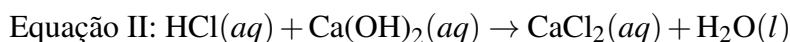
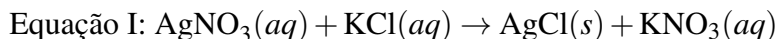


## Exercícios

1. Apresenta-se duas reações químicas representadas pelas equações a seguir:



- a) Apresente as duas equações balanceadas.

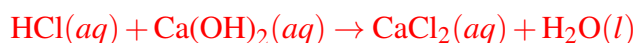
**Equação I:**



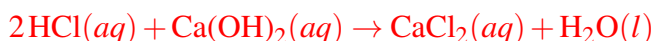
Nessa reação, todos os coeficientes já estão balanceados. Portanto, a equação já está correta.

**Equação II:**

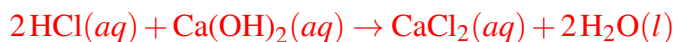
Primeiro, escrevemos a equação molecular inicial:



Agora, verificamos o balanceamento dos átomos. No lado dos reagentes, temos 1 átomo de cloro (Cl) no HCl e 2 átomos de cloro (Cl) no CaCl<sub>2</sub>. Para balancear o cloro, colocamos o coeficiente 2 na frente de HCl:

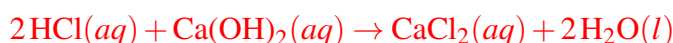


Agora, verificamos o balanceamento do hidrogênio. No lado dos reagentes, temos 2 átomos de hidrogênio (H) no 2HCl e 2 átomos de hidrogênio (H) no Ca(OH)<sub>2</sub>. No lado dos produtos, temos apenas 2 átomos de hidrogênio (H) no H<sub>2</sub>O. Para balancear, colocamos o coeficiente 2 na frente de H<sub>2</sub>O:



Por fim, verificamos o balanceamento dos átomos de oxigênio. No lado dos reagentes, temos 2 átomos de oxigênio (O) no Ca(OH)<sub>2</sub>, e no lado dos produtos, temos 2 átomos de oxigênio (O) no 2H<sub>2</sub>O. Portanto, a equação está balanceada.

**Equação balanceada final:**



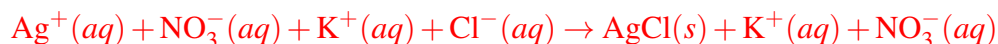
- b) Escreva sobre as características das duas reações químicas.

**Equação I:** Trata-se de uma reação de dupla troca ou precipitação, onde o nitrato de prata (AgNO<sub>3</sub>) reage com o cloreto de potássio (KCl) formando o cloreto de prata (AgCl), que é um precipitado, e o nitrato de potássio (KNO<sub>3</sub>), que permanece em solução aquosa.

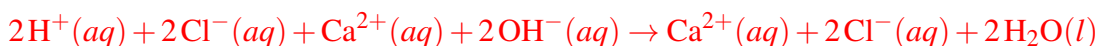
**Equação II:** É uma reação ácido-base (neutralização), onde o ácido clorídrico (HCl) reage com o hidróxido de cálcio (Ca(OH)<sub>2</sub>) formando o cloreto de cálcio (CaCl<sub>2</sub>) e água (H<sub>2</sub>O), liberando calor durante o processo.

- c) Escreva a equação iônica completa para ambas as reações.

**Equação iônica completa - Reação I:**

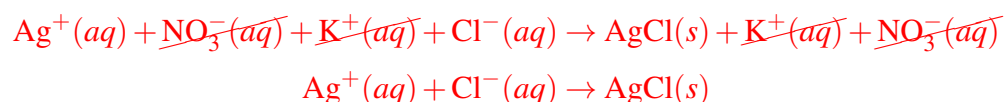


**Equação iônica completa - Reação II:**

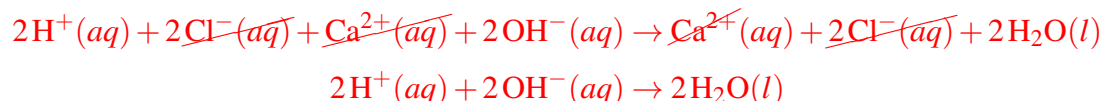


d) Escreva a equação iônica líquida para as duas reações.

### Equação iônica líquida - Reação I:



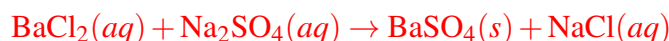
### Equação iônica líquida - Reação II:



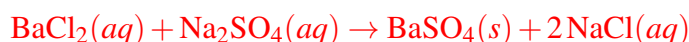
2. Escreva uma equação iônica líquida, balanceada para as seguintes reações:

a) Entre soluções aquosas de cloreto de bário e sulfato de sódio para formar sulfato de bário e cloreto de sódio.

