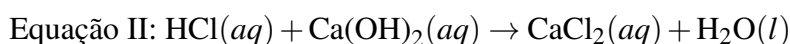
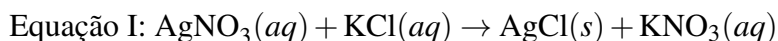


Exercícios

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



- a) Apresente as duas equações balanceadas.

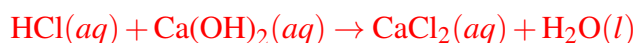
Equação I:



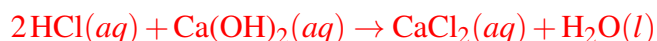
Nessa reação, todos os coeficientes já estão balanceados. Portanto, a equação já está correta.

Equação II:

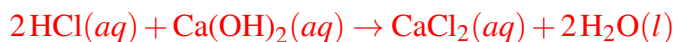
Primeiro, escrevemos a equação molecular inicial:



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_2 . Para balancear o cloro, colocamos o coeficiente 2 na frente de HCl :

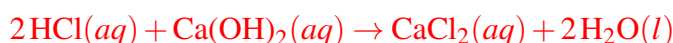


Agora, verificamos o balanceamento do hidrogênio. No lado dos reagentes, temos 2 átomos de hidrogênio (H) no 2HCl e 2 átomos de hidrogênio (H) no $\text{Ca}(\text{OH})_2$. No lado dos produtos, temos apenas 2 átomos de hidrogênio (H) no H_2O . Para balancear, colocamos o coeficiente 2 na frente de H_2O :



Por fim, verificamos o balanceamento dos átomos de oxigênio. No lado dos reagentes, temos 2 átomos de oxigênio (O) no $\text{Ca}(\text{OH})_2$, e no lado dos produtos, temos 2 átomos de oxigênio (O) no $2\text{H}_2\text{O}$. Portanto, a equação está balanceada.

Equação balanceada final:



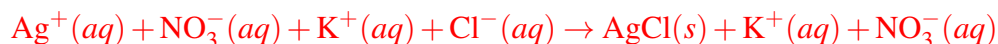
- b) Escreva sobre as características das duas reações químicas.

Equação I: Trata-se de uma reação de dupla troca ou precipitação, onde o nitrato de prata (AgNO_3) reage com o cloreto de potássio (KCl) formando o cloreto de prata (AgCl), que é um precipitado, e o nitrato de potássio (KNO_3), que permanece em solução aquosa.

Equação II: É uma reação ácido-base (neutralização), onde o ácido clorídrico (HCl) reage com o hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) formando o cloreto de cálcio (CaCl_2) e água (H_2O), liberando calor durante o processo.

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

Equação iônica completa - Reação I:

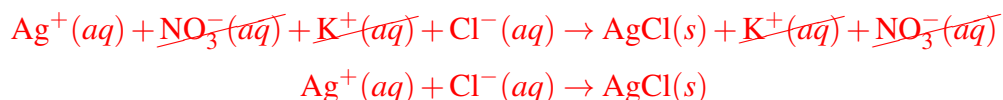


Equação iônica completa - Reação II:

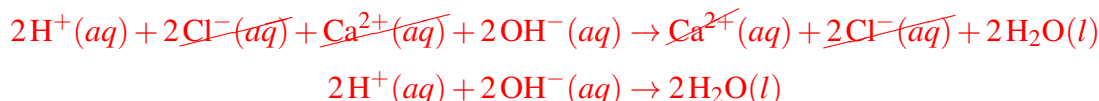


d) Escreva a equação iônica líquida para as duas reações.

Equação iônica líquida - Reação I:



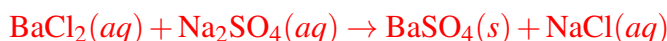
Equação iônica líquida - Reação II:



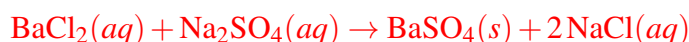
2. Escreva uma equação iônica líquida, balanceada para as seguintes reações:

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

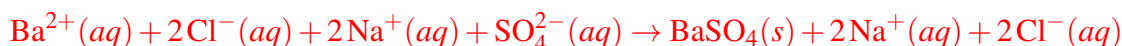
Primeiro, escrevemos a equação molecular:



