen falta **46,20 mL** de disolución.

39. *Datos:* $AgNO_3$ 0,1 M 100 mL dis. NaCl

$$0,718 \text{ g AgCl}$$

Ecuación ajustada:



Como tenemos exceso de $AgNO_3$, el reactivo limitante es el NaCl. De manera que todo el $AgCl$ formado procede de la disolución de NaCl.

Calculamos los moles NaCl que han reaccionado:

$$M_r(AgCl) = 107,9 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 143,35 \text{ u}$$

$$0,718 \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,35 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol AgCl}} =$$

$$= 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaCl}$$

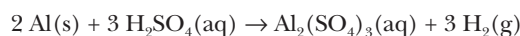
Conocidos el número de moles y el volumen, podemos calcular la molaridad:

$$M(\text{NaCl}) = \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaCl}}{100 \text{ mL dis}} \cdot \frac{100 \text{ mL dis}}{1 \text{ L dis}} = 0,05$$

La disolución es **0,05 M**.

40. *Datos:* 6,0 g Al 50 mL dis H_2SO_4 0,6 M

Ecuación ajustada:



a) Calculamos los moles de cada reactivo:

$$A_r(\text{Al}) = 26,98 \text{ u}$$

$$6,0 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} = 0,22 \text{ mol Al}$$

$$50 \text{ mL dis H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L dis}}{1000 \text{ mL dis}} \cdot \frac{0,6 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis}} = 0,03 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen 0,03 mol de H₂SO₄ se necesitan:

$$0,03 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,02 \text{ mol Al}$$

Como disponemos de 0,22 mol Al, **el reactivo limitante es el H₂SO₄**.

b) Calculamos el volumen de H₂ en condiciones normales a partir del H₂SO₄:

$$0,03 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,672 \text{ L H}_2$$

Calculamos la masa de Al₂(SO₄)₃ partiendo también del H₂SO₄:

$$M_r[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot 26,98 \text{ u} + 3 \cdot 32,07 + 12 \cdot 16,00 = 342,17 \text{ u}$$

$$0,05 \text{ L dis H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0,6 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{342,17 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 3,42 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

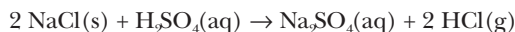
Se formarán **0,672 L** de H₂ (en c.n.) y **3,42 g** de Al₂(SO₄)₃.

41. Datos: 20,0 g NaCl comercial

$$\text{dis H}_2\text{SO}_4 \text{ 70,82 \% } \left(\frac{\text{m}}{\text{m}}\right) \quad d = 1,62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$6,0 \text{ L HCl} \quad P = 750 \text{ mm Hg} \quad t = 18 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de HCl utilizando la ecuación de estado:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

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

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,99 \text{ atm} \cdot 6,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 291 \text{ K}} = 0,25 \text{ mol HCl}$$

Calculamos la masa de NaCl puro que debe reaccionar para producir 0,25 mol HCl.

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

$$0,25 \text{ mol HCl} \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{58,44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} =$$

$$= 14,61 \text{ g NaCl}$$

Calculamos la pureza del NaCl comercial:

$$\text{Pureza} = \frac{m(\text{NaCl})}{m_T} \cdot 100 = \frac{14,61 \text{ g}}{20,0 \text{ g}} \cdot 100 = 73,05 \%$$

A partir del HCl obtenido, calculamos el volumen de la disolución de H₂SO₄ consumido:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 98,086 \text{ u}$$

$$0,25 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{98,086 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot$$

$$\frac{100 \text{ g dis}}{70,82 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol dis}}{1,62 \text{ g dis}} = 10,69 \text{ mL}$$

La pureza de la muestra es del **73,05 %** y el volumen de disolución de H₂SO₄ consumido es de **10,69 mL**.

42. Datos: 2,50 g CaCO₃ P = 740 mm Hg t = 25 °C

$$\text{dis HCl 16\% } \left(\frac{\text{m}}{\text{m}}\right) \quad d = 1,170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ecuación ajustada:



a) Calculamos el número de moles de CO₂ obtenidos:

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

$$2,50 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol CO}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 2,50 · 10⁻² mol CO₂ a partir de la ecuación de estado:

$$P = 740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

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

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,97 \text{ atm}} = 0,63 \text{ L CO}_2$$

Se obtienen **0,63 L** de CO₂.

b) Calculamos el volumen de la disolución de HCl necesario para que reaccione totalmente el CaCO₃:

$$M_r(\text{HCl}) = 1,008 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 36,458 \text{ u}$$

$$2,50 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot$$

$$\frac{36,458 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disol}}{16 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL disol}}{1,170 \text{ g disol}} = 9,73 \text{ mL disol.}$$

