

# Estequiometria

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



## Sumário

<b>1 As equações químicas</b>	<b>1</b>
1.1 A representação das reações químicas . . . . .	1
1.2 As equações químicas balanceadas . . . . .	1
<b>2 As estequiometria das reações</b>	<b>2</b>
2.1 As predições mol a mol . . . . .	2
2.2 As predições massa a massa . . . . .	2
<b>3 Os limites da reação</b>	<b>3</b>
3.1 O rendimento da reação . . . . .	3
3.2 Os reagentes limitantes . . . . .	3
<b>4 A análise gravimétrica</b>	<b>4</b>
4.1 A análise por combustão . . . . .	4
4.2 A análise térmica . . . . .	5

## 1 As equações químicas

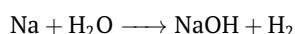
O crescimento de uma criança, a produção de polímeros a partir do petróleo e a digestão da comida são o resultado de **reações químicas**, processos nos quais uma ou mais substâncias se convertem em outras substâncias. Este tipo de processo é uma mudança química. Os materiais iniciais são chamados de **reagentes**. As substâncias formadas são chamadas de **produtos**. Os produtos químicos disponíveis no laboratório também são chamados de reagentes.

### 1.1 A representação das reações químicas

Uma reação química é simbolizada por uma seta:



O sódio, por exemplo, é um metal mole e brilhante, que reage vigorosamente com água. Quando uma pequena quantidade do metal sódio é colocada em um recipiente com água, ocorre uma reação violenta, com formação rápida de gás hidrogênio e hidróxido de sódio que permanece em solução. Esta reação pode ser descrita como:



Esse tipo de expressão é chamado de **equação simplificada**, porque mostra o essencial da reação (as identidades dos reagentes e dos produtos) em termos de fórmulas químicas. Uma equação simplificada é um resumo *qualitativo* de uma reação química.

Para resumir as reações quantitativamente, é preciso reconhecer que os átomos não são criados nem destruídos em uma reação química: eles simplesmente mudam de parceiros. A principal evidência para essa conclusão é que não há mudança na massa total quando uma reação ocorre em um recipiente selado. A observação de que a massa total é constante durante uma reação química é chamada de **lei de conservação das massas**. Uma vez que átomos não podem ser criados ou destruídos, as fórmulas químicas de uma equação simplificada precisam ser multiplicadas por fatores que igualem os números de determinado átomo

em cada lado da seta. Diz-se que a expressão resultante está balanceada e é chamada de **equação química**. Então, a equação balanceada é

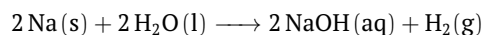


Agora, existem quatro átomos de H, dois átomos de H e dois átomos de O em cada lado da equação, de acordo, portanto, com a lei de conservação das massas. Os números que multiplicam todas as fórmulas químicas de uma equação química (por exemplo, o 2 que multiplica  $\text{H}_2\text{O}$ ) são denominados **coeficientes estequiométricos** da substância. Um coeficiente 1 (como no caso de  $\text{H}_2$ ) não é escrito explicitamente.

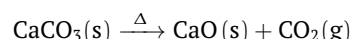
#### Atenção

Atenção para não confundir coeficientes com subscritos. Os subscritos em uma fórmula dizem quantos átomos daquele elemento estão presentes em uma molécula. Os coeficientes mostram quantas fórmulas unitárias ou moléculas estão presentes.

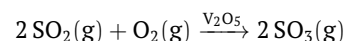
Uma equação química normalmente indica também o estado físico de cada reagente e produto, usando um símbolo associado aos **estados da matéria**: sólido (s), líquido (l), gás (g) e solução em água (aq). Para a reação entre o sódio e a água líquida, por exemplo, a equação química completa e balanceada é, portanto,



Quando é importante enfatizar que uma reação requer temperatura elevada, a letra grega  $\Delta$  (delta) é escrita sobre a seta. Assim, por exemplo, a conversão de calcário em cal ocorre em cerca de  $800^\circ\text{C}$  e podemos escrever



Algumas vezes, um **catalisador**, uma substância que acelera uma reação mas não é consumida, é adicionado. Assim, o pentóxido de vanádio,  $\text{V}_2\text{O}_5$ , é um catalisador usado em uma etapa do processo industrial de produção de ácido sulfúrico. A presença de um catalisador é indicada escrevendo-se a fórmula do catalisador sobre a seta da reação:

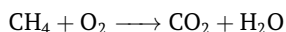


*Uma equação química balanceada simboliza as mudanças qualitativas e quantitativas que ocorrem em uma reação química. Os coeficientes estequiométricos resumem as quantidades relativas (números de mols) dos reagentes e produtos que participam da reação.*

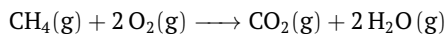
### 1.2 As equações químicas balanceadas

Uma boa estratégia para equações mais complexas consiste em balancear um elemento por vez, começando com aquele que aparece no menor número de fórmulas, e balanceando os elementos não combinados no final. Por exemplo, suponha que você precise balancear a equação da combustão do metano. A combustão se

refere à queima no ar, mais especificamente, à reação com oxigênio molecular. Neste caso, os produtos são o dióxido de carbono e a água. Primeiro, escreva a equação simplificada:



É mais fácil balancear inicialmente o carbono e o hidrogênio, deixando o oxigênio para o final. Depois de balancear a equação, especifique os estados da matéria. Se água for produzida nas condições do experimento, a equação é escrita como:



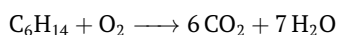
#### EXEMPLO 1 Balanceamento de uma equação química

**Balanceie** a equação química da combustão de hexano líquido,  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ , em dióxido de carbono gasoso e água gasosa.

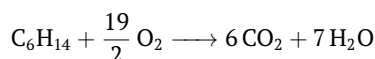
**Etapa 1.** Escreva a equação simplificada.



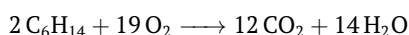
**Etapa 2.** Balanceie o carbono e o hidrogênio



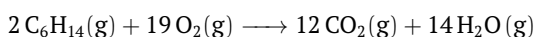
**Etapa 3.** Balanceie agora o oxigênio. Neste caso, um coeficiente estequiométrico fracionário será necessário.



**Etapa 4.** A equação está balanceada. Multiplique por 2 para eliminar a fração e obter os menores coeficientes inteiros possíveis.



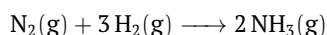
**Etapa 5.** Informe os estados da matéria.