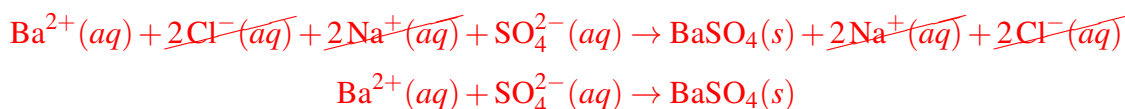
Agora, balanceamos a equação. No lado dos reagentes, temos 1 átomo de bário, 2 átomos de cloro, 2 átomos de sódio, 1 átomo de enxofre e 4 átomos de oxigênio. No lado dos produtos, temos 1 átomo de bário, 1 átomo de enxofre, 4 átomos de oxigênio, 1 átomo de sódio e 1 átomo de cloro. Para balancear, colocamos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



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

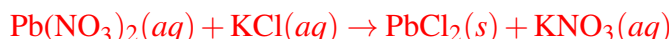


Eliminamos os íons espectadores, que são os íons Na^+ e Cl^- . A equação iônica líquida é:

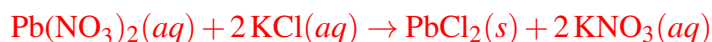


b) Entre as soluções de nitrato de chumbo (II) e de cloreto de potássio.

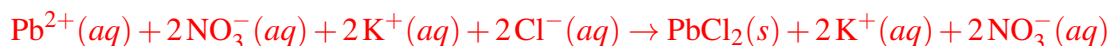
Primeiro, escrevemos a equação molecular:



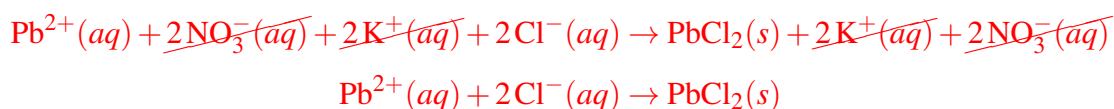
Agora, balanceamos a equação. No lado dos reagentes, temos 1 átomo de chumbo, 2 átomos de nitrogênio, 6 átomos de oxigênio, 1 átomo de potássio e 1 átomo de cloro. No lado dos produtos, temos 1 átomo de chumbo, 2 átomos de cloro, 1 átomo de potássio, 1 átomo de nitrogênio e 3 átomos de oxigênio. Para balancear, colocamos o número 2 na frente de KCl e KNO_3 :



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



Eliminamos os íons espectadores, que são os íons 2NO_3^- e 2K^+ . 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:



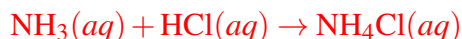
Agora, vamos balancear a equação. Nos reagentes, temos 1 átomo de níquel, 1 átomo de enxofre e 7 átomos de oxigênio (3 do carbonato e 4 do ácido sulfúrico), além de 2 átomos de hidrogênio. No lado dos produtos, temos 1 átomo de níquel, 1 átomo de enxofre, 7 átomos de oxigênio (4 do sulfato, 1 da água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



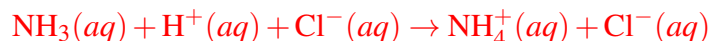
4. A amônia, NH_3 , é um dos produtos químicos mais importantes em economias industriais. É usada não apenas diretamente como fertilizante, mas também é a matéria prima para a produção de ácido nítrico. Como base, reage com os ácidos, como o ácido clorídrico. Pede-se:

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

Primeiro, escrevemos a equação molecular:



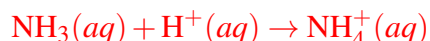
A equação já está balanceada, pois o número de átomos de cada elemento é o mesmo dos dois lados da equação. Temos 1 átomo de Nitrogênio (N), 3 átomos de Hidrogênio (H) do lado esquerdo e 1 átomo de Nitrogênio (N) e 4 átomos de Hidrogênio (H) no lado direito. O Cloro (Cl) também está equilibrado com 1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



Eliminamos os íons espectadores, que são os íons Cl^- .



A equação iônica líquida é:

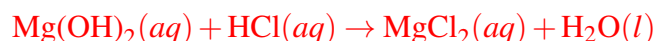


- b) Fundamentar o motivo pelo qual NH_3 é classificado como uma base.