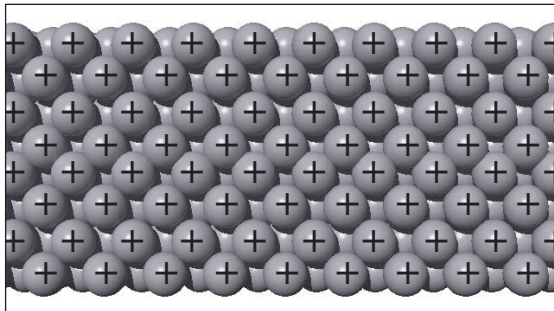
El volumen de HCl necesario es **9,73 mL**.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 114 y 115)

43. Un clavo de hierro se encuentra en estado sólido y, según la teoría cinético-molecular, los átomos de hierro ejercen entre ellos fuerzas atractivas de gran intensidad, de modo que su movilidad es prácticamente nula.

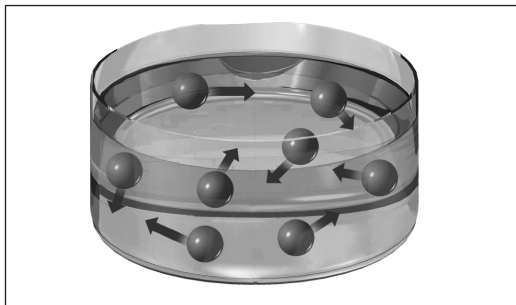
Formarán una estructura rígida y compacta, donde el espacio entre los átomos será muy pequeño.

Estructura de un sólido metálico.

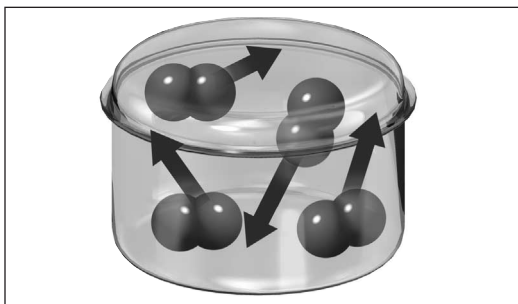


– En el caso del aceite, tenemos un líquido que, sin tener una forma fija, se adapta a la forma del recipiente porque las fuerzas de atracción entre las moléculas que lo forman son de una intensidad moderada y ello les permite un cierto grado de movilidad. Además, la energía cinética de sus moléculas será mayor que en un sólido.

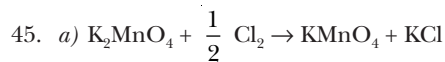
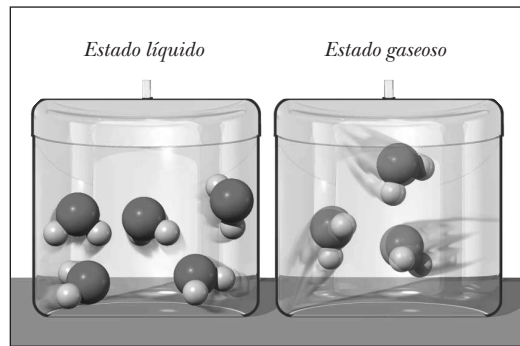
Las partículas pueden resbalar unas respecto de otras y el espacio entre ellas aún es pequeño, comparado con su tamaño.



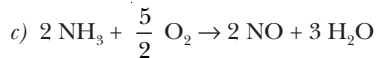
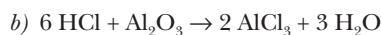
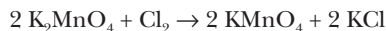
– En el caso del gas hidrógeno, las fuerzas atractivas entre sus átomos prácticamente no existen, y la distancia entre ellas es muy grande, comparada con su tamaño. Los átomos tienen, pues, total libertad para moverse dentro del recipiente.



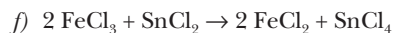
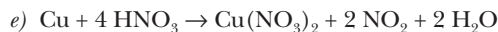
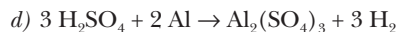
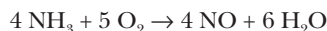
44.