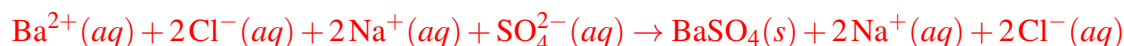
Primeiro, escrevemos a equação molecular:



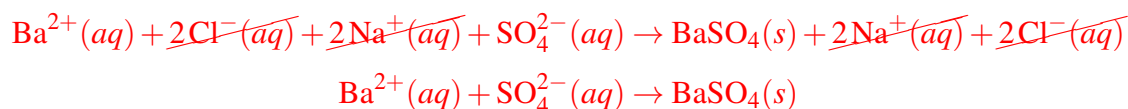
Agora, balanceamos a equação. No lado dos reagentes, temos 1 átomo de bário, 2 átomos de cloro, 2 átomos de sódio, 1 átomo de enxofre e 4 átomos de oxigênio. No lado dos produtos, temos 1 átomo de bário, 1 átomo de enxofre, 4 átomos de oxigênio, 1 átomo de sódio e 1 átomo de cloro. Para balancear, colocamos o número 2 na frente do  $\text{NaCl}$ :



Agora, dissociamos os compostos que se ionizam em solução aquosa:

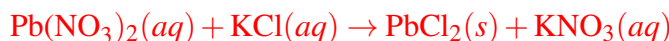


Eliminamos os íons espectadores, que são os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . A equação iônica líquida é:

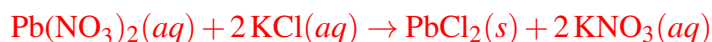


b) Entre as soluções de nitrato de chumbo (II) e de cloreto de potássio.

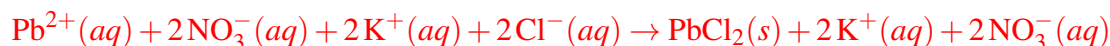
Primeiro, escrevemos a equação molecular:



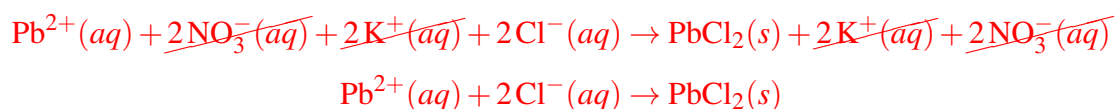
Agora, balanceamos a equação. No lado dos reagentes, temos 1 átomo de chumbo, 2 átomos de nitrogênio, 6 átomos de oxigênio, 1 átomo de potássio e 1 átomo de cloro. No lado dos produtos, temos 1 átomo de chumbo, 2 átomos de cloro, 1 átomo de potássio, 1 átomo de nitrogênio e 3 átomos de oxigênio. Para balancear, colocamos o número 2 na frente de  $\text{KCl}$  e  $\text{KNO}_3$ :



Agora, dissociamos os compostos que se ionizam em solução aquosa:



Eliminamos os íons espectadores, que são os íons  $2\text{NO}_3^-$  e  $2\text{K}^+$ . A equação iônica líquida é:



3. Escreva uma equação balanceada para a reação que ocorre quando o carbonato de níquel (II) é tratado com o ácido sulfúrico.

Primeiro, escrevemos a equação molecular:



Agora, vamos balancear a equação. Nos reagentes, temos 1 átomo de níquel, 1 átomo de enxofre e 7 átomos de oxigênio (3 do carbonato e 4 do ácido sulfúrico), além de 2 átomos de hidrogênio. No lado dos produtos, temos 1 átomo de níquel, 1 átomo de enxofre, 7 átomos de oxigênio (4 do sulfato, 1 da água e 2 do dióxido de carbono) e 2 átomos de hidrogênio. Como tudo está balanceado, a equação já está balanceada.



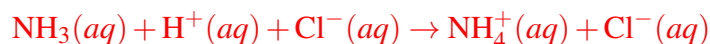
4. A amônia,  $\text{NH}_3$ , é um dos produtos químicos mais importantes em economias industriais. É usada não apenas diretamente como fertilizante, mas também é a matéria prima para a produção de ácido nítrico. Como base, reage com os ácidos, como o ácido clorídrico. Pede-se:

- a) Equação líquida, balanceada, para essa reação.

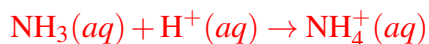
Primeiro, escrevemos a equação molecular:



A equação já está balanceada, pois o número de átomos de cada elemento é o mesmo dos dois lados da equação. Temos 1 átomo de Nitrogênio (N), 3 átomos de Hidrogênio (H) do lado esquerdo e 1 átomo de Nitrogênio (N) e 4 átomos de Hidrogênio (H) no lado direito. O Cloro (Cl) também está equilibrado com 1 átomo dos dois lados. Agora, dissociamos os compostos que se ionizam em solução aquosa:



Eliminamos os íons espectadores, que são os íons  $\text{Cl}^-$ . A equação iônica líquida é:

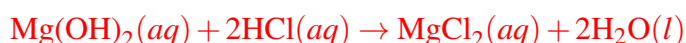


- b) Fundamentar o motivo pelo qual  $\text{NH}_3$  é classificado como uma base.

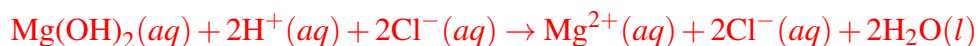
A amônia ( $\text{NH}_3$ ) é classificada como uma base de Brønsted-Lowry porque ela tem a capacidade de aceitar um íon hidrogênio ( $\text{H}^+$ ) de um ácido. Em solução aquosa, o ( $\text{NH}_3$ ) reage com a água, formando o íon amônio ( $\text{NH}_4^+$ ) e liberando ( $\text{OH}^-$ ) (íon hidróxido), característica típica das bases. Além disso, ( $\text{NH}_3$ ) também é uma base de Lewis, pois possui um par de elétrons não compartilhados no átomo de nitrogênio, permitindo-lhe doar esse par para formar uma ligação com o íon hidrogênio ( $\text{H}^+$ ).