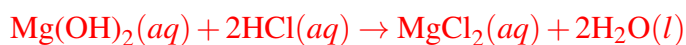
A amônia (NH_3) é classificada como uma base de Brønsted-Lowry porque ela tem a capacidade de aceitar um íon hidrogênio (H^+) de um ácido. Em solução aquosa, o NH_3 reage com a água, formando o íon amônio NH_4^+ e liberando OH^- (íon hidróxido), característica típica das bases. Além disso, NH_3 também 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 (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.

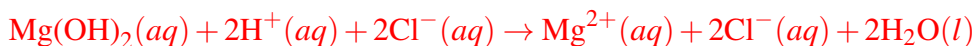
Primeiro, escrevemos a equação molecular:



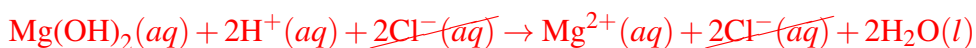
Agora, vamos balancear a equação. Nos reagentes, temos 1 átomo de magnésio, 2 átomos de oxigênio, 3 átomos de hidrogênio (2 do hidróxido e 1 do ácido) e 1 átomo de cloro. No lado dos produtos, temos 1 átomo de magnésio, 1 átomo de oxigênio, 2 átomos de hidrogênio e 2 átomos de cloro. Para balancear, ajustamos os coeficientes:



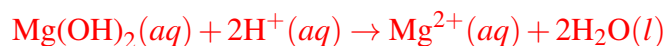
Agora, escrevemos a equação iônica líquida. Primeiro, dissociamos os compostos que se ionizam em solução aquosa:



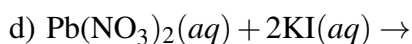
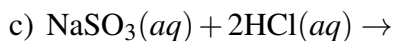
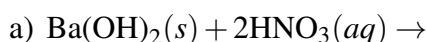
Eliminamos os íons espectadores, que são os íons Cl^- .



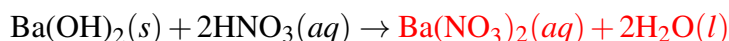
A equação iônica líquida é:



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.

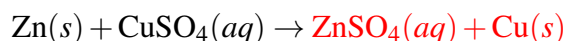


- a) Esta é uma **reação de neutralização**, pois envolve a reação entre uma base, o Ba(OH)_2 , e um ácido, o HNO_3 , formando um sal e água. A equação molecular é:



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

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



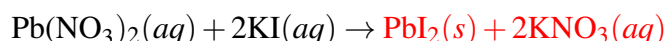
A oxidação do Zn ocorre porque ele perde elétrons e se transforma em Zn^{2+} , enquanto o Cu^{2+} é reduzido a $\text{Cu}(s)$.

- c) Esta é uma **reação de formação de gás**, pois o NaSO_3 reage com o HCl , liberando gás dióxido de enxofre (SO_2). A equação molecular é:



O gás dióxido de enxofre (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 PbI_2 , a partir da reação de dois compostos solúveis. A equação molecular é:



O 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?

$$\text{Al} = 26,98 \text{ g/mol}, \quad \text{S} = 32,07 \text{ g/mol}, \quad \text{O} = 16,00 \text{ g/mol}$$

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, $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$?

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

A massa molar 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 NaHCO_3 ?

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

A massa molar do 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 CH_3OH .

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 C_4H_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 NO_3^- em $4,88 \times 10^{-3}$ mol de $Al(NO_3)_3$.

Número de íons 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 $Ca(NO_3)_2$?

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 HNO_3 ?

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

A massa molar do HNO_3 é:

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

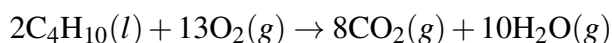
Número de mols:

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

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 CO_2 produzida quando 1,00 grama de C_4H_{10} é queimado.

$$\text{Massa molar de } C_4H_{10} = 4 \times 12,01 + 10 \times 1,008 = 58,12 \text{ g/mol}$$

$$\text{Número de mols de } C_4H_{10} = \frac{1,00 \text{ g}}{58,12 \text{ g/mol}} = 0,0172 \text{ mol}$$

A equação química nos mostra que 2 mols de C_4H_{10} produzem 8 mols de CO_2 .