O también:

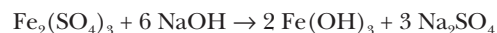


O también:



46. Datos: 34,0 g $Fe_2(SO_4)_3$

Ecuación ajustada:



$$M_r[Fe_2(SO_4)_3] = 2 \cdot 55,85 \text{ u} + 3 \cdot 32,07 \text{ u} +$$

$$+ 12 \cdot 16,00 \text{ u} = 399,91 \text{ u}$$

$$M_r[Fe(OH)_3] = 55,85 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} + 33 \cdot 1,008 \text{ u} =$$

$$= 106,87 \text{ u}$$

$$m(Fe(OH)_3) = 34,0 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } Fe_2(SO_4)_3}{399,91 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3} \cdot$$

$$\frac{2 \text{ mol } Fe(OH)_3}{1 \text{ mol } Fe_2(SO_4)_3} \cdot \frac{106,87 \text{ g } Fe(OH)_3}{1 \text{ mol } Fe(OH)_3} = 18,17 \text{ g } Fe(OH)_3$$

Se producen **18,17 g** de $Fe(OH)_3$.

47. Datos: 160,0 g SO_3

Ecuación ajustada: $2 SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 SO_3(g)$

$$M_r(SO_3) = 32,07 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 80,07 \text{ u}$$

$$M_r(SO_2) = 32,07 \text{ u} + 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 64,07 \text{ u}$$

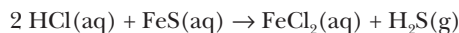
$$m(SO_2) = 160,0 \text{ g } SO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } SO_3}{80,07 \text{ g } SO_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } SO_2}{2 \text{ mol } SO_3} \cdot$$

$$\frac{64,07 \text{ g } SO_2}{1 \text{ mol } SO_2} = 128,03 \text{ g } SO_2$$

Se requieren **128,03 g** de SO_2 .

48. Datos: 10,0 g FeS Condiciones normales

Ecuación ajustada:



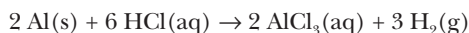
Calculamos el volumen de H_2S que se obtendrá en condiciones normales:

$$\begin{aligned} M_r(\text{FeS}) &= 55,85 \text{ u} + 32,07 \text{ u} = 87,92 \text{ u} \\ 10,0 \text{ g FeS} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}}{87,92 \text{ g FeS}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol FeS}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} &= \\ &= 2,55 \text{ L de H}_2\text{S} \end{aligned}$$

Se obtendrán **2,55 L** de H_2S .

49. Datos: 4,0 g Al Condiciones normales

Ecuación ajustada:



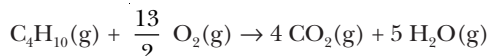
Calculamos el volumen de H_2 que se obtiene en condiciones normales:

$$\begin{aligned} A_r(\text{Al}) &= 26,98 \text{ u} \\ 4,0 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} &= \\ &= 4,98 \text{ L H}_2 \end{aligned}$$

Se obtienen **4,98 L** de H_2 .

50. Datos: $V = 100,0 \text{ L CO}_2$ $P = 740 \text{ mm Hg}$ $t = 25^\circ \text{C}$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de CO_2 que se han obtenido utilizando la ecuación de estado:

$$P = 740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

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

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,97 \text{ atm} \cdot 100,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}} = 3,97 \text{ mol CO}_2$$

Calculamos la masa de butano que debe quemarse para obtener 3,97 mol de CO_2 :

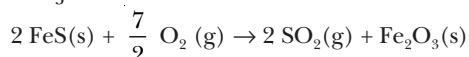
$$M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12,01 \text{ u} + 10 \cdot 1,008 \text{ u} = 58,12 \text{ u}$$

$$\begin{aligned} 3,97 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{4 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{58,12 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} &= \\ &= 57,68 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \end{aligned}$$

Deben quemarse **57,68 g** de butano.

51. Datos: 40,0 L SO_2 $P = 740 \text{ mm Hg}$ $t = 400^\circ \text{C}$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de SO_2 que se han producido, utilizando la ecuación de estado:

$$P = 740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

$$T = 400 + 273 = 673 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,97 \text{ atm} \cdot 40,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 673 \text{ K}} = 0,70 \text{ mol SO}_2$$

Calculamos la masa de FeS que reaccionó para producir 0,70 mol de SO_2 :

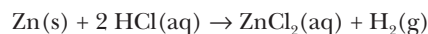
$$M_r(\text{FeS}) = 55,87 \text{ u} + 32,07 \text{ u} = 87,92 \text{ u}$$

$$\begin{aligned} 0,70 \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol FeS}}{2 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{87,92 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} &= \\ &= 61,54 \text{ g FeS} \end{aligned}$$

Reaccionaron **61,54 g** de FeS.