5. Problemas estomacais causados pelo excesso de ácido estomacal, dentre eles o ácido clorídrico, podem ser tratados com antiácidos, que são bases simples como o hidróxido de magnésio, numa reação de neutralização. Esboce a equação molecular representativa dessa reação de neutralização e a equação iônica líquida.

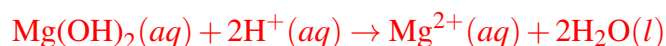
Primeiro, escrevemos a equação molecular da reação de neutralização entre o hidróxido de magnésio ( $\text{Mg(OH)}_2$ ) e o ácido clorídrico (HCl):



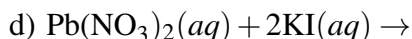
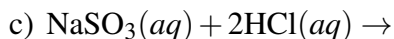
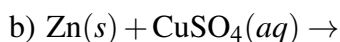
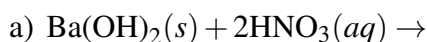
Agora, dissociamos os compostos que se ionizam em solução aquosa:



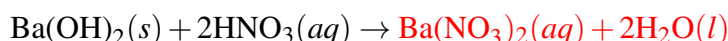
Eliminamos os íons espectadores, que são os íons  $\text{Cl}^-$ . A equação iônica líquida é:



6. Dadas as seguintes misturas de reagentes, estabeleça os produtos de cada uma das reações e classifique-as em: reações de neutralização, reação de oxidação-redução, reação com formação de gás e reação de precipitação. Justifique sua resposta.

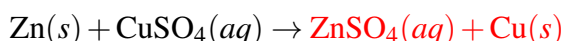


- a) Esta é uma **reação de neutralização**, pois envolve a reação entre uma base, o  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , e um ácido, o  $\text{HNO}_3$ , formando um sal e água. A equação molecular é:



Neste caso, a reação é uma **reação de neutralização**, pois ocorre a troca de prótons ( $\text{H}^+$ ) entre o ácido e a base.

- b) Esta é uma **reação de oxidação-redução**, pois o  $\text{Zn}$  sofre oxidação (perdendo elétrons) e o  $\text{Cu}^{2+}$  sofre redução (ganhando elétrons). A equação molecular é:



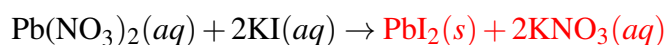
A oxidação do  $\text{Zn}$  ocorre porque ele perde elétrons e se transforma em  $\text{Zn}^{2+}$ , enquanto o  $\text{Cu}^{2+}$  é reduzido a  $\text{Cu}(s)$ .

- c) Esta é uma **reação de formação de gás**, pois o  $\text{NaSO}_3$  reage com o  $\text{HCl}$ , liberando gás dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ). A equação molecular é:



O gás dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ) é liberado durante a reação, caracterizando-a como uma **reação de formação de gás**.

- d) Esta é uma **reação de precipitação**, pois forma um sólido insolúvel, o  $\text{PbI}_2$ , a partir da reação de dois compostos solúveis. A equação molecular é:



O  $\text{PbI}_2$  é um precipitado amarelo, formado como resultado da troca de íons entre os compostos solúveis, caracterizando a reação como uma **reação de precipitação**.

7. Com base na estequiometria responda as seguintes questões:

- a) Qual é a massa, em gramas, de  $2,50 \times 10^{-3}$  mol de sulfato de alumínio?



A massa molar do  $(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$  é:

$$MM = 2 \times 26,98 + 3 \times (32,07 + 4 \times 16,00) = 342,17 \text{ g/mol}$$

Usando a fórmula:

$$M = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 342,17 \text{ g/mol} = 0,855 \text{ g}$$

b) Qual é a massa, em gramas, de  $7,70 \times 10^{20}$  moléculas de cafeína,  $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ ?

$\text{C} = 12,01 \text{ g/mol}$ ,  $\text{H} = 1,01 \text{ g/mol}$ ,  $\text{N} = 14,01 \text{ g/mol}$ ,  $\text{O} = 16,00 \text{ g/mol}$

A massa molar da cafeína ( $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ ) é:

$$MM = 8 \times 12,01 + 10 \times 1,01 + 4 \times 14,01 + 2 \times 16,00 = 194,19 \text{ g/mol}$$

Número de mols de moléculas:

$$n = \frac{7,70 \times 10^{20}}{6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1,28 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Massa em gramas:

$$M = 1,28 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 194,19 \text{ g/mol} = 0,248 \text{ g}$$

c) Qual é a massa molar do colesterol se 0,00105 mol pesa 0,406 g?

Cálculo da massa molar:

$$MM = \frac{\text{Massa (M)}}{\text{Número de mols (n)}} = \frac{0,406 \text{ g}}{0,00105 \text{ mol}} = 386,67 \text{ g/mol}$$

d) Qual a massa, em gramas, de 6,33 mol de  $\text{NaHCO}_3$ ?

$\text{Na} = 22,99 \text{ g/mol}$ ,  $\text{H} = 1,01 \text{ g/mol}$ ,  $\text{C} = 12,01 \text{ g/mol}$ ,  $\text{O} = 16,00 \text{ g/mol}$

A massa molar do  $\text{NaHCO}_3$  é:

$$MM = 22,99 + 1,01 + 12,01 + 3 \times 16,00 = 84,01 \text{ g/mol}$$

Massa em gramas:

$$M = 6,33 \text{ mol} \times 84,01 \text{ g/mol} = 531,78 \text{ g}$$

e) O número de moléculas em 0,245 mol de  $\text{CH}_3\text{OH}$ .