*Uma equação química expressa uma reação química em termos das fórmulas químicas. Os coeficientes estequiométricos são escolhidos de modo a mostrar que os átomos não são criados nem destruídos na reação.*

## 2 As estequiometria das reações

Algumas vezes precisamos saber que quantidade de produto esperar em uma reação ou quanto reagente precisamos utilizar para fabricar a quantidade desejada de produto. Para fazer este tipo de cálculo, você vai usar o aspecto quantitativo das reações químicas, denominado estequiometria das reações, na qual os coeficientes estequiométricos em uma reação química balanceada são interpretados com base nas quantidades relativas que reagem ou são produzidas. Logo, os coeficientes estequiométricos na reação



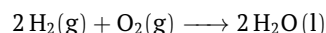
indicam que, quando 1 mol de  $\text{N}_2$  reage, 3 mols de  $\text{H}_2$  são consumidos e produzem-se 2 mol de  $\text{NH}_3$ . As quantidades relativas

de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química são resumidas como **relações estequiométricas**.

$$\frac{n(\text{N}_2)}{1} = \frac{n(\text{H}_2)}{3} = \frac{n(\text{NH}_3)}{2}$$

### 2.1 As previsões mol a mol

A estequiometria tem aplicações importantes, como a estimativa da quantidade de produto que se forma em uma reação. Por exemplo, em algumas células a combustível usadas para gerar eletricidade, o oxigênio reage com o hidrogênio para produzir água. Vejamos como calcular a quantidade de água formada quando 0,25 mol de  $\text{O}_2$  reage com o gás hidrogênio. A equação química da reação é



A informação de que 1 mol de  $\text{O}_2$  reage para formar 2 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  é resumida, escrevendo a relação estequiométrica entre o oxigênio e a água:

$$\frac{n(\text{O}_2)}{1} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{2}$$

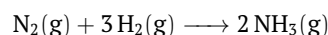
Essa relação permite relacionar a quantidade de moléculas de  $\text{O}_2$  à quantidade de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  produzidas.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,25 \text{ mol} \times \frac{2}{1} = 0,5 \text{ mol}$$

#### EXEMPLO 2 Cálculo da quantidade de produto que pode ser obtida de uma dada quantidade de reagente

**Calcule** a quantidade de amônia,  $\text{NH}_3$ , que é produzida a partir de 6 mol de gás hidrogênio na reação com gás nitrogênio.

**Etapa 1.** Balanceie a equação química.



**Etapa 2.** Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de  $\text{H}_2$  na quantidade de  $\text{NH}_3$ .

$$n(\text{NH}_3) = 6 \text{ mol} \times \frac{2}{3} = \boxed{4 \text{ mol}}$$

*A equação química balanceada de uma reação serve para estabelecer a relação estequiométrica, o fator usado para converter a quantidade de uma substância na quantidade de outra.*

### 2.2 As previsões massa a massa

Para determinar a massa de produto que pode ser formada a partir da massa conhecida de um reagente, a massa do reagente é convertida em quantidade em mols utilizando sua massa molar. Após, a relação estequiométrica da equação balanceada é utilizada para estimar a quantidade de produto em mols. Por fim, esta quantidade de produto é convertida em massa utilizando sua massa molar.

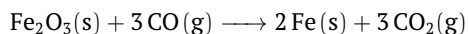
#### EXEMPLO 3 Cálculo da massa de produto que pode ser obtida de uma dada massa de reagente

Em uma siderúrgica, o óxido de ferro(III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , presente no minério de ferro é reduzido por monóxido de carbono ao

metal ferro e ao gás dióxido de carbono em um alto-forno.

**Calcule** a massa de óxido de ferro necessária para produzir 7 kg de ferro.

**Etapa 1.** Balanceie a equação química.



**Etapa 2.** Converta a massa de ferro em quantidade utilizando sua massa molar ( $n = m/M$ ). A massa molar do Fe é  $56 \text{ g mol}^{-1}$ .

$$n(\text{Fe}) = \frac{7 \text{ kg}}{56 \text{ g mol}^{-1}} = 125 \text{ mol}$$

**Etapa 3.** Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de Fe na quantidade de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 125 \text{ mol} \times \frac{1}{2} = 62,5 \text{ mol}$$

**Etapa 4.** Converta a quantidade de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  em massa utilizando sua massa molar ( $m = nM$ ). A massa molar do  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  é  $160 \text{ g mol}^{-1}$ .

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 62,5 \text{ mol} \times 160 \text{ g mol}^{-1} = \boxed{10 \text{ kg}}$$

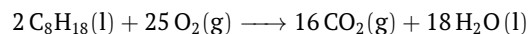
*Em um cálculo massa a massa, converta a massa fornecida em quantidade de mols, aplique relação estequiométrica para obter a quantidade desejada e, por fim, converta a quantidade de mols em massa da substância desconhecida.*

#### EXEMPLO 4 Cálculo do rendimento percentual de um produto

A combustão incompleta do combustível em um motor mal calibrado pode produzir monóxido de carbono, tóxico, junto com o dióxido de carbono e a água normalmente obtidos. No teste de um motor, 684 g de octano foram incinerados sob certas condições, obtendo-se 1,9 kg de dióxido de carbono.

**Calcule** o rendimento percentual da formação de dióxido de carbono.

**Etapa 1.** Balanceie a equação química.



**Etapa 2.** Converta a massa de octano dada em gramas em quantidade utilizando sua massa molar ( $n = m/M$ ). A massa molar do  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  é  $114 \text{ g mol}^{-1}$ .

$$n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \frac{684 \text{ g}}{114 \text{ g mol}^{-1}} = 6 \text{ mol}$$

**Etapa 3.** Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  na quantidade de  $\text{CO}_2$ .

$$n(\text{CO}_2) = 6 \text{ mol} \times \frac{16}{2} = 48 \text{ mol}$$

**Etapa 4.** Converta a quantidade de  $\text{CO}_2$  em massa usando a massa molar ( $m = nM$ ). A massa molar do  $\text{CO}_2$  é  $44 \text{ g mol}^{-1}$ .

$$m(\text{CO}_2) = 48 \text{ mol} \times 44 \text{ g mol}^{-1} = 2,11 \text{ kg}$$

**Etapa 5.** Calcule o rendimento percentual de dióxido de carbono, sabendo que somente 1,9 kg foi produzido, não 2,11 kg.

$$\eta(\text{CO}_2) = \frac{1,9 \text{ kg}}{2,11 \text{ kg}} = 0,9 = \boxed{90\%}$$

## 3 Os limites da reação

Os cálculos estequiométricos da quantidade de massa de produto formado em uma reação baseiam-se em uma visão ideal do mundo. Eles supõem, por exemplo, que as substâncias reagem exatamente como está escrito em uma equação química. Na prática, isso nem sempre acontece. Uma parte dos reagentes pode ser consumida em reações competitivas, isto é, reações que têm a mesma duração da que você está estudando e usam alguns dos mesmos reagentes. Outra possibilidade é que a reação não esteja completa quando as medidas são feitas. Uma terceira possibilidade é que muitas reações não se completam. Aparentemente, elas se interrompem quando certa parte dos reagentes foi consumida. Portanto, a quantidade real do produto pode ser inferior à que foi calculada a partir da estequiometria da reação.

### 3.1 O rendimento da reação

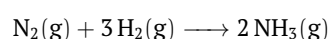
O **rendimento teórico** de uma reação é a quantidade *máxima* (mols, massa ou volume) de produto que pode ser obtida a partir de uma determinada quantidade de reagente. O **rendimento percentual**,  $\eta$ , é a fração do rendimento teórico de fato produzida, expressa como percentagem:

$$\eta = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}}$$

### 3.2 Os reagentes limitantes

O **reagente limitante** de uma reação é o reagente que determina o rendimento máximo do produto. Um reagente limitante é como uma peça com pouco estoque em uma fábrica de motocicletas. Imagine que só existam oito rodas e sete chassis de motos. Como cada chassi requer duas rodas, só existem rodas suficientes para quatro motos. Em outras palavras, as rodas fazem o papel de reagente limitante. Quando todas as rodas forem usadas, três chassis permanecerão sem uso porque há chassis em excesso.