52. Datos: 15,0 g Zn $P = 750 \text{ mm Hg}$ $t = 25^\circ \text{C}$

Ecuación ajustada:



Calculamos los moles de H_2 que pueden obtenerse:

$$A_r(\text{Zn}) = 65,39 \text{ u}$$

$$15,0 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,39 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,23 \text{ mol H}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 0,23 mol de H_2 obtenidos, utilizando la ecuación de estado:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

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

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0,23 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,99 \text{ atm}} = 5,68 \text{ L H}_2$$

Se pueden obtener **5,68 L** de H_2 .

53. Datos: 40,0 g KClO_3 $P = 750 \text{ mm Hg}$ $t = 25^\circ \text{C}$

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de O_2 que se producen por descomposición del KClO_3 :

$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 122,55 \text{ u}$$

$$\begin{aligned} 40,0 \text{ KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,55 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} &= \\ &= 0,49 \text{ mol O}_2 \end{aligned}$$

Calculamos el volumen que ocupan los 0,49 mol de O_2 , utilizando la ecuación de estado:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,99 \text{ atm}$$

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

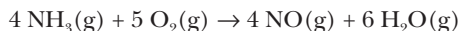
$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0,49 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,99 \text{ atm}} = 12,09 \text{ L O}_2$$

Se producen **12,09 L** de O₂.

54. *Datos:* 200,0 g NO P = 2,0 atm t = 300 °C

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de O₂ necesarios para obtener 200,0 g de NO:

$$M_r(\text{NO}) = 14,01 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 30,01 \text{ u}$$

$$200,0 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,01 \text{ g NO}} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol NO}} = 8,33 \text{ mol O}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 8,33 mol de O₂, utilizando la ecuación de estado:

$$P = 2,0 \text{ atm}$$

$$T = 300 + 273 = 573 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

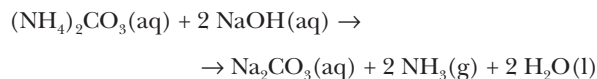
$$V = \frac{8,33 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 573 \text{ K}}{2,0 \text{ atm}} = 195,70 \text{ L O}_2$$

Se necesitan **195,70 L** de O₂.

55. *Datos:* 3,2 g (NH₄)₂CO₃ Rendimiento 80 %

$$P = 720 \text{ mm Hg} \quad t = 43 \text{ °C}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos los moles de NH₃ que se obtendrán, teniendo en cuenta el rendimiento de la reacción:

$$M_r[(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3] = 2 \cdot 14,01 \text{ u} + 8 \cdot 1,008 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u} = 96,094 \text{ u}$$

$$3,2 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3}{96,094 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3}$$

$$\cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3} \cdot \frac{80}{100} = 5,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol NH}_3$$

Calculamos el volumen que ocupan los 5,33 · 10⁻² mol de NH₃, aplicando la ecuación de estado:

$$P = 720 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,95 \text{ atm}$$

$$T = 43 + 273 = 316 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

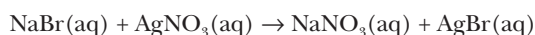
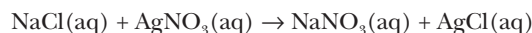
$$V = \frac{5,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 316 \text{ K}}{0,95 \text{ atm}} = 1,45 \text{ L NH}_3$$

Se producirán **1,45 L** de NH₃.

56. *Datos:* 0,756 g NaCl y NaBr

$$1,617 \text{ g AgCl y AgBr}$$

Ecuaciones ajustadas:



Llamamos x e y, respectivamente, a las masas iniciales de NaCl y NaBr que hay en la mezcla.

$$\text{De manera que: } x + y = 0,756$$

Determinamos la masa de AgCl que se produce a partir de x g de NaCl:

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

$$M_r(\text{AgCl}) = 107,9 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 143,35 \text{ u}$$

$$\begin{aligned} x \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{143,35 \text{ AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = \\ = 2,453 x \text{ g AgCl} \end{aligned}$$

Determinamos la masa de AgBr que se produce a partir de y g de NaBr:

$$M_r(\text{NaBr}) = 22,99 \text{ u} + 79,90 \text{ u} = 102,89 \text{ u}$$

$$M_r(\text{AgBr}) = 107,9 \text{ u} + 79,90 \text{ u} = 187,80 \text{ u}$$

$$\begin{aligned} y \text{ g NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBr}}{102,89 \text{ g NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol NaBr}} \cdot \frac{187,80 \text{ AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = \\ = 1,825 y \text{ g AgBr} \end{aligned}$$

$$\text{De manera que: } 2,453 x + 1,834 y = 1,617$$

Con las dos ecuaciones formamos un sistema:

$$\begin{cases} x + y = 0,756 \\ 2,453 x + 1,834 y = 1,617 \end{cases}$$

$$\text{cuya solución es: } \begin{cases} x = 0,379 \\ y = 0,377 \end{cases}$$

Por tanto, la mezcla está formada por 0,379 g de NaCl y 0,377 g de NaBr.