Número de moléculas:

$$\text{Número de moléculas} = 0,245 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,475 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

f) Número de átomos de H em 0,585 mol de  $\text{C}_4\text{H}_4$ .

Número de átomos de H:

$$\text{Número de átomos de H} = 0,585 \text{ mol} \times 4 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,41 \times 10^{24} \text{ átomos de H}$$

g) Número de íons  $\text{NO}_3^-$  em  $4,88 \times 10^{-3}$  mol de  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

Número de íons  $\text{NO}_3^-$ :

$$\text{Número de íons NO}_3^- = 4,88 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 3 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 8,82 \times 10^{21} \text{ íons}$$

h) Quantos átomos de oxigênio existem em 0,25 mol de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ?

Número de átomos de O:

$$\text{Número de átomos de O} = 0,25 \text{ mol} \times 6 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 9,03 \times 10^{23} \text{ átomos de O}$$

i) Quantas moléculas de ácido nítrico existem em 4,20 g de  $\text{HNO}_3$ ?

$$\text{H} = 1,01 \text{ g/mol}, \quad \text{N} = 14,01 \text{ g/mol}, \quad \text{O} = 16,00 \text{ g/mol}$$

A massa molar do  $\text{HNO}_3$  é:

$$MM = 1,01 + 14,01 + 3 \times 16,00 = 63,02 \text{ g/mol}$$

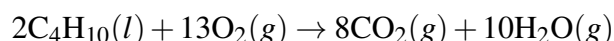
Número de mols:

$$n = \frac{4,20 \text{ g}}{63,02 \text{ g/mol}} = 0,0666 \text{ mol}$$

Número de moléculas:

$$\text{Número de moléculas} = 0,0666 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 4,01 \times 10^{22} \text{ moléculas}$$

8. Considere a combustão do butano, o combustível de isqueiros descartáveis:



Calcule a massa de  $\text{CO}_2$  produzida quando 1,00 grama de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  é queimado.

$$\text{Massa molar de } \text{C}_4\text{H}_{10} = 4 \times 12,01 + 10 \times 1,008 = 58,12 \text{ g/mol}$$

$$\text{Número de mols de } \text{C}_4\text{H}_{10} = \frac{1,00 \text{ g}}{58,12 \text{ g/mol}} = 0,0172 \text{ mol}$$

A equação química nos mostra que 2 mol de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  produzem 8 mol de  $\text{CO}_2$ .

Portanto, os mols de  $\text{CO}_2$  produzidos são:

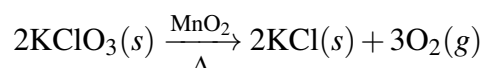
$$\text{Mols de } \text{CO}_2 = 0,0172 \text{ mol} \times \frac{8}{2} = 0,0688 \text{ mol}$$

Agora, calculamos a massa de  $\text{CO}_2$  :

$$\text{Massa molar de } \text{CO}_2 = 12,01 + 2 \times 16,00 = 44,01 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa de } \text{CO}_2 = 0,0688 \text{ mol} \times 44,01 \text{ g/mol} = 3,03 \text{ g}$$

9. A equação balanceada a seguir representa a reação de decomposição térmica do  $\text{KClO}_3$ .



Determine, em litros, o volume de  $\text{O}_2$  produzido pela decomposição térmica de 245,2 g de  $\text{KClO}_3$ , nas CNTP, expressando o resultado com dois algarismos significativos. Massas atômicas: K = 39 u; Cl = 35,5 u; O = 16 u.

$$\text{Massa molar de } \text{KClO}_3 = 39 + 35,5 + (3 \times 16) = 122,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{Número de mols de } \text{KClO}_3 = \frac{245,2 \text{ g}}{122,5 \text{ g/mol}} = 2,00 \text{ mol}$$

A equação química nos mostra que 2 mol de  $\text{KClO}_3$  produzem 3 mol de  $\text{O}_2$ .

Portanto, os mols de  $\text{O}_2$  produzidos são:

$$\text{Mols de } \text{O}_2 = 2,00 \text{ mol} \times \frac{3}{2} = 3,00 \text{ mol}$$

Agora, utilizamos o volume molar nas CNTP:

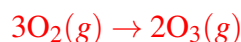
$$\text{Volume de } \text{O}_2 = 3,00 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 67 \text{ L}$$

10. Descargas elétricas provocam a transformação do oxigênio ( $O_2$ ) em ozônio ( $O_3$ ). Quantos litros de oxigênio, medidos nas condições normais de pressão e temperatura, são necessários para a obtenção de 48,0 g de ozônio? (Massa molar:  $O = 16,0 \text{ g/mol}$ )

$$\text{Massa molar de } O_3 = 3 \times 16,0 \text{ g/mol} = 48,0 \text{ g/mol}$$

$$\text{Número de mols de } O_3 = \frac{48,0 \text{ g}}{48,0 \text{ g/mol}} = 1,00 \text{ mol}$$

A equação da reação química balanceada para a formação de ozônio é:



A equação balanceada nos mostra que, para 3 mols de  $O_2$ , formam-se 2 mols de  $O_3$ . Ou seja, a proporção entre os mols de  $O_2$  e  $O_3$  é de 3:2.

Agora, para 1 mol de  $O_3$ , são necessários:

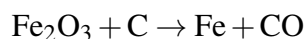
$$\frac{3}{2} \text{ mol de } O_2 = 1,50 \text{ mol de } O_2$$

Portanto, para obter 1 mol de  $O_3$ , são necessários 1,50 mol de  $O_2$ .