Portanto, os mols de CO_2 produzidos são:

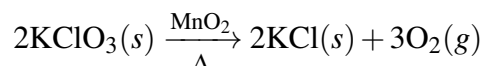
$$\text{Mols de } CO_2 = 0,0172 \text{ mol} \times \frac{8}{2} = 0,0688 \text{ mol}$$

Agora, calculamos a massa de CO_2 :

$$\text{Massa molar de } CO_2 = 12,01 + 2 \times 16,00 = 44,01 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa de } CO_2 = 0,0688 \text{ mol} \times 44,01 \text{ g/mol} = 3,03 \text{ g}$$

9. A equação balanceada a seguir representa a reação de decomposição térmica do KClO_3 .



Determine, em litros, o volume de O_2 produzido pela decomposição térmica de 245,2 g de 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 mols de KClO_3 produzem 3 mols de O_2 .

Portanto, os mols de 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:

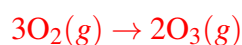
$$\text{Volume de } \text{O}_2 = 3,00 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 67 \text{ L}$$

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 g/mol)

$$\text{Massa molar de } \text{O}_3 = 3 \times 16,0 \text{ g/mol} = 48,0 \text{ g/mol}$$

$$\text{Número de mols de } \text{O}_3 = \frac{48,0 \text{ g}}{48,0 \text{ g/mol}} = 1,00 \text{ mol}$$

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:

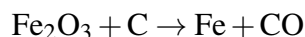
$$\frac{3}{2} \text{ mol de } \text{O}_2 = 1,50 \text{ mol de } \text{O}_2$$

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:

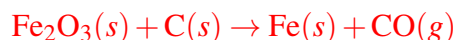
$$V_{\text{O}_2} = 1,50 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 33,6 \text{ L}$$

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

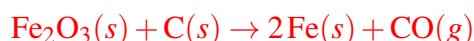


Utilizando-se 4,8 toneladas de minério e admitindo-se um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de: Pesos atômicos: C = 12; O = 16; Fe = 56.

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 Fe_2O_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 Fe_2O_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 Fe produzidos:

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

Massa de Fe produzida:

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

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

Ajuste para o rendimento de 80%:

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

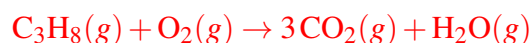
$$\text{Massa real de Fe} = 2,688 \text{ t}$$

12. O propano, C_3H_8 , é um combustível comum para fogão e aquecimento residencial. Qual a massa de O_2 consumida na combustão de 1,00 g de propano?

Primeiro, escrevemos a equação molecular inicial:



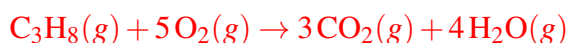
Agora, verificamos o balanceamento dos átomos. No lado dos reagentes, temos 3 átomos de carbono (C) no C_3H_8 e 1 átomo de carbono (C) no lado dos produtos. Para balancear o carbono, colocamos o coeficiente 3 na frente de CO_2 :



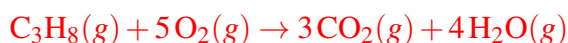
Agora, verificamos o balanceamento do hidrogênio. No lado dos reagentes, temos 8 átomos de hidrogênio (H) no C_3H_8 , e no lado dos produtos, temos 2 átomos de hidrogênio (H) no H_2O . Para balancear o hidrogênio, colocamos o coeficiente 4 na frente de H_2O :



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 $4\text{H}_2\text{O}$). 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):

$$\text{Massa molar de C}_3\text{H}_8 = 3 \times 12,01 + 8 \times 1,008 = 44,10 \text{ g/mol}$$

Número de mols de propano em 1,00 g:

$$\text{Número de mols de C}_3\text{H}_8 = \frac{1,00 \text{ g}}{44,10 \text{ g/mol}} = 0,0227 \text{ mol}$$

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 :

$$\text{Massa molar de O}_2 = 2 \times 16,00 = 32,00 \text{ g/mol}$$

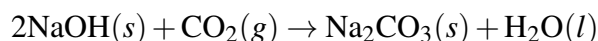
Massa de O_2 consumida:

$$\text{Massa de O}_2 = 0,1135 \text{ mol} \times 32,00 \text{ g/mol} = 3,63 \text{ g}$$

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 CO₂? Qual quantidade de matéria de Na₂CO₃ pode ser produzida? Qual quantidade de matéria do reagente em excesso sobra após a reação se completar?

Primeiro, escrevemos a equação molecular:



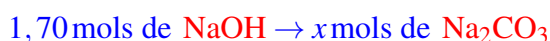
Agora, verificamos a quantidade de matéria de cada reagente. Temos 1,70 mol de NaOH e 1,00 mol de CO₂.