Em alguns casos, o reagente limitante não é tão óbvio e precisa ser encontrado por cálculos. Por exemplo, para identificar o reagente limitante na reação



é preciso comparar o número de mols de cada elemento fornecido com coeficientes estequiométricos. Assim, vamos supor que você tenha disponíveis 1 mol de  $\text{N}_2$ , mas somente 2 mol de  $\text{H}_2$ . Como a quantidade de hidrogênio é menor do que o necessário, segundo a relação estequiométrica, o hidrogênio é o reagente limitante, mesmo estando presente em quantidade maior. Uma vez identificado o reagente limitante, é possível calcular a quantidade

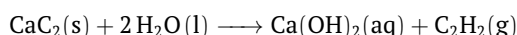
de produto que pode se formar. Você também pode calcular a quantidade de reagente em excesso no final da reação.

#### EXEMPLO 5 Identificação do reagente limitante

O carbeto de cálcio,  $\text{CaC}_2$ , reage com água para formar hidróxido de cálcio e o gás inflamável etino,  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Em um experimento, 100 g de água reagem com 100 g de carbeto de cálcio.

- **Calcule** massa de etino pode ser obtida.
- **Calcule** massa do reagente em excesso que permanece após o término da reação.

##### Etapa 1. Balanceie a equação química.



**Etapa 2.** Converta as massas em quantidade usando a massa molar ( $n = m/M$ ). As massas molares do  $\text{CaC}_2$  e da  $\text{H}_2\text{O}$  são  $64 \text{ g mol}^{-1}$  e  $18 \text{ g mol}^{-1}$ , respectivamente.

$$n(\text{CaC}_2) = \frac{100 \text{ g}}{64 \text{ g mol}^{-1}} = 1,56 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 5,55 \text{ mol}$$

**Etapa 3.** Para cada reagente, calcule quantos mols de produto ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) ele forma.

Para o  $\text{CaC}_2$ :

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = 1,56 \text{ mol} \times \frac{1}{1} = 1,56 \text{ mol}$$

Para a  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = 5,55 \text{ mol} \times \frac{1}{2} = 2,78 \text{ mol}$$

O  $\text{CaC}_2$  só pode produzir 1,56 mol de  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Portanto, ele é o reagente limitante.

**Etapa 4.** Converta a quantidade de  $\text{C}_2\text{H}_2$  em massa usando a massa molar ( $m = nM$ ). A massa molar do  $\text{C}_2\text{H}_2$  é  $26 \text{ g mol}^{-1}$ .

$$m(\text{C}_2\text{H}_2) = 1,56 \text{ mol} \times 26 \text{ g mol}^{-1} = \boxed{40,6 \text{ g}}$$

**Etapa 5.** O reagente em excesso é a  $\text{H}_2\text{O}$ . Como 5,55 mol  $\text{H}_2\text{O}$  foram fornecidos e 3,12 mol  $\text{H}_2\text{O}$  foram consumidos, a quantidade de água que sobrou é  $5,55 \text{ mol} - 3,12 \text{ mol} = 2,43 \text{ mol}$ . Portanto, a massa do reagente em excesso ao final da reação é

$$m_{\text{final}}(\text{H}_2\text{O}) = 2,43 \text{ mol} \times 18 \text{ g mol}^{-1} = \boxed{43,8 \text{ g}}$$

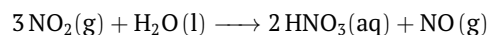
#### EXEMPLO 6 Cálculo do rendimento percentual de um reagente limitante

O processo Ostwald é usado para a produção de ácido nítrico a partir da amônia. Na última etapa do processo, 267 kg

de dióxido de nitrogênio reagiram com 72 kg de água para produzir óxido nítrico,  $\text{NO}$ , e 245 kg de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ .

**Calcule** o rendimento percentual da formação de ácido nítrico.

##### Etapa 1. Balanceie a equação química.



**Etapa 2.** Converta as massas em quantidade usando a massa molar ( $n = m/M$ ). As massas molares do  $\text{NO}_2$  e da  $\text{H}_2\text{O}$  são  $46 \text{ g mol}^{-1}$  e  $18 \text{ g mol}^{-1}$ , respectivamente.

$$n(\text{NO}_2) = \frac{267 \text{ kg}}{46 \text{ g mol}^{-1}} = 6 \text{ kmol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{72 \text{ kg}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 4 \text{ kmol}$$

**Etapa 3.** Para cada reagente, calcule quantos mols de produto ( $\text{HNO}_3$ ) ele forma.

Para o  $\text{NO}_2$ :

$$n(\text{HNO}_3) = 6 \text{ kmol} \times \frac{2}{3} = 4 \text{ kmol}$$

Para a  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$n(\text{HNO}_3) = 4 \text{ kmol} \times \frac{2}{1} = 8 \text{ kmol}$$

O  $\text{NO}_2$  só pode produzir 4 kmol de  $\text{HNO}_3$ . Portanto, ele é o reagente limitante.

**Etapa 4.** Converta a quantidade de  $\text{HNO}_3$  em massa usando a massa molar ( $m = nM$ ). A massa molar do  $\text{HNO}_3$  é  $77 \text{ g mol}^{-1}$ .

$$m(\text{HNO}_3) = 4 \text{ kmol} \times 77 \text{ g mol}^{-1} = 308 \text{ kg}$$

**Etapa 5.** Calcule o rendimento percentual de dióxido de carbono, sabendo que somente 245 kg foram produzidos, não 308 kg.

$$\eta(\text{HNO}_3) = \frac{245 \text{ kg}}{308 \text{ kg}} = 0,8 = \boxed{80\%}$$

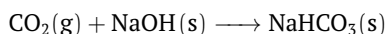
*O reagente limitante de uma reação é o reagente que está em quantidade menor do que o necessário, segundo a relação estequiométrica entre os reagentes.*

## 4 A análise gravimétrica

### 4.1 A análise por combustão

Uma técnica usada nos laboratórios químicos modernos é a determinação das fórmulas empíricas pela análise por combustão. Queima-se a amostra em um tubo por onde passa um fluxo abundante de oxigênio. O excesso de oxigênio assegura que o reagente limitante é a amostra. Todo o hidrogênio do composto converte-se em água, todo o carbono converte-se em dióxido de carbono e todo o nitrogênio converte-se em gás nitrogênio.

Na versão clássica da técnica os produtos da combustão são passados por um tubo contendo pentóxido de fósforo,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ , que absorve toda a água e em seguida por um tubo contendo hidróxido de sódio,  $\text{NaOH}$ , que absorve todo o dióxido de carbono conforme a reação



Os aumentos de massa no primeiro e no segundo tubos indicam as massas de água e de dióxido de carbono, respectivamente, formadas na combustão.

Na versão moderna da técnica, os gases produzidos são separados por cromatografia e suas quantidades relativas são determinadas pela medida da condutividade térmica dos gases que saem do aparelho. Esses instrumentos permitem analisar compostos contendo enxofre e halogênios. Todo enxofre é convertido a dióxido de enxofre e todos os halogênios, X, são convertidos aos respectivos haletos de hidrogênio,  $\text{HX}$ .

Sob excesso de oxigênio, cada átomo de carbono do composto transforma-se em uma molécula de dióxido de carbono. Portanto,

$$n(\text{C})_{\text{amostra}} = n(\text{CO}_2)_{\text{produto}}$$

Por isso, ao medir a massa de dióxido de carbono produzida e converter em mols, obtém-se o número de mols de átomos C da amostra original.