Con estos datos, calculamos el porcentaje de cada compuesto en la mezcla inicial:

$$\% \text{ NaCl} = \frac{x}{m_{\text{mezcla}}} \cdot 100 = \frac{0,379 \text{ g}}{0,756 \text{ g}} \cdot 100 \approx 50 \%$$

$$\% \text{ NaBr} = \frac{y}{m_{\text{mezcla}}} \cdot 100 = \frac{0,377 \text{ g}}{0,756 \text{ g}} \cdot 100 \approx 50 \%$$

La composición inicial de la mezcla es **50 %** de NaCl y **50 %** de NaBr.

57. Datos: $V_1 = 40 \text{ mL}$ disolución Br^- $0,50 \text{ M}$

$V_2 = 25 \text{ mL}$ disolución Ag^+ $0,75 \text{ M}$

Ecuación ajustada: $\text{Br}^-(\text{aq}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{AgBr}(\text{s})$

Para determinar cuál es el reactivo limitante, calculamos el número de moles de cada especie presentes en la disolución final:

$$n_{\text{Br}^-} = 40 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,50 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,020 \text{ mol Br}^-$$

$$n_{\text{Ag}^+} = 25 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,75 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,019 \text{ mol Ag}^+$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen $0,019 \text{ mol Ag}^+$ se necesitan:

$$0,019 \text{ mol Ag}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol Br}^-}{1 \text{ mol Ag}^+} = 0,019 \text{ mol Br}^-$$

Como disponemos de $0,020 \text{ mol Br}^-$, el reactivo limitante es el Ag^+ . Para determinar su concentración, calculamos primero el volumen de la disolución final:

$$V_F = V_1 + V_2 = 40 \text{ mL} + 25 \text{ mL} = 65 \text{ mL}$$

Con este dato, calculamos la concentración de Ag^+ en la disolución final:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{n_{\text{Ag}^+}}{V_F} = \frac{0,019 \text{ mol}}{65 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,29 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos ahora la masa de AgBr que se produce, tomando como referencia la cantidad inicial de Ag^+ :

$$M_r(\text{AgBr}) = 107,9 \text{ u} + 79,90 \text{ u} = 187,80 \text{ u}$$

$$m_{\text{AgBr}} = 0,019 \text{ mol Ag}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol Ag}^+}$$

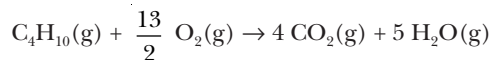
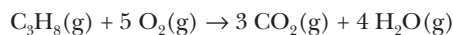
$$\frac{187,80 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = 3,52 \text{ g AgBr}$$

El reactivo limitante es el ion Ag^+ y su cantidad es de **0,019 mol**. La masa de AgBr que se precipita es de **3,52 g**.

58. Datos: $2,70 \text{ L C}_3\text{H}_8$ y C_4H_{10}

$72,85 \text{ L}$ aire del 21% de O_2

Ecuaciones ajustadas:



Llamamos x e y , respectivamente, a los volúmenes de C_3H_8 y de C_4H_{10} en la mezcla inicial.

De manera que: $x + y = 2,70$

Como todos los volúmenes están dados en condiciones normales, la relación volumétrica es la misma que la relación molar.

Determinamos el volumen de aire necesario para la combustión de los $x \text{ L}$ de C_3H_8 .

$$x \text{ L C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{5 \text{ L O}_2}{1 \text{ L C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} = 23,81 x \text{ L aire}$$

Determinamos el volumen de aire necesario para la combustión de los $y \text{ L}$ de C_4H_{10} :

$$y \text{ L C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{\frac{13}{2} \text{ L O}_2}{1 \text{ L C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} = 30,95 y \text{ L aire}$$

De manera que: $23,81 x + 30,95 y = 75,85$

Con las dos ecuaciones formamos un sistema:

$$\begin{cases} x + y = 2,70 \\ 23,81 x + 30,95 y = 75,85 \end{cases}$$

cuya solución es: $\begin{cases} x = 1,50 \\ y = 1,20 \end{cases}$

Por tanto, la mezcla está formada por $1,50 \text{ L}$ de C_3H_8 y $1,20 \text{ L}$ de C_4H_{10} .