A equação balanceada mostra que 2 mols de NaOH reagem com 1 mol de CO₂. Portanto, a quantidade de NaOH necessária para reagir com 1,00 mol de CO₂ é:

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

Como temos apenas 1,70 mol de NaOH, o NaOH é o reagente limitante.

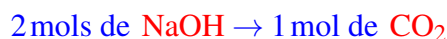
Agora, calculamos a quantidade de matéria de Na₂CO₃ que pode ser produzida. A equação balanceada mostra que 2 mols de NaOH produzem 1 mol de Na₂CO₃. Portanto, a quantidade de Na₂CO₃ produzida é:



Resolvendo a regra de três:

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

Por fim, calculamos a quantidade de matéria do reagente em excesso (CO₂) que sobra após a reação. A quantidade de CO₂ que reage é:



Resolvendo a regra de três:

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

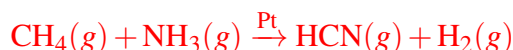
Portanto, a quantidade de CO₂ em excesso é:

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

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:



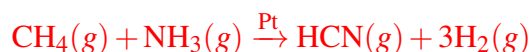
Agora, verificamos o balanceamento dos átomos.

Começamos com o carbono. No lado dos reagentes, temos 1 átomo de carbono (C) no CH_4 . No lado dos produtos, também temos 1 átomo de carbono no 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 NH_3 . No lado dos produtos, também há 1 átomo de nitrogênio no HCN . O nitrogênio já está balanceado.

Por fim, verificamos o hidrogênio. No lado dos reagentes, temos 4 átomos de hidrogênio no CH_4 e 3 no NH_3 , totalizando 7 átomos de hidrogênio. No lado dos produtos, há 1 átomo de hidrogênio no HCN e moléculas de H_2 , que contêm 2 átomos cada. Para igualar os 7 átomos, colocamos o coeficiente 3 na frente do H_2 , garantindo 6 átomos de hidrogênio no H_2 mais 1 no 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_4 e NH_3 necessárias. A equação balanceada mostra que 1 mol de CH_4 reage com 1 mol de NH_3 para produzir 1 mol de HCN . Portanto, a quantidade de CH_4 e NH_3 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_4 é:

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

Portanto, a massa de CH_4 necessária é:

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

A massa molar de NH_3 é:

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

Portanto, a massa de NH_3 necessária é:

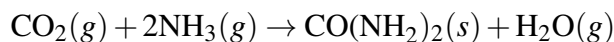
$$\text{Massa de } \text{NH}_3 = 125 \text{ mol} \times 17 \text{ g/mol} = 2125 \text{ g} = 2,125 \text{ kg}$$

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

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

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

15. A uréia - $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ - é uma substância utilizada como fertilizante e é obtida pela reação entre o gás carbônico e amônia, conforme a equação:

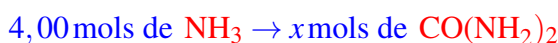


Sabendo-se que 89,6 litros de gás amônia reagem completamente no processo com o gás carbônico, nas CNTP, a massa de uréia, obtida em gramas, é igual a: Dados: C = 12; N = 14; O = 16; H = 1.

Primeiro, calculamos a quantidade de matéria de NH_3 que reage. Nas CNTP, 1 mol de gás ocupa 22,4 L. Portanto, a quantidade de matéria de 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 NH_3 reagem com 1 mol de 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:

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

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

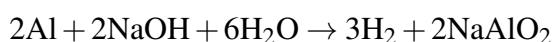
Agora, calculamos a massa de $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ produzida. A massa molar de $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ é:

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

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

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

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:

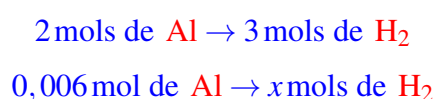


Calcular o volume de H_2 , medido a 0°C e 1 atmosfera de pressão, que será liberado quando 0,162 g de alumínio reagirem totalmente. Massas atômicas: $\text{Al} = 27$; $\text{H} = 1$. Volume ocupado por 1 mol do gás a 0°C e 1 atmosfera = 22,7 litros.