De maneira semelhante, cada átomo de hidrogênio do composto contribui, sob excesso de oxigênio, para a formação de uma molécula de água durante a combustão.

$$n(\text{H})_{\text{amostra}} = 2 \times n(\text{H}_2\text{O})_{\text{produto}}$$

Por isso, conhecendo-se a massa de água produzida quando o composto queima sob excesso de oxigênio, obtém-se a quantidade de H da amostra original.

Muitos compostos orgânicos também contêm oxigênio. Se o composto só contém carbono, hidrogênio e oxigênio, é possível calcular a massa de oxigênio inicialmente presente ao subtrair as massas de carbono e hidrogênio da massa original da amostra. A massa de oxigênio pode ser convertida em quantidade de O usando a massa molar dos átomos de oxigênio.

#### EXEMPLO 7 Determinação de uma fórmula empírica pela análise por combustão

Uma amostra de 1,61 g de um composto recém-sintetizado, do qual se sabia que continha somente C, H e O foi analisado por combustão. As massas de água e dióxido de carbono produzidas foram 1,9 g e 3,1 g, respectivamente.

**Determine** a fórmula empírica do composto.

**Etapa 1.** Converta a quantidade de  $\text{CO}_2$  produzida em quantidade e massa de C na amostra. As massas molares do C e do  $\text{CO}_2$  são  $12 \text{ g mol}^{-1}$  e  $44 \text{ g mol}^{-1}$ , respectivamente.

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = \frac{3,1 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 0,07 \text{ mol}$$

$$m(\text{C}) = 0,07 \text{ mol} \times 12 \text{ g mol}^{-1} = 0,84 \text{ g}$$

**Etapa 2.** Converta a quantidade de  $\text{H}_2\text{O}$  produzida em quantidade e massa de H na amostra. As massas molares do H e do  $\text{H}_2\text{O}$  são  $1 \text{ g mol}^{-1}$  e  $18 \text{ g mol}^{-1}$ , respectivamente.

$$n(\text{H}) = 2 \times n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times \frac{1,9 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 0,21 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}) = 0,21 \text{ mol} \times 1 \text{ g mol}^{-1} = 0,21 \text{ g}$$

**Etapa 3.** Calcule a massa de oxigênio da amostra a partir da diferença entre a massa da amostra e a massa total de C e H. Converta a massa de O na amostra em quantidade usando a massa molar. A massa molar do O é  $16 \text{ g mol}^{-1}$ .

$$m(\text{O}) = 1,61 \text{ g} - 0,84 \text{ g} - 0,21 \text{ g} = 0,56 \text{ g}$$

$$n(\text{O}) = \frac{0,56 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = 0,035 \text{ mol}$$

**Etapa 4.** Divida a quantidade de C, H e O pela menor quantidade (0,035 mol).

$$n(\text{C}) : \frac{0,07 \text{ mol}}{0,035 \text{ mol}} = 2$$

$$n(\text{H}) : \frac{0,21 \text{ mol}}{0,035 \text{ mol}} = 6$$

$$n(\text{O}) : \frac{0,035 \text{ mol}}{0,035 \text{ mol}} = 1$$

Por fim, a fórmula empírica é:  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

*Em uma análise por combustão, as quantidades de átomos de C, H e O na amostra de um composto e, portanto, sua fórmula empírica, são determinadas a partir das massas de dióxido de carbono e água produzidas quando o composto queima sob excesso de oxigênio.*

## 4.2 A análise térmica

Na **análise termogravimétrica** (TGA) a amostra a ser analisada é aquecida e sua massa é medida em função da temperatura.

## Problemas

### Testes

#### PROBLEMA 1.1

3B01

Considere as equações simplificadas.

- $\text{NaBH}_4(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{NaBO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{Mg}(\text{N}_3)_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{HN}_3(\text{aq})$
- $\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq})$
- $\text{Fe}_2\text{P}(\text{s}) + \text{S}(\text{s}) \longrightarrow \text{P}_4\text{S}_{10}(\text{s}) + \text{FeS}(\text{s})$

**Assinale** a alternativa que relaciona a soma dos coeficientes das reações balanceadas com os menores coeficientes inteiros, respectivamente.

- A** 8; 6; 6; 31.      **B** 6; 31; 6; 8.      **C** 6; 31; 8; 6.  
**D** 6; 6; 31; 8.      **E** 6; 8; 31; 6.



## PROBLEMA 1.2

3B02

Considere as equações simplificadas.

- $\text{KClO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{KCl}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $\text{KClO}_3(\text{l}) \longrightarrow \text{KCl}(\text{s}) + \text{KClO}_4(\text{g})$
- $\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{HI}(\text{aq}) + \text{N}_2(\text{g})$
- $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(\text{l})$

**Assinale** a alternativa que relaciona a soma dos coeficientes das reações balanceadas com os menores coeficientes inteiros, respectivamente.

- A** 7; 11; 8; 8.      **B** 11; 8; 7; 8.      **C** 8; 8; 11; 7.  
**D** 7; 8; 8; 11.      **E** 8; 7; 8; 11.

## PROBLEMA 1.3

3B03

Considere as equações simplificadas.

- $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{NaBr}(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgBr}(\text{s}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq})$
- $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + \text{HClO}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cr}(\text{ClO}_2)_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
- $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \longrightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4(\text{aq})$

**Assinale** a alternativa que relaciona a soma dos coeficientes das reações balanceadas com os menores coeficientes inteiros, respectivamente.

- A** 6; 12; 5; 12.      **B** 5; 6; 12; 12.      **C** 6; 12; 12; 5.  
**D** 5; 12; 12; 6.      **E** 5; 12; 6; 12.

## PROBLEMA 1.4

3B04

Considere as reações químicas.

- Combustão completa do heptano líquido,  $\text{C}_7\text{H}_{16}$ , um dos hidrocarbonetos presentes na gasolina.
- Combustão incompleta do heptano líquido,  $\text{C}_7\text{H}_{16}$ , formando monóxido de carbono e vapor d'água.
- Combustão completa do aspartame,  $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$ , um sólido usado como adoçante artificial.
- Combustão completa do dimetazano,  $\text{C}_{11}\text{H}_{17}\text{N}_5\text{O}_2$ , um anti-depressivo sólido.

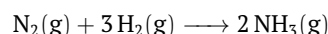
**Assinale** a alternativa que relaciona a soma dos coeficientes das reações balanceadas com os menores coeficientes inteiros, respectivamente.

- A** 41; 27; 47; 149.      **B** 41; 149; 47; 27.  
**C** 27; 47; 41; 149.      **D** 27; 149; 47; 41.  
**E** 149; 41; 27; 47.

## PROBLEMA 1.5

3B05

O processo de Haber de síntese da amônia é um dos processos industriais mais importantes para o bem-estar da humanidade.



Esse processo é muito usado na produção de fertilizantes, plásticos e outros produtos.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da quantidade de  $\text{NH}_3$  produzida a partir de 2 mol de  $\text{H}_2$ .

- A** 1,3 mol      **B** 1,6 mol      **C** 1,9 mol  
**D** 2,4 mol      **E** 2,9 mol

## PROBLEMA 1.6

3B06

Na produção comercial do ferro em um alto-forno, o óxido de ferro(III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , reage com monóxido de carbono para formar ferro elementar e dióxido de carbono.



**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da quantidade de Fe que pode ser extraída de 25 mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

- A** 14 mol      **B** 21 mol      **C** 32 mol  
**D** 50 mol      **E** 77 mol

## PROBLEMA 1.7

3B07

O potássio metálico reage com gás hidrogênio para produzir hidreto de potássio, KH.