Agora, calculamos o volume de  $O_2$  necessário. Nas condições normais de pressão e temperatura (CNTP), 1 mol de gás ocupa 22,4 L. Assim, o volume de  $O_2$  necessário para a formação de 1 mol de  $O_3$  é dado por:

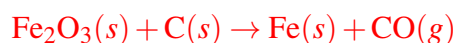
$$V_{O_2} = 1,50 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 33,6 \text{ L}$$

11. Num processo de obtenção de ferro a partir da hematita ( $Fe_2O_3$ ), considere a equação não balanceada:

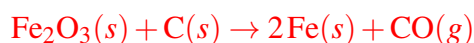


Utilizando-se 4,8 toneladas de minério e admitindo-se um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de: Pesos atômicos:  $C = 12$ ;  $O = 16$ ;  $Fe = 56$ .

Primeiro, escrevemos a equação molecular inicial:



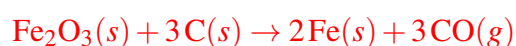
Agora, verificamos o balanceamento dos átomos. No lado dos reagentes, temos 2 átomos de ferro ( $Fe$ ) no  $Fe_2O_3$  e 1 átomo de ferro ( $Fe$ ) no lado dos produtos. Para balancear o ferro, colocamos o coeficiente 2 na frente de  $Fe$ :



Agora, verificamos o balanceamento do oxigênio. No lado dos reagentes, temos 3 átomos de oxigênio ( $O$ ) no  $Fe_2O_3$ , e no lado dos produtos, temos 1 átomo de oxigênio ( $O$ ) no  $CO$ . Para balancear o oxigênio, colocamos o coeficiente 3 na frente de  $CO$ :



Por fim, verificamos o balanceamento do carbono. No lado dos reagentes, temos 1 átomo de carbono ( $C$ ) no  $C$ , e no lado dos produtos, temos 3 átomos de carbono ( $C$ ) no  $3CO$ . Para balancear o carbono, colocamos o coeficiente 3 na frente de  $C$ :



Agora, a equação está balanceada.

Massa molar do  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ :

$$\text{Massa molar de } \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2 \times 56 + 3 \times 16 = 160 \text{ g/mol}$$

Conversão da massa de minério para gramas:

$$4,8 \text{ toneladas} = 4,8 \times 10^6 \text{ g}$$

Número de mols de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ :

$$\text{Número de mols de } \text{Fe}_2\text{O}_3 = \frac{4,8 \times 10^6 \text{ g}}{160 \text{ g/mol}} = 3,0 \times 10^4 \text{ mol}$$

Número de mols de  $\text{Fe}$  produzidos:

$$\text{Número de mols de } \text{Fe} = 3,0 \times 10^4 \text{ mol} \times 2 = 6,0 \times 10^4 \text{ mol}$$

Massa de  $\text{Fe}$  produzida:

$$\text{Massa molar de } \text{Fe} = 56 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa de } \text{Fe} = 6,0 \times 10^4 \text{ mol} \times 56 \text{ g/mol} = 3,36 \times 10^6 \text{ g}$$

Ajuste para o rendimento de 80%:

$$\text{Massa real de } \text{Fe} = 3,36 \times 10^6 \text{ g} \times 0,80 = 2,688 \times 10^6 \text{ g}$$

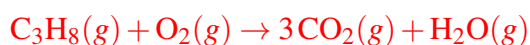
$$\text{Massa real de } \text{Fe} = 2,688 \text{ t}$$

12. O propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ , é um combustível comum para fogão e aquecimento residencial. Qual a massa de  $\text{O}_2$  consumida na combustão de 1,00 g de propano?

Primeiro, escrevemos a equação molecular inicial:



Agora, verificamos o balanceamento dos átomos. No lado dos reagentes, temos 3 átomos de carbono (C) no  $\text{C}_3\text{H}_8$  e 1 átomo de carbono (C) no lado dos produtos. Para balancear o carbono, colocamos o coeficiente 3 na frente de  $\text{CO}_2$ :



Agora, verificamos o balanceamento do hidrogênio. No lado dos reagentes, temos 8 átomos de hidrogênio (H) no  $\text{C}_3\text{H}_8$ , e no lado dos produtos, temos 2 átomos de hidrogênio (H) no  $\text{H}_2\text{O}$ . Para balancear o hidrogênio, colocamos o coeficiente 4 na frente de  $\text{H}_2\text{O}$ :

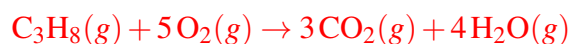




Por fim, verificamos o balanceamento do oxigênio. No lado dos reagentes, temos 2 átomos de oxigênio (O) no  $O_2$ , e no lado dos produtos, temos 10 átomos de oxigênio (O) (6 no  $3CO_2$  e 4 no  $4H_2O$ ). Para balancear o oxigênio, colocamos o coeficiente 5 na frente de  $O_2$ :



Agora, a equação está balanceada.



Massa molar do propano ( $C_3H_8$ ):

$$\text{Massa molar de } C_3H_8 = 3 \times 12,01 + 8 \times 1,008 = 44,10 \text{ g/mol}$$

Número de mols de propano em 1,00 g:

$$\text{Número de mols de } C_3H_8 = \frac{1,00 \text{ g}}{44,10 \text{ g/mol}} = 0,0227 \text{ mol}$$

Relação estequiométrica entre  $C_3H_8$  e  $O_2$ :

A equação balanceada mostra que 1 mol de  $C_3H_8$  reage com 5 mols de  $O_2$ .