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 H_2 . Portanto, a quantidade de matéria de H_2 produzida é:



Resolvendo a regra de três:

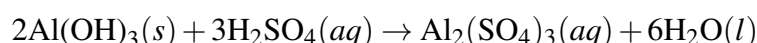
$$\begin{aligned} 2x &= 0,006 \times 3 \\ x &= \frac{0,006 \times 3}{2} = 0,009 \text{ mol de H}_2 \end{aligned}$$

Agora, calculamos o volume de H_2 produzido. Nas condições normais de pressão e temperatura (CNTP), 1 mol de gás ocupa 22,7 L. Portanto, o volume de H_2 produzido é:

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

Portanto, o volume de 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 H_2SO_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?

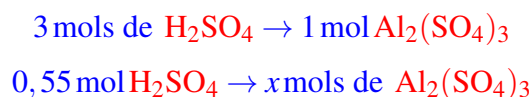
Primeiro, verificamos a quantidade de matéria de cada reagente. Temos 0,450 mol de $\text{Al}(\text{OH})_3$ e 0,55 mol de H_2SO_4 .

A equação balanceada mostra que 2 mols de $\text{Al}(\text{OH})_3$ reagem com 3 mols de H_2SO_4 . Portanto, a quantidade de H_2SO_4 necessária para reagir com 0,450 mol de $\text{Al}(\text{OH})_3$ é:

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

Como temos apenas 0,55 mol de H_2SO_4 , o H_2SO_4 é o reagente limitante.

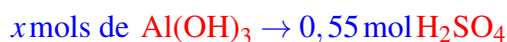
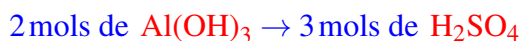
Agora, calculamos a quantidade de matéria de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ que pode ser formada. A equação balanceada mostra que 3 mols de H_2SO_4 produzem 1 mol de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Portanto, a quantidade de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ produzida é:



Resolvendo a regra de três:

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

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:

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

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

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

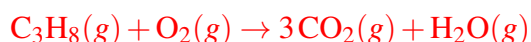
18. O propano (C_3H_8) é um componente do gás natural utilizado para cozinhar ou aquecer ambientes.

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

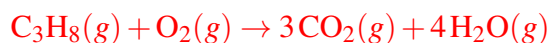
Primeiro, escrevemos a equação molecular inicial:



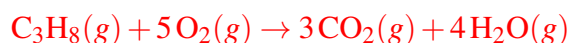
Agora, verificamos o balanceamento dos átomos. No lado dos reagentes, temos 3 átomos de carbono (C) no C_3H_8 e 1 átomo de carbono (C) no lado dos produtos. Para balancear o carbono, colocamos o coeficiente 3 na frente de CO_2 :



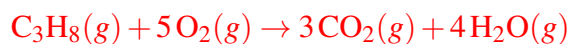
Agora, verificamos o balanceamento do hidrogênio. No lado dos reagentes, temos 8 átomos de hidrogênio (H) no C_3H_8 , e no lado dos produtos, temos 2 átomos de hidrogênio (H) no H_2O . Para balancear o hidrogênio, colocamos o coeficiente 4 na frente de H_2O :



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 $4\text{H}_2\text{O}$). Para balancear o oxigênio, colocamos o coeficiente 5 na frente de O_2 :

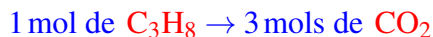


Agora, a equação está balanceada.



- 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 CO_2 produzida. A equação balanceada mostra que 1 mol de C_3H_8 produz 3 mols de CO_2 . Portanto, a quantidade de 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 CO_2 produzida. A massa molar de CO_2 é:

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

Portanto, a massa de 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 CO_2 produzida pela combustão de 3,65 mols de propano é de 481,04 g.

Quero café! Quero café! Quero café! É! Isso aqui é uma porcariaaaaa!

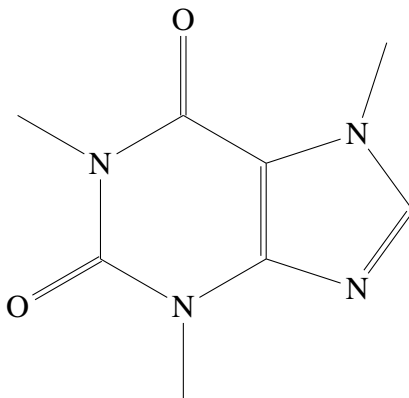


Figura 1. Café