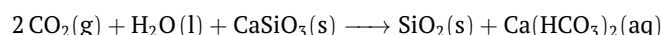
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de potássio necessária para reagir com 0,45 g de gás hidrogênio.

- A** 12 g      **B** 17 g      **C** 25 g  
**D** 36 g      **E** 51 g

## PROBLEMA 1.8

3B08

O dióxido de carbono pode ser removido dos gases emitidos por uma usina termelétrica combinando-o com uma emulsão de silicato de cálcio em água:



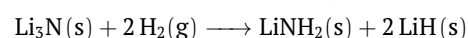
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de  $\text{CaSiO}_3$  necessária para reagir completamente com 0,3 kg de dióxido de carbono.

- A** 230 g      **B** 400 g      **C** 690 g  
**D** 1200 g      **E** 2000 g

## PROBLEMA 1.9

3B09

Compostos que possam ser usados para acumular hidrogênio em veículos estão sendo ativamente procurados. Uma das reações estudadas para a armazenagem do hidrogênio é



**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de  $\text{Li}_3\text{N}$  necessária para produzir 0,65 mol de LiH.

- A** 7,8 g      **B** 11 g      **C** 15 g  
**D** 22 g      **E** 31 g

## PROBLEMA 1.10

3B10

Na pesquisa em sínteses de supercondutores, está sendo estudada a reação:



**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de CuO necessária para produzir 0,24 mol do produto.

- A** 31 g      **B** 48 g      **C** 76 g  
**D** 120 g      **E** 190 g

## PROBLEMA 1.11

3B11

A combustão de um hidrocarboneto produz água e dióxido de carbono. A densidade da gasolina é  $0,8 \text{ g mL}^{-1}$ . Suponha que a gasolina está representado pelo octano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ .

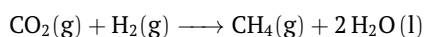
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de água produzida na combustão de 3,8 L de gasolina.

- A** 1,8 kg      **B** 2,4 kg      **C** 3,2 kg  
**D** 4,3 kg      **E** 5,7 kg

## PROBLEMA 1.12

3B12

A reação de Sabatier usa hidrogênio para gerar água a partir de resíduos de dióxido de carbono na estação espacial:



O hidrogênio é estocado como líquido com densidade  $0,07 \text{ g cm}^{-3}$ .

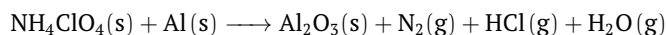
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de água que pode ser produzida na reação de 2 L de  $\text{H}_2$ .

- A** 200 g      **B** 350 g      **C** 610 g  
**D** 1100 g      **E** 1900 g

## PROBLEMA 1.13

3B13

O combustível sólido do foguete auxiliar do ônibus espacial é uma mistura de perclorato de amônio e pó de alumínio. Na ignição, a reação que ocorre é:



A alumina,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , é produzida como um pó branco finamente dividido, formando uma enorme nuvem de fumaça branca.

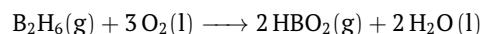
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de alumina formada na reação de 3,5 ton de alumínio.

- A** 1,9 ton      **B** 2,6 ton      **C** 3,5 ton  
**D** 4,8 ton      **E** 6,6 ton

## PROBLEMA 1.14

3B14

O composto diborano,  $\text{B}_2\text{H}_6$ , já foi considerado como um possível combustível de foguetes. A reação de combustão é:



O fato de que  $\text{HBO}_2$ , um composto reativo, é produzido, e não o composto  $\text{B}_2\text{O}_3$ , relativamente inerte, foi um dos fatores da interrupção dos estudos de uso do diborano como combustível.

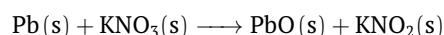
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de oxigênio líquido (LOX) necessária para queimar 230 g de  $\text{B}_2\text{H}_6$ .

- A** 160 g      **B** 280 g      **C** 500 g  
**D** 890 g      **E** 1600 g

## PROBLEMA 1.15

3B15

Quando 24 g de nitrato de potássio foram aquecidos com chumbo, formaram-se 14 g de nitrito de potássio na reação:



**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do rendimento percentual de nitrito de potássio na reação.

- A** 11 %      **B** 18 %      **C** 28 %  
**D** 43 %      **E** 68 %

## PROBLEMA 1.16

3B16

A redução de 15 kg de óxido de ferro(III) em um alfo-forno produziu 8,8 kg de ferro na reação:



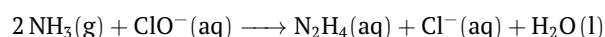
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do rendimento percentual do ferro na reação.

- A** 13 %      **B** 21 %      **C** 33 %  
**D** 53 %      **E** 84 %

## PROBLEMA 1.17

3B17

A hidrazina,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , é um líquido oleoso usado como combustível espacial. Ela é preparada em água, oxidando-se a amônia com íons hipoclorito:



Quando 35 g de amônia reagem com um excesso de íon hipoclorito, formaram-se 25 g de hidrazina.

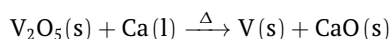
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do rendimento percentual da hidrazina na reação.

- A** 76 %      **B** 120 %      **C** 190 %  
**D** 300 %      **E** 470 %

## PROBLEMA 1.18

3B18

O metal vanádio pode ser extraído de seu óxido por aquecimento na presença de cálcio:



Quando 150 kg de  $\text{V}_2\text{O}_5$  foram aquecidos com cálcio, 37 kg de vanádio foram produzidos.

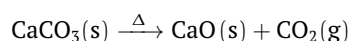
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do rendimento percentual do vanádio na reação.

- |                |                |                |
|----------------|----------------|----------------|
| <b>A</b> 44 %  | <b>B</b> 67 %  | <b>C</b> 100 % |
| <b>D</b> 160 % | <b>E</b> 240 % |                |

## PROBLEMA 1.19

3B19

O aquecimento de pedra calcária, que é principalmente  $\text{CaCO}_3$ , produz dióxido de carbono e cal,  $\text{CaO}$ , pela reação:



A decomposição térmica de 43 g de  $\text{CaCO}_3$  produz 17 g de  $\text{CO}_2$ .

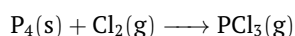
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do rendimento percentual da reação.

- |                |                |               |
|----------------|----------------|---------------|
| <b>A</b> 37 %  | <b>B</b> 58 %  | <b>C</b> 93 % |
| <b>D</b> 150 % | <b>E</b> 240 % |               |

## PROBLEMA 1.20

3B20

Tricloreto de fósforo,  $\text{PCl}_3$ , é produzido na reação do fósforo branco,  $\text{P}_4$ , com o cloro:



A reação de 50 g de  $\text{P}_4$  com excesso de cloro forneceu 180 g de  $\text{PCl}_3$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do rendimento percentual da reação.

- |                |                |                |
|----------------|----------------|----------------|
| <b>A</b> 82 %  | <b>B</b> 130 % | <b>C</b> 210 % |
| <b>D</b> 330 % | <b>E</b> 510 % |                |

## PROBLEMA 1.21

3B21

A reação:



é realizada com 12 mol de  $\text{ClO}_2$  e 5 mol de  $\text{BrF}_3$ .

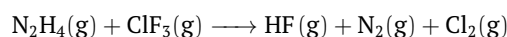
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da quantidade de  $\text{ClO}_2\text{F}$  formada na reação.