Número de mols de  $O_2$  consumidos:

$$\text{Número de mols de } O_2 = 0,0227 \text{ mol} \times 5 = 0,1135 \text{ mol}$$

Massa molar do  $O_2$ :

$$\text{Massa molar de } O_2 = 2 \times 16,00 = 32,00 \text{ g/mol}$$

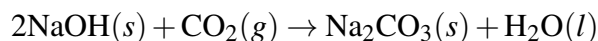
Massa de  $O_2$  consumida:

$$\text{Massa de } O_2 = 0,1135 \text{ mol} \times 32,00 \text{ g/mol} = 3,63 \text{ g}$$

Resposta final:

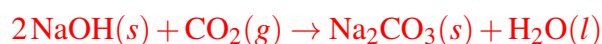
A massa de  $O_2$  consumida na combustão de 1,00 g de propano é de 3,63 g.

13. O hidróxido de sódio reage com dióxido de carbono como a seguir:



Qual reagente é o limitante quando 1,70 mol de NaOH reage com 1,00 mol de  $CO_2$ ? Qual quantidade de matéria de  $Na_2CO_3$  pode ser produzida? Qual quantidade de matéria do reagente em excesso sobra após a reação se completar?

Primeiro, escrevemos a equação molecular:



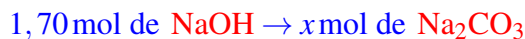
Agora, verificamos a quantidade de matéria de cada reagente. Temos 1,70 mol de NaOH e 1,00 mol de  $CO_2$ .

A equação balanceada mostra que 2 mols de NaOH reagem com 1 mol de  $CO_2$ . Portanto, a quantidade de NaOH necessária para reagir com 1,00 mol de  $CO_2$  é:

$$\text{Quantidade de NaOH} = 1,00 \text{ mol} \times 2 = 2,00 \text{ mol}$$

Como temos apenas 1,70 mol de  $\text{NaOH}$ , o  $\text{NaOH}$  é o reagente limitante.

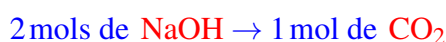
Agora, calculamos a quantidade de matéria de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  que pode ser produzida. A equação balanceada mostra que 2 mols de  $\text{NaOH}$  produzem 1 mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Portanto, a quantidade de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  produzida é:



Resolvendo a regra de três:

$$2x = 1,70 \times 1$$
$$x = \frac{1,70 \times 1}{2} = 0,85 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

Por fim, calculamos a quantidade de matéria do reagente em excesso ( $\text{CO}_2$ ) que sobra após a reação. A quantidade de  $\text{CO}_2$  que reage é:



Resolvendo a regra de três:

$$2x = 1,70 \times 1$$
$$x = \frac{1,70 \times 1}{2} = 0,85 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

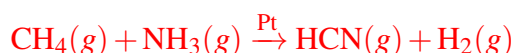
Portanto, a quantidade de  $\text{CO}_2$  em excesso é:

$$\text{Quantidade de } \text{CO}_2 \text{ em excesso} = 1,00 \text{ mol} - 0,85 \text{ mol} = 0,15 \text{ mol}$$

14. A reação entre amônia e metano é catalisada por platina. Formam-se cianeto de hidrogênio e hidrogênio gasosos.

a) Escreva a equação química balanceada da reação.

Primeiro, escrevemos a equação molecular inicial:



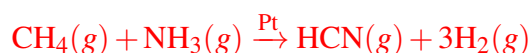
Agora, verificamos o balanceamento dos átomos.

Começamos com o carbono. No lado dos reagentes, temos 1 átomo de carbono (C) no  $\text{CH}_4$ . No lado dos produtos, também temos 1 átomo de carbono no  $\text{HCN}$ . Como a quantidade é igual, o carbono já está balanceado.

Agora, analisamos o nitrogênio. No lado dos reagentes, temos 1 átomo de nitrogênio (N) no  $\text{NH}_3$ . No lado dos produtos, também há 1 átomo de nitrogênio no  $\text{HCN}$ . O nitrogênio já está balanceado.

Por fim, verificamos o hidrogênio. No lado dos reagentes, temos 4 átomos de hidrogênio no  $\text{CH}_4$  e 3 no  $\text{NH}_3$ , totalizando 7 átomos de hidrogênio. No lado dos produtos, há 1 átomo de hidrogênio no  $\text{HCN}$  e moléculas de  $\text{H}_2$ , que contêm 2 átomos cada. Para igualar os 7 átomos, colocamos o coeficiente 3 na frente do  $\text{H}_2$ , garantindo 6 átomos de hidrogênio no  $\text{H}_2$  mais 1 no  $\text{HCN}$ , totalizando 7.

Agora, a equação balanceada é:



- b) Calcule as massas dos reagentes para a obtenção de 2,70 kg de cianeto de hidrogênio, supondo-se 80% de rendimento da reação (massas molares em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14).