A partir del volumen de cada gas, calculamos su masa y la masa total de la mezcla inicial:

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12,01 \text{ u} + 8 \cdot 1,008 \text{ u} = 44,094 \text{ u}$$

$$M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12,01 \text{ u} + 10 \cdot 1,008 \text{ u} = 58,120 \text{ u}$$

$$m_{\text{C}_3\text{H}_8} = 1,50 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \cdot \frac{44,094 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol}} = 2,953 \text{ g C}_3\text{H}_8$$

$$m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 1,20 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \cdot \frac{58,120 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol}} = 3,114 \text{ g C}_4\text{H}_{10}$$

$$m_T = m_{\text{C}_3\text{H}_8} + m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 2,953 \text{ g} + 3,114 \text{ g} = 6,067 \text{ g}$$

Con estos datos, calculamos el porcentaje en masas de cada gas en la mezcla inicial:

$$\% \text{ C}_3\text{H}_8 = \frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8}}{m_T} \cdot 100 = \frac{2,953 \text{ g}}{6,067 \text{ g}} \cdot 100 = 48,67 \%$$

$$\% \text{ C}_4\text{H}_{10} = \frac{m_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{m_T} \cdot 100 = \frac{3,114 \text{ g}}{6,067 \text{ g}} \cdot 100 = 51,33 \%$$

La mezcla está formada por un **48,67% de C_3H_8** y un **51,33% de C_4H_{10}** .

59. Datos: $5,0 \text{ g H}_2(\text{g})$ $5,0 \text{ g O}_2(\text{g})$

Ecuación ajustada: $2 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$

Calculamos el número de moles de cada reactivo:

$$M_r(\text{H}_2) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} = 2,016 \text{ u}$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 32,0 \text{ u}$$

$$n_{\text{H}_2} = 5,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2} = 2,48 \text{ mol H}_2$$

$$n_{\text{O}_2} = 5,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,16 \text{ mol O}_2$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen $0,16 \text{ mol O}_2$ se necesitan:

$$0,16 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 0,32 \text{ mol H}_2$$

Como disponemos de 2,48 mol H_2 , el reactivo limitante es el O_2 . Calculamos, pues, la masa de H_2O que se formará, tomando como referencia la cantidad inicial de O_2 :

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 18,016 \text{ u}$$

$$m_{H_2O} = 5,0 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2}$$

$$\frac{18,016 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 5,63 \text{ g } H_2O$$

Se formarán **5,63 g** de H_2O .

60. *Datos:* $m(H_2SO_4) = 100 \text{ g}$ $d = 1,120 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$

$$m(H_2O) = 400 \text{ g}$$

Calculamos los moles de cada componente:

$$M_r(H_2SO_4) = 98,086 \text{ u}$$

$$M_r(H_2O) = 18,016 \text{ u}$$

$$n(H_2SO_4) = 100 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,086 \text{ g } H_2SO_4} = 1,02 \text{ mol } H_2SO_4$$

$$n(H_2O) = 400 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18,016 \text{ g } H_2O} = 22,20 \text{ mol } H_2O$$

Calculamos la masa total de disolución y su volumen a partir de la densidad:

$$m_T = m(H_2O) + m(H_2SO_4)$$

$$m_T = 400 \text{ g} + 100 \text{ g} = 500 \text{ g}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{500 \text{ g}}{1,120 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}} = 446,43 \text{ mL}$$

Calculamos la molaridad, la molalidad y la fracción molar del soluto:

$$M = \frac{\text{mol componente}}{\text{L disolución}} = \frac{1,02 \text{ mol } H_2SO_4}{446,43 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 2,285 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$m = \frac{\text{mol componente}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{1,02 \text{ mol } H_2SO_4}{400 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg } H_2O} = 2,550 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$\chi(H_2SO_4) = \frac{n(H_2SO_4)}{n_T} = \frac{n(H_2SO_4)}{n(H_2SO_4) + n(H_2O)}$$

$$\chi(H_2SO_4) = \frac{1,02 \text{ mol}}{1,02 \text{ mol} + 22,20 \text{ mol}} = 0,044$$

La disolución es **2,285 M**, o bien, **2,550 m**. La fracción molar del H_2SO_4 es **0,044**.

61. *Datos:* $m(H_2SO_4) = 12,0 \text{ g}$ $V = 300 \text{ mL}$

Calculamos la molaridad:

$$M_r(H_2SO_4) = 98,086 \text{ u}$$

$$M = \frac{\text{mol componente}}{\text{L disolución}} = \frac{12,0 \text{ g } H_2SO_4}{300 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,086 \text{ g } H_2SO_4} = 0,407 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La disolución es **0,407 M**.