- |                  |                  |                  |
|------------------|------------------|------------------|
| <b>A</b> 4,2 mol | <b>B</b> 6,0 mol | <b>C</b> 8,5 mol |
| <b>D</b> 12 mol  | <b>E</b> 17 mol  |                  |

## PROBLEMA 1.22

3B22

A reação:



é realizada com 12 mol de  $\text{N}_2\text{H}_4$  e 12 mol de  $\text{ClF}_3$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da quantidade do reagente em excesso restará ao final da reação.

- |                  |                  |                  |
|------------------|------------------|------------------|
| <b>A</b> 3,0 mol | <b>B</b> 4,2 mol | <b>C</b> 6,0 mol |
| <b>D</b> 8,5 mol | <b>E</b> 12 mol  |                  |

## PROBLEMA 1.23

3B23

O alumínio pode ser extraído do  $\text{Al}_2\text{O}_3$  pela reação com sódio metálico.



Em um experimento, 5,5 g de sódio são aquecidos com 5,1 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

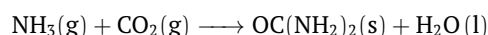
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de alumínio que pode ser produzida na reação.

- |                |                |                |
|----------------|----------------|----------------|
| <b>A</b> 1,4 g | <b>B</b> 1,7 g | <b>C</b> 2,2 g |
| <b>D</b> 2,8 g | <b>E</b> 3,5 g |                |

## PROBLEMA 1.24

3B24

A ureia pode ser preparada a partir da amônia na reação:



Uma batelada é preparada com 14 kg de amônia e 22 kg de  $\text{CO}_2$ .

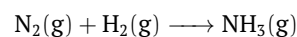
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa do reagente em excesso que permanece ao final da reação.

- |                 |                 |                 |
|-----------------|-----------------|-----------------|
| <b>A</b> 1,1 kg | <b>B</b> 1,5 kg | <b>C</b> 1,9 kg |
| <b>D</b> 2,5 kg | <b>E</b> 3,3 kg |                 |

## PROBLEMA 1.25

3B25

Na síntese da amônia, 100 kg de hidrogênio reagem com 800 kg de nitrogênio segundo a reação:



Foram produzidos 400 kg de amônia.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do rendimento percentual da amônia na reação.

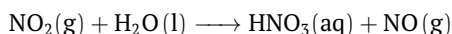
- |               |                |               |
|---------------|----------------|---------------|
| <b>A</b> 18 % | <b>B</b> 29 %  | <b>C</b> 45 % |
| <b>D</b> 71 % | <b>E</b> 110 % |               |



## PROBLEMA 1.26

3B26

Na síntese do ácido nítrico, 28 g de  $\text{NO}_2$  reagem com 18 g de água segundo a reação:



Foram produzidos 22 g de ácido nítrico

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do rendimento percentual do ácido nítrico na reação.

- |               |                |               |
|---------------|----------------|---------------|
| <b>A</b> 22 % | <b>B</b> 34 %  | <b>C</b> 54 % |
| <b>D</b> 86 % | <b>E</b> 140 % |               |

## PROBLEMA 1.27

3B27

Boro sólido pode ser extraído do óxido de boro sólido por reação com o metal magnésio em alta temperatura:



O rendimento percentual da reação é 90%.

Em uma batelada, 125 kg de óxido de boro foram aquecidos com 125 kg de magnésio.

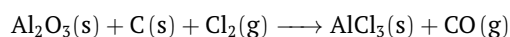
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de boro produzida na reação.

- |                |                 |                |
|----------------|-----------------|----------------|
| <b>A</b> 22 kg | <b>B</b> 33 kg  | <b>C</b> 50 kg |
| <b>D</b> 75 kg | <b>E</b> 110 kg |                |

## PROBLEMA 1.28

3B28

O antiperspirante cloreto de alumínio é feito pela reação de óxido de alumínio sólido, carbono sólido e gás cloro.



O rendimento percentual da reação é 80%.

Em uma batelada, 125 kg de óxido de boro foram aquecidos com 125 kg de magnésio.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de cloreto de alumínio produzida na reação.

- |                 |                 |                 |
|-----------------|-----------------|-----------------|
| <b>A</b> 39 kg  | <b>B</b> 62 kg  | <b>C</b> 100 kg |
| <b>D</b> 160 kg | <b>E</b> 260 kg |                 |

## PROBLEMA 1.29

3B29

Quando 0,53 g de sacarose (um composto de carbono, hidrogênio e oxigênio) é queimado, formam-se 0,31 g de água e 0,82 g de dióxido de carbono.

**Assinale** a alternativa com a fórmula empírica da sacarose.

- |  |  |  |
|--|--|--|
| <b>A</b> $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}_{10}$ | <b>B</b> $\text{C}_{10}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | <b>C</b> $\text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_{10}$ |
| <b>D</b> $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | <b>E</b> $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{13}$ |  |

## PROBLEMA 1.30

3B30

Quando 0,24 g de aspirina (um composto de carbono, hidrogênio e oxigênio) é queimado, formam-se 0,52 g de dióxido de carbono e 0,094 g de água.

**Assinale** a alternativa com a fórmula empírica da sacarose.

- |   |  |   |
|---|--|---|
| <b>A</b> $\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_3$ | <b>B</b> $\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_4$    | <b>C</b> $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_3$ |
| <b>D</b> $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ | <b>E</b> $\text{C}_{10}\text{H}_8\text{O}_2$ |   |

## Problemas Cumulativos

## PROBLEMA 2.1

3B31

**Apresente** a equação química balanceada para as reações descritas.

- O metal cálcio reage com água com produção de gás hidrogênio e hidróxido de cálcio que se dissolve na água.
- A reação entre óxido de sódio sólido,  $\text{Na}_2\text{O}$ , e água produz hidróxido de sódio sólido que se dissolve na água.
- O metal magnésio sólido reage a quente em atmosfera de nitrogênio para produzir nitreto de magnésio,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ , sólido.
- A reação do gás amônio com oxigênio em temperaturas altas na presença do metal cobre como catalisador produz os gases água e dióxido de nitrogênio.

## PROBLEMA 2.2

3B32

**Apresente** a equação química balanceada para as reações descritas.

- A primeira etapa do processo de recuperação do cobre do minério que contém  $\text{CuFeS}_2$ , é o aquecimento do minério no ar. Durante esse processo de cozimento, o oxigênio molecular reage com o  $\text{CuFeS}_2$  e produz sulfeto de cobre(II), sólido, óxido de ferro(II), sólido e o gás dióxido de enxofre.
- O carvão de silício, um abrasivo do diamante,  $\text{SiC}$ , é produzido pela reação de dióxido de silício com carbono elementar em  $2000^\circ\text{C}$  para dar carvão de silício sólido e o gás monóxido de carbono.
- A reação dos gases hidrogênio e nitrogênio é usada na produção comercial do gás amônia no processo de Haber.
- Em condições ácidas, o gás oxigênio reage com ácido bromídrico em água para formar água líquida e bromo líquido.

## PROBLEMA 2.3

3B33

O composto  $\text{XCl}_2(\text{NH}_3)_2$  forma-se da reação entre  $\text{XCl}_4$  e  $\text{NH}_3$ . Em um experimento, 3,57 g de  $\text{XCl}_4$  reagem com excesso de  $\text{NH}_3$  para dar  $\text{Cl}_2$  e 3,18 g de  $\text{XCl}_2(\text{NH}_3)_2$ .