Primeiro, calculamos a quantidade de matéria de HCN a ser produzida. Sabemos que a massa de HCN é 2,70 kg, ou seja, 2700 g. A massa molar de HCN é:

$$\text{Massa Molar de HCN} = 12 + 1 + 14 = 27 \text{ g/mol}$$

Agora, calculamos a quantidade de matéria de HCN necessária para produzir 2700 g:

$$\text{Quantidade de matéria de HCN} = \frac{2700 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 100 \text{ mol}$$

Como a reação tem 80% de rendimento, a quantidade de HCN que teoricamente seria produzida em um rendimento de 100% seria:

$$\text{Quantidade de matéria de HCN} = \frac{100 \text{ mol}}{0,80} = 125 \text{ mol}$$

Agora, utilizamos a equação balanceada para calcular as quantidades de CH<sub>4</sub> e NH<sub>3</sub> necessárias. A equação balanceada mostra que 1 mol de CH<sub>4</sub> reage com 1 mol de NH<sub>3</sub> para produzir 1 mol de HCN. Portanto, a quantidade de CH<sub>4</sub> e NH<sub>3</sub> necessária para produzir 125 mol de HCN é:

$$\text{Quantidade de matéria de CH}_4 = 125 \text{ mol}$$

$$\text{Quantidade de matéria de NH}_3 = 125 \text{ mol}$$

Agora, calculamos as massas dos reagentes. A massa molar de CH<sub>4</sub> é:

$$\text{Massa Molar de CH}_4 = 12 + 4(1) = 16 \text{ g/mol}$$

Portanto, a massa de CH<sub>4</sub> necessária é:

$$\text{Massa de CH}_4 = 125 \text{ mol} \times 16 \text{ g/mol} = 2000 \text{ g} = 2,00 \text{ kg}$$

A massa molar de NH<sub>3</sub> é:

$$\text{Massa Molar de NH}_3 = 14 + 3(1) = 17 \text{ g/mol}$$

Portanto, a massa de NH<sub>3</sub> necessária é:

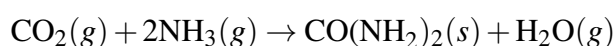
$$\text{Massa de NH}_3 = 125 \text{ mol} \times 17 \text{ g/mol} = 2125 \text{ g} = 2,125 \text{ kg}$$

Portanto, as massas dos reagentes necessárias para obter 2,70 kg de HCN com 80% de rendimento são:

$$\text{Massa de CH}_4 = 2,00 \text{ kg}$$

$$\text{Massa de NH}_3 = 2,125 \text{ kg}$$

15. A uréia - CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> - é uma substância utilizada como fertilizante e é obtida pela reação entre o gás carbônico e amônia, conforme a equação:

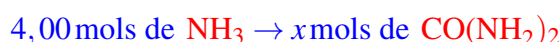


Sabendo-se que 89,6 litros de gás amônia reagem completamente no processo com o gás carbônico, nas CNTP, a massa de uréia, obtida em gramas, é igual a: Dados: C = 12; N = 14; O = 16; H = 1.

Primeiro, calculamos a quantidade de matéria de  $\text{NH}_3$  que reage. Nas CNTP, 1 mol de gás ocupa 22,4 L. Portanto, a quantidade de matéria de  $\text{NH}_3$  em 89,6 L é:

$$\text{Quantidade de matéria de } \text{NH}_3 = \frac{89,6\text{L}}{22,4\text{L/mol}} = 4,00\text{mol}$$

A equação balanceada mostra que 2 mols de  $\text{NH}_3$  reagem com 1 mol de  $\text{CO}_2$  para produzir 1 mol de  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ . Portanto, a quantidade de matéria de  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  produzida é:



Resolvendo a regra de três:

$$2x = 4,00 \times 1$$

$$x = \frac{4,00 \times 1}{2} = 2,00\text{ mols de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2$$

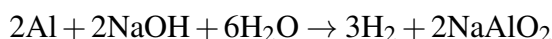
Agora, calculamos a massa de  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  produzida. A massa molar de  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  é:

$$\text{Massa Molar de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 = 12 + 2(14 + 2(1)) + 16 = 60\text{ g/mol}$$

Portanto, a massa de  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  produzida é:

$$\text{Massa de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 = 2,00\text{ mol} \times 60\text{ g/mol} = 120\text{ g}$$

16. Um produto comercial empregado na limpeza de esgotos contém pequenos pedaços de alumínio, que reagem com NaOH para produzir bolhas de hidrogênio. A reação que ocorre é expressa pela equação:



Calcular o volume de  $\text{H}_2$ , medido a  $0^\circ\text{C}$  e 1 atmosfera de pressão, que será liberado quando 0,162 g de alumínio reagirem totalmente. Massas atômicas: Al = 27; H = 1. Volume ocupado por 1 mol do gás a  $0^\circ\text{C}$  e 1 atmosfera = 22,7 litros.

Primeiro, calculamos a quantidade de matéria de Al que reage.

$$\text{Quantidade de matéria de Al} = \frac{0,162\text{ g}}{27\text{ g/mol}} = 0,006\text{ mol}$$

A equação balanceada mostra que 2 mols de Al produzem 3 mols de  $\text{H}_2$ . Portanto, a quantidade de matéria de  $\text{H}_2$  produzida é:



Resolvendo a regra de três:

$$2x = 0,006 \times 3$$

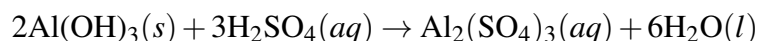
$$x = \frac{0,006 \times 3}{2} = 0,009\text{ mol de } \text{H}_2$$

Agora, calculamos o volume de  $\text{H}_2$  produzido. Nas condições normais de pressão e temperatura (CNTP), 1 mol de gás ocupa 22,7 L. Portanto, o volume de  $\text{H}_2$  produzido é:

$$\text{Volume de } \text{H}_2 = 0,009\text{ mol} \times 22,7\text{ L/mol} = 0,2043\text{ L}$$

Portanto, o volume de  $\text{H}_2$  liberado é de 0,2043 L.