62. *Datos:* $d = 1,84 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ $M = 18,1 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$

Calculamos la masa de disolución y la masa de H_2SO_4 de 1 L de disolución:

$$m(\text{disolución}) = 1 \text{ L disolución} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\frac{1,84 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 1840 \text{ g disolución}$$

$$M_r(H_2SO_4) = 98,086 \text{ u}$$

$$m(H_2SO_4) = 1 \text{ L disolución} \cdot \frac{18,1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L disolución}}$$

$$\frac{98,086 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 1775,4 \text{ g } H_2SO_4$$

A partir de estos datos, calculamos el porcentaje de H_2SO_4 :

$$\% (H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{m(\text{disolución})} \cdot 100 = \frac{1775,4 \text{ g}}{1840 \text{ g}} \cdot 100 = 96,5 \%$$

La riqueza en ácido es del **96,5 %**.

63. *Datos:* $V_1 = 25 \text{ mL}$ $V_2 = 500 \text{ mL}$

$$M_1 = 0,86 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$$

Teniendo en cuenta que el número de moles de KNO_3 no varía, calculamos la nueva molaridad:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

$$M_2 = \frac{V_1 \cdot M_1}{V_2} = \frac{25 \text{ mL} \cdot 0,86 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{500 \text{ mL}} = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$$

La disolución que resulta es **0,04 M**.

64. *Datos:* $V_1 = 350 \text{ mL}$ $M_2 = 0,080 \text{ M}$

$$M_1 = 0,125 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$$

Calculamos el volumen de la disolución final teniendo en cuenta que el número de moles de HCl no varía:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot M_1}{M_2} = \frac{350 \text{ mL} \cdot 0,125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,080 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 547 \text{ mL}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, el volumen de agua que hay que añadir es:

$$V_2 - V_1 = 547 \text{ mL} - 350 \text{ mL} = 197 \text{ mL}$$

Se necesitan **197 mL** de agua.

65. *Datos:* $m(KCl) = 4 \text{ g}$ $m_0(\text{disolución}) = 80 \text{ g}$

$$\% (KCl) = 10\%$$

La masa final de la disolución será:

$$m_f(\text{disolución}) = m(\text{KCl}) + m_o(\text{disolución})$$

$$m_f(\text{disolución}) = 4 \text{ g} + 80 \text{ g} = 84 \text{ g}$$

Calculamos la masa de KCl que hay en la disolución al 10%:

$$m_o(\text{KCl}) = 80 \text{ g disolución} \cdot \frac{10 \text{ g KCl}}{100 \text{ g disolución}} = 8 \text{ g}$$

La masa final de KCl será:

$$m_f(\text{KCl}) = m(\text{KCl}) + m_o(\text{KCl})$$

$$m_f(\text{KCl}) = 4 \text{ g} + 8 \text{ g} = 12 \text{ g KCl}$$

Calculamos el porcentaje en masa de la disolución final:

$$\%(\text{KCl}) = \frac{m_f(\text{KCl})}{m_f(\text{disolución})} = \frac{12 \text{ g}}{84 \text{ g}} \cdot 100 = 14\%$$

La concentración final será del 14 %.

66. Datos: 50 mL H₂SO₄ 9 M 20 g Cu 90 %
 P = 700 mm Hg t = 25 °C
 Rendimiento: 60 %

Ecuación ajustada:



Calculamos el número de moles de cada reactivo:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 50 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{9 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L}} = 0,45 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$A_r(\text{Cu}) = 63,55 \text{ u}$$

$$n_{\text{Cu}} = 20 \text{ g Cu}_{\text{impuro}} \cdot \frac{90 \text{ g Cu}}{100 \text{ g Cu}_{\text{impuro}}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} = 0,28 \text{ mol Cu}$$

Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen 0,45 mol H₂SO₄ se necesitan:

$$0,45 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,225 \text{ mol Cu}$$

Como disponemos de 0,28 mol Cu, el reactivo limitante es el H₂SO₄. Calculamos, pues, los moles de SO₂ que se producen tomando como referencia la cantidad inicial de H₂SO₄:

$$n_{\text{SO}_2} = 0,45 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{60}{100} = 0,135 \text{ mol SO}_2$$

Calculamos el volumen que ocupan los 0,135 mol de SO₂ utilizando la ecuación de estado:

$$P = 700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,92 \text{ atm}$$

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

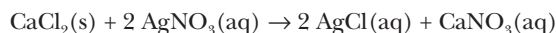
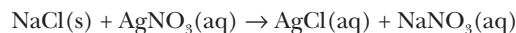
$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0,135 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,92 \text{ atm}} = 3,58 \text{ L SO}_2$$

El reactivo limitante es el H₂SO₄ y en la reacción se producirán **3,58 L** de SO₂.