**Assinale** a alternativa com o elemento X.

- |             |             |             |
|-------------|-------------|-------------|
| <b>A</b> Cu | <b>B</b> Pd | <b>C</b> Ag |
| <b>D</b> Pt | <b>E</b> Au |             |

## PROBLEMA 2.4

3B34

O brometo de bário,  $\text{BaBr}_x$ , pode ser convertido em  $\text{BaCl}_2$  por tratamento com cloro. Sabe-se que 3,25 g de  $\text{BaBr}_x$  reagem completamente com excesso de cloro para dar 2,27 g de  $\text{BaCl}_2$ .

Assinale a alternativa com o valor de  $x$ .

- A 1                      B 2                      C 3  
D 4                      E 5

## PROBLEMA 2.5

3B35

Uma amostra de massa 1,5 g do metal estanho foi colocada em um cadinho de 26,5 g e aquecida até que todo o estanho reagisse com o oxigênio do ar para formar um óxido. O cadinho e o produto pesaram 28,3 g.

Assinale a alternativa com a fórmula empírica do óxido.

- A  $\text{Sn}_2\text{O}$                       B  $\text{SnO}$                       C  $\text{Sn}_2\text{O}_3$   
D  $\text{SnO}_2$                       E  $\text{Sn}_2\text{O}_5$

## PROBLEMA 2.6

3B36

Uma amostra de massa 1,27 g do metal cobre foi colocada em um cadinho de 26,3 g e aquecida até que todo o cobre reagisse com o oxigênio do ar para formar um óxido. O cadinho e o produto pesaram 27,7 g.

- A  $\text{Cu}_2\text{O}$                       B  $\text{CuO}$                       C  $\text{Cu}_2\text{O}_3$   
D  $\text{CuO}_2$                       E  $\text{Cu}_2\text{O}_5$

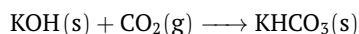
## PROBLEMA 2.7

3B37

O superóxido de potássio,  $\text{KO}_2$ , é utilizado em equipamentos de respiração de sistema fechado para remover o dióxido de carbono e a água do ar exalado. A remoção de água gera oxigênio para a respiração pela reação:



O hidróxido de potássio remove o dióxido de carbono do equipamento pela reação:

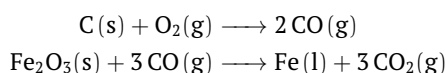


- a. **Determine** a massa de superóxido de potássio necessária para gerar 64 g de  $\text{O}_2$ .  
b. **Determine** a massa de  $\text{CO}_2$  que pode ser removida do equipamento por 75 g de  $\text{KO}_2$ .

## PROBLEMA 2.8

3B38

A redução do óxido de ferro(III) ao metal ferro em um alto-forno é outra fonte de dióxido de carbono atmosférico. A redução ocorre em duas etapas:



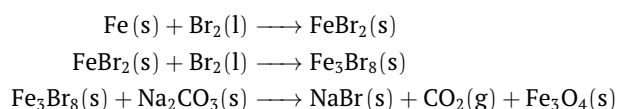
Considere que todo o CO gerado na primeira etapa reaja na segunda.

- a. **Determine** o número de átomos de carbono necessários para reagir com 600 fórmulas unitárias de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .  
b. **Determine** o volume máximo de dióxido de carbono (densidade  $1,25\text{ g L}^{-1}$ ) que pode ser gerado na produção de 1 ton de ferro.  
c. **Determine** o de dióxido de carbono liberado na atmosfera durante a produção de 1 ton de ferro considerando um rendimento percentual de 68%.  
d. **Determine** a massa de  $\text{O}_2$  necessários para a produção de 5 kg de ferro.

## PROBLEMA 2.9

3B39

O brometo de sódio,  $\text{NaBr}$ , que é usado para produzir  $\text{AgBr}$  para uso em filmes fotográficos, pode ser preparado da seguinte forma:

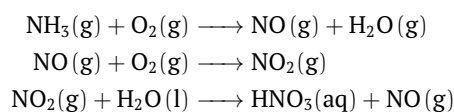


**Determine** a massa de ferro necessária para produzir 2,5 ton de  $\text{NaBr}$ .

## PROBLEMA 2.10

3B40

Ácido nítrico é produzido comercialmente pelo Processo Ostwald:



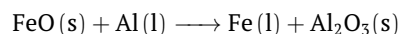
Uma indústria deve produzir 1000 ton de ácido nítrico.

- a. **Determine** a massa de amônia necessária para a produção considerando que todo o óxido nítrico formado na última etapa reaja na primeira.  
b. **Determine** a massa de amônia necessária para a produção considerando que todo o óxido nítrico formado na última etapa não seja reaproveitado na primeira.  
c. **Determine** a massa de amônia necessária para a produção considerando que todo o óxido nítrico formado na última etapa reaja na primeira.

## PROBLEMA 2.11

3B41

Uma mistura de 12,4 g de óxido de ferro(III) e 6,14 g do metal alumínio é colocada em um cadinho e aquecida em alta temperatura em um forno. Ocorre a redução do óxido:

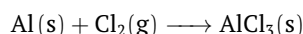


- a. **Identifique** o reagente limitante.  
b. **Determine** a quantidade máxima de ferro que pode ser produzida.  
c. **Determine** a massa do reagente em excesso que permaneceu no cadinho.

## PROBLEMA 2.12

3B42

O metal alumínio reage com o gás cloro para produzir cloreto de alumínio:



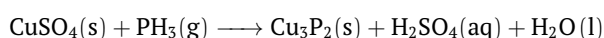
Em uma preparação, 255 g de alumínio foram postos em uma vasilha fechada contendo 535 g de gás cloro. Após a reação terminar, descobriu-se que 300 g de cloreto de alumínio foram produzidos.

- Determine** a massa de cloreto de alumínio que pode ser obtida.
- Determine** o rendimento percentual do cloreto de alumínio.

## PROBLEMA 2.13

3B43

Uma mistura de massa 4,94 g contendo 85% de fosfina pura,  $\text{PH}_3$ , e 0,11 kg de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  foi colocada em um vaso onde ocorre a reação:



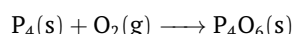
O rendimento percentual da reação é 6,3%.

- Identifique** o reagente limitante.
- Determine** a massa de  $\text{Cu}_3\text{P}_2$  produzida.

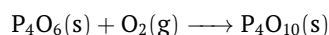
## PROBLEMA 2.14

3B44

Um vaso de reação contém 5,77 g de fósforo branco e 5,77 g de oxigênio. A primeira reação que ocorre é a formação de óxido de fósforo(III),  $\text{P}_4\text{O}_6$ :



Se o oxigênio estiver em excesso, a reação prossegue, com formação de óxido de fósforo(V),  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ :



- Identifique** o reagente limitante para a formação de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ .
- Determine** a massa de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  obtida.
- Determine** a massa de reagente em excesso que permanece no vaso de reação.

## PROBLEMA 2.15

3B45

O estimulante do café e do chá é a cafeína, uma substância cuja massa molar é  $194\text{ g mol}^{-1}$ . Na queima de 0,376 g de cafeína formam-se 0,682 g de dióxido de carbono, 0,174 g de água e 0,110 g de nitrogênio.

- Determine** a fórmula empírica da cafeína.
- Determine** a fórmula molecular da cafeína.
- Apresente** a equação de combustão da nicotina.