17. O hidróxido de alumínio reage com ácido sulfúrico como a seguir:



Qual reagente é o limitante quando 0,450 mol de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  reage com 0,55 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Qual quantidade de matéria de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  pode ser formada sob essas condições? Qual quantidade de matéria do reagente em excesso sobra após a reação se completar?

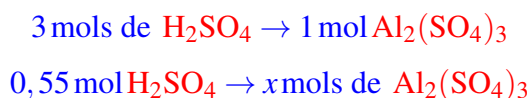
Primeiro, verificamos a quantidade de matéria de cada reagente. Temos 0,450 mol de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  e 0,55 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

A equação balanceada mostra que 2 mols de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  reagem com 3 mols de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Portanto, a quantidade de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  necessária para reagir com 0,450 mol de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  é:

$$\text{Quantidade de } \text{H}_2\text{SO}_4 = 0,450 \text{ mol} \times \frac{3}{2} = 0,675 \text{ mol}$$

Como temos apenas 0,55 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , o  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é o reagente limitante.

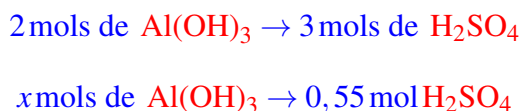
Agora, calculamos a quantidade de matéria de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  que pode ser formada. A equação balanceada mostra que 3 mols de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  produzem 1 mol de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Portanto, a quantidade de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  produzida é:



Resolvendo a regra de três:

$$\begin{aligned} 3x &= 0,55 \times 1 \\ x &= \frac{0,55 \times 1}{3} = 0,183 \text{ mol } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \end{aligned}$$

Por fim, calculamos a quantidade de matéria do reagente em excesso ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ) que sobra após a reação. A quantidade de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  que reage é:



Resolvendo a regra de três:

$$\begin{aligned} 3x &= 0,55 \times 2 \\ x &= \frac{0,55 \times 2}{3} = 0,367 \text{ mol } \text{Al}(\text{OH})_3 \end{aligned}$$

Portanto, a quantidade de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  em excesso é:

$$\text{Quantidade de } \text{Al}(\text{OH})_3 \text{ em excesso} = 0,450 \text{ mol} - 0,367 \text{ mol} = 0,083 \text{ mol}$$

18. O propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) é um componente do gás natural utilizado para cozinhar ou aquecer ambientes.

a) Escreva a equação balanceada que representa a combustão do propano no ar.

Primeiro, escrevemos a equação molecular inicial:



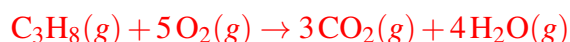
Agora, verificamos o balanceamento dos átomos. No lado dos reagentes, temos 3 átomos de carbono (C) no  $\text{C}_3\text{H}_8$  e 1 átomo de carbono (C) no lado dos produtos. Para balancear o carbono, colocamos o coeficiente 3 na frente de  $\text{CO}_2$ :



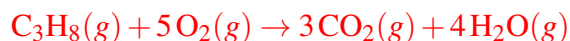
Agora, verificamos o balanceamento do hidrogênio. No lado dos reagentes, temos 8 átomos de hidrogênio (H) no  $\text{C}_3\text{H}_8$ , e no lado dos produtos, temos 2 átomos de hidrogênio (H) no  $\text{H}_2\text{O}$ . Para balancear o hidrogênio, colocamos o coeficiente 4 na frente de  $\text{H}_2\text{O}$ :



Por fim, verificamos o balanceamento do oxigênio. No lado dos reagentes, temos 2 átomos de oxigênio (O) no  $\text{O}_2$ , e no lado dos produtos, temos 10 átomos de oxigênio (O) (6 no  $3\text{CO}_2$  e 4 no  $4\text{H}_2\text{O}$ ). Para balancear o oxigênio, colocamos o coeficiente 5 na frente de  $\text{O}_2$ :

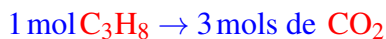


Agora, a equação está balanceada.



- b) Quantos gramas de dióxido de carbono são produzidos pela combustão de 3,65 mols de propano? Considere que o oxigênio é o reagente em excesso nesta reação. Dados: Massa molar (g/mol): O = 16,00; H = 1,01; C = 12,01.

Primeiro, utilizamos a equação balanceada para calcular a quantidade de matéria de  $\text{CO}_2$  produzida. A equação balanceada mostra que 1 mol de  $\text{C}_3\text{H}_8$  produz 3 mols de  $\text{CO}_2$ . Portanto, a quantidade de  $\text{CO}_2$  produzida é:



Resolvendo a regra de três:

$$x = 3,65 \times 3 = 10,95 \text{ mol } \text{CO}_2$$

Agora, calculamos a massa de  $\text{CO}_2$  produzida. A massa molar de  $\text{CO}_2$  é:

$$\text{Massa Molar de } \text{CO}_2 = 12,01 + 2(16,00) = 44,01 \text{ g/mol}$$

Portanto, a massa de  $\text{CO}_2$  produzida é:

$$\text{Massa de } \text{CO}_2 = 10,95 \text{ mol} \times 44,01 \text{ g/mol} = 481,04 \text{ g}$$

Portanto, a massa de  $\text{CO}_2$  produzida pela combustão de 3,65 mols de propano é de 481,04 g.