67. Datos: 3,5 g NaCl 4,2 g CaCl₂ AgNO₃ 0,5 M

Ecuaciones ajustadas:



- a) La masa total de AgCl que puede obtenerse vendrá determinada por la cantidad de Cl⁻ de la mezcla. Calculamos, pues, los moles de Cl⁻ que tenemos en cada compuesto:

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

$$M_r(\text{CaCl}_2) = 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 35,45 \text{ u} = 110,98 \text{ u}$$

$$n_{\text{Cl}^-}(\text{NaCl}) = 3,5 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol NaCl}} = 5,99 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}^-}(\text{CaCl}_2) = 4,2 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110,98 \text{ g CaCl}_2}$$

$$\cdot \frac{2 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 7,57 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}^-} = 5,99 \cdot 10^{-2} \text{ mol} + 7,57 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 0,136 \text{ mol}$$

Con este dato, calculamos la masa de AgCl que se obtendrá cuando haya precipitado todo el Cl⁻:

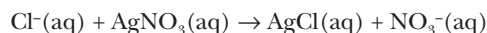
$$M_r(\text{AgCl}) = 107,9 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 143,35 \text{ u}$$

$$m_{\text{AgCl}} = 0,136 \text{ mol Cl}^- \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol Cl}^-}$$

$$\cdot \frac{143,35 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 19,50 \text{ g AgCl}$$

La masa total de precipitado será **19,50 g**.

- b) La cantidad mínima de disolución de AgNO₃ que hay que añadir es la necesaria para que precipiten todos los cloruros. Por tanto, la calcularemos a partir del número de moles de Cl⁻, según la reacción:



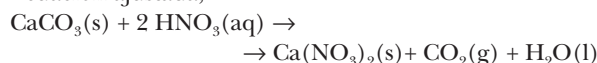
$$V = 0,136 \text{ mol Cl}^- \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol Cl}^-}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L disol AgNO}_3}{0,5 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L disol}} = 272 \text{ mL}$$

La cantidad mínima de disolución que se necesita es de **272 mL**.

68. Datos: 250,0 g CaCO₃ del 82 %
 Rendimiento 93 %
 500 mL HNO₃ 3 M

Ecuación ajustada:



a) Calculamos el número de moles disponibles de cada reactivo:

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

$$n_{\text{CaCO}_3} = 250,0 \text{ g CaCO}_{3\text{impuro}} \cdot \frac{82 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_{3\text{impuro}}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} = 2,05 \text{ mol CaCO}_3$$

$$n_{\text{HNO}_3} = 500 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{3 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L dis}} =$$

$$= 1,50 \text{ mol HNO}_3$$

Se dispone de **2,05 mol** de CaCO_3 y de **1,50 mol** de HNO_3 .

b) Según la estequiometría de la reacción, para que reaccionen 1,50 mol HNO_3 se necesitan:

$$1,50 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HNO}_3} = 0,75 \text{ mol CaCO}_3$$

Como disponemos de 2,05 mol de CaCO_3 , el reactivo limitante es el HNO_3 . Calculamos, pues, la masa de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ que podrá obtenerse tomando como referencia la cantidad inicial de HNO_3 .

$$M_r(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 14,01 \text{ u} +$$

$$+ 6 \cdot 16,00 \text{ u} = 164,10 \text{ u}$$

$$m_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 1,50 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}{2 \text{ mol HNO}_3}$$

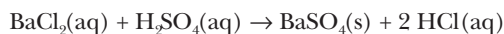
$$\cdot \frac{164,10 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2} = 123,08 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2$$

Pueden obtenerse **123,08 g** de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

69. Datos: 7,33 g $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

$$\text{dis. H}_2\text{SO}_4 \quad 60 \% \left(\frac{m}{m}\right) \quad P = 1,5 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

a) Ecuación ajustada:



$$b) M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} =$$

$$= 98,086 \text{ u}$$

$$M = \frac{60 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolucion}} \cdot \frac{1,5 \text{ g disolucion}}{1 \text{ mL disolucion}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,086 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 9,18 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La disolución es **9,18 M**.

c) Calculamos el volumen de la disolución a partir de la masa de la muestra:

$$M_r(\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}) = 137,3 \text{ u} + 2 \cdot 35,45 \text{ u} +$$

$$+ 2 \cdot (2 \cdot 1,008 \text{ u} + 16,00 \text{ u}) = 244,232 \text{ u}$$

$$V = 7,33 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}}{244,232 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L disol}}{9,18 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 3,27 \text{ mL}$$

Se consumirán **3,27 mL** de disolución de H_2SO_4 .