## PROBLEMA 2.16

3B46

A nicotina, o estimulante do tabaco, tem efeitos fisiológicos muito complexos no organismo. Sua massa molar é  $162\text{ g mol}^{-1}$ . A queima de uma amostra de massa 0,385 g produziu 1,07 g de dióxido de carbono, 0,307 g de água e 0,068 g de nitrogênio.

- Determine** a fórmula empírica da nicotina.
- Determine** a fórmula molecular da nicotina.
- Apresente** a equação de combustão da nicotina.

## PROBLEMA 2.17

3B47

Um composto encontrado no núcleo de uma célula humana contém carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio. A análise por combustão de 1,35 g do composto produziu 2,2 g de  $\text{CO}_2$  e 0,9 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Quando outra amostra, de 0,5 g, do composto foi analisada para nitrogênio, produziu-se 0,13 g de  $\text{N}_2$ .

**Determine** a fórmula empírica do composto.

## PROBLEMA 2.18

3B48

Um composto obtido como subproduto em uma síntese industrial de polímeros contém, possivelmente, carbono, hidrogênio, oxigênio e iodo. A análise por combustão de 1,7 g do composto produziu 1,32 g de  $\text{CO}_2$  e 0,63 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . A percentagem em massa de iodo no composto foi determinada pela conversão do iodo contido em 0,85 g da amostra em 1,15 g de iodeto de chumbo(II).

**Determine** a fórmula empírica do composto.

## PROBLEMA 2.19

3B49

Um subproduto industrial é composto por carbono, hidrogênio, oxigênio e cloro. Quando 0,1 g do composto foi analisado por combustão, produziram-se 0,0682 g de  $\text{CO}_2$  e 0,0140 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . A fração mássica de cloro no composto foi determinada como 55%.

- Determine** a fórmula empírica do composto.
- Determine** a fórmula molecular do composto.

## PROBLEMA 2.20

3B50

Bifenilas policloradas (PCBs) já foram produtos químicos muito usados na indústria, mas descobriu-se que eles eram perigosos para a saúde e para o meio ambiente. PCBs contêm somente carbono, hidrogênio e cloro. Aroclor-1254 é o nome comercial de um PCB cuja massa molar é  $361\text{ g mol}^{-1}$ . A combustão de 1,52 g de Aroclor-1254 produziu 2,22 g de  $\text{CO}_2$  e a combustão de 2,53 g produziu 0,253 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Determine** o número de átomos de cloro em uma molécula de Aroclor-1254.

## PROBLEMA 2.21

3B51

Além da determinação da composição elementar de compostos desconhecidos puros, a análise por combustão pode ser usada para a determinação da pureza de compostos conhecidos. Uma amostra de 2-naftol,  $\text{C}_{10}\text{H}_7\text{OH}$ , usada para preparar antioxidantes a serem incorporados na borracha sintética, estava contaminada com uma pequena quantidade de LiBr.

A análise por combustão da amostra deu os seguintes resultados: 77,5% de C, 5,2% de H em massa.

**Determine** a pureza percentual em massa da amostra.

## PROBLEMA 2.22

3B52

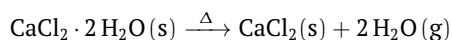
Um composto orgânico de fórmula  $\text{C}_{14}\text{H}_{20}\text{O}_2\text{N}$  foi recristalizado a partir de 1,1,2,2-tetracloretano,  $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$ . A análise por combustão da amostra deu os seguintes resultados: 68,5% de C, 8,2% de H em massa. Como esses resultados são muito diferentes do que se esperaria para  $\text{C}_{14}\text{H}_{20}\text{O}_2\text{N}$  puro, a amostra foi examinada e encontrou-se uma quantidade significativa de 1,1,2,2-tetracloretano.

**Determine** a pureza percentual em massa da amostra.

**PROBLEMA 2.23**

3B53

Um laboratório forense está analisando uma mistura de dois sólidos, cloreto de cálcio di-hidratado,  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , e cloreto de potássio,  $\text{KCl}$ . A mistura foi aquecida para eliminar a água de hidratação:



A massa de uma amostra da mistura antes do aquecimento foi 2,54 g. Após o aquecimento, a massa da mistura de  $\text{CaCl}_2$  e cloreto de potássio foi 2,31 g.

**Determine** a fração mássica de cloreto de potássio na amostra original.

**PROBLEMA 2.24**

3B54

A dolomita é um carbonato misto de cálcio e magnésio. O carbonato de cálcio e o carbonato de magnésio se decompõem por aquecimento para dar os óxidos de metal,  $\text{CaO}$  e  $\text{MgO}$ , e dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ . Quando se aquece 10 g de dolomita até a decomposição completa, 5,12 g de um resíduo de  $\text{MgO}$  e  $\text{CaO}$  permanecem.

**Determine** a fração mássica de carbonato de magnésio na dolomita.

**Gabarito****Testes**

- |              |              |              |              |              |              |
|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1. <b>A</b>  | 2. <b>D</b>  | 3. <b>C</b>  | 4. <b>C</b>  | 5. <b>A</b>  | 6. <b>D</b>  |
| 7. <b>B</b>  | 8. <b>B</b>  | 9. <b>B</b>  | 10. <b>C</b> | 11. <b>D</b> | 12. <b>C</b> |
| 13. <b>E</b> | 14. <b>D</b> | 15. <b>E</b> | 16. <b>E</b> | 17. <b>A</b> | 18. <b>A</b> |
| 19. <b>C</b> | 20. <b>A</b> | 21. <b>D</b> | 22. <b>E</b> | 23. <b>C</b> | 24. <b>E</b> |
| 25. <b>D</b> | 26. <b>D</b> | 27. <b>B</b> | 28. <b>C</b> | 29. <b>D</b> | 30. <b>D</b> |

**Problemas Cumulativos**

- $\text{Ca}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$
  - $\text{Na}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2\text{NaOH}(\text{aq})$
  - $3\text{Mg}(\text{s}) + \text{N}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2(\text{s})$
  - $4\text{NH}_3(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 6\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 4\text{NO}_2(\text{g})$
- $2\text{CuFeS}_2(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{CuS}(\text{s}) + 2\text{FeO}(\text{s}) + 2\text{SO}_2(\text{g})$
  - $\text{SiO}_2(\text{s}) + 3\text{C}(\text{s}) \longrightarrow \text{SiC}(\text{s}) + 2\text{CO}(\text{g})$
  - $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$
  - $\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{HBr}(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{Br}_2(\text{l})$
- D**
- B**
- D**
- A**
- 190 g
  - 46 g
- 1800
  - $9,5 \times 10^5 \text{ L}$
  - $6,5 \times 10^5 \text{ L}$
  - 2,1 kg
- 509 kg
- 270 ton
  - 410 ton
  - 350 ton

- $\text{FeO}$
  - 0,17 mol
  - 3,0 g de  $\text{Al}$
- 670 g
  - 45%
- $\text{PH}_3$
  - 1 g
- $\text{O}_2$
  - 5,77 g
  - 5,7 g
- $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$
  - $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$
  - $2\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2 + 19\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 16\text{CO}_2(\text{g}) + 10\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{N}_2(\text{g})$
- $\text{C}_5\text{H}_7\text{N}$
  - $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$
  - $2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2 + 27\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 20\text{CO}_2(\text{g}) + 14\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{N}_2(\text{g})$
- $\text{C}_8\text{H}_{16}\text{N}_4\text{O}_3$
- $\text{C}_3\text{H}_7\text{I}$
- $\text{CHOCl}$
  - $\text{CHOCI}$
- 6
- 93%
- 94%
- 63%
- 61%