

Estequiometria

Gabriel Braun



2B.1 As equações químicas	1
2B.1a A representação das reações químicas.....	1
2B.1b O balanceamento das equações químicas.....	1
2B.2 As estequiometria das reações	2
2B.2a As predições mol a mol.....	2
2B.2b As predições massa a massa.....	2
2B.2c O rendimento da reação.....	3
2B.2d Os reagentes limitantes.....	3
2B.3 A análise gravimétrica	5
2B.3a A análise por combustão.....	5
2B.3b A análise termogravimétrica.....	6

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 H_2O) são denominados **coeficientes estequiométricos** da substância. Um coeficiente 1 (como no caso de H_2) não é escrito explicitamente.

ATENÇÃO!

Não confunda coeficientes com subscritos:

- Os **subscritos** em uma fórmula dizem quantos átomos daquele elemento estão presentes em uma molécula.
- Os **coeficientes** mostram quantas fórmulas estão presentes.

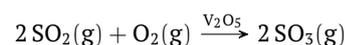
Uma equação química normalmente indica também o estado físico de cada reagente e produto, usando um símbolo associado aos **estados da matéria**: sólido (s), líquido (l), gás (g) e solução em água (aq). Para a reação entre o sódio e a água líquida, por exemplo, a equação química completa e balanceada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



Quando é importante enfatizar que uma reação requer temperatura elevada, a letra grega Δ (delta) é escrita sobre a seta. Assim, por exemplo, a conversão de calcário em cal ocorre em cerca de 800°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, V_2O_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 dos reagentes e produtos que participam da reação.

2B.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.

2B.1a 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.

As equações químicas balanceadas

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.

2B.1b O balanceamento das equações químicas

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:



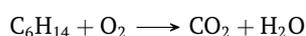
É mais fácil balancear inicialmente o carbono e o hidrogênio, deixando o oxigênio para o final. Depois de balancear a equação, especifique os estados da matéria. Se água for produzida nas condições do experimento, a equação é escrita como:



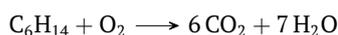
EX. 2B.1 Balanceamento de uma equação química

Balanceie a equação química da combustão de hexano líquido, C_6H_{14} , em dióxido de carbono gasoso e água gasosa.

Etapa 1. Escreva a equação simplificada.

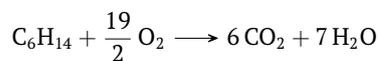


Etapa 2. Balanceie o carbono e o hidrogênio.

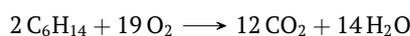


Etapa 3. Balanceie o oxigênio.

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.



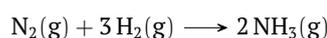
Etapa 5. Informe os estados da matéria.



Os coeficientes estequiométricos são escolhidos de modo a mostrar que os átomos não são criados nem destruídos na reação.

2B.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**. 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:

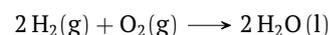


indicam que, quando 1 mol de N_2 reage, 3 mols de H_2 são consumidos e produzem-se 2 mol de NH_3 . As **relações estequiométricas** resumem as quantidades relativas de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química:

$$\frac{n_{\text{N}_2}}{1} = \frac{n_{\text{H}_2}}{3} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{2}$$

2B.2a As predições 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 O_2 reage com o gás hidrogênio. A equação química da reação é



A informação de que 1 mol de O_2 reage para formar 2 mol de H_2O é resumida, escrevendo a relação estequiométrica entre o oxigênio e a água:

$$\frac{n_{\text{O}_2}}{1} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{2}$$

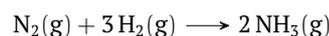
Essa relação permite relacionar a quantidade de moléculas de O_2 à quantidade de moléculas de H_2O produzidas.

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

EX. 2B.2 Cálculo da quantidade de produto que pode ser obtida de uma dada quantidade de reagente

Calcule a quantidade de amônia, 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 H_2 na quantidade de NH_3 .

$$n_{\text{NH}_3} = 6 \text{ mol} \times \frac{2}{3} = 4 \text{ mol}$$

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.

2B.2b As predições 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.

EX. 2B.3 Cálculo da massa de produto que pode ser obtida de uma dada massa de reagente

Em uma siderúrgica, o óxido de ferro(III), Fe_2O_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.

De $n = m/M$

$$n_{\text{Fe}} = \frac{7 \text{ kg}}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 125 \text{ mol}$$

Etapa 3. Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de Fe na quantidade de Fe_2O_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 Fe_2O_3 em massa utilizando sua massa molar.

De $m = nM$

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 62,5 \text{ mol} \times 160 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 10 \text{ kg}$$

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.

2B.2c O rendimento da reação

Os cálculos estequiométricos supõem que as substâncias reagem exatamente como está na 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 medições 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.

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**, η , é a fração do rendimento teórico de fato produzida, expressa como porcentagem:

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

EX. 2B.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.

De $n = m/M$

$$n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = \frac{684 \text{ g}}{114 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 6 \text{ mol}$$

Etapa 3. Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de C_8H_{18} na quantidade de CO_2 .

$$n_{\text{CO}_2} = 6 \text{ mol} \times \frac{16}{2} = 48 \text{ mol}$$

Etapa 4. Converta a quantidade de CO_2 em massa usando a massa molar.

De $m = nM$

$$m_{\text{CO}_2} = 48 \text{ mol} \times 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,11 \text{ kg}$$

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

$$\eta_{\text{CO}_2} = \frac{1,9 \text{ kg}}{2,11 \text{ kg}} = 0,9 = 90\%$$

O rendimento percentual é a porcentagem da quantidade máxima que pode ser esperada com base na estequiometria de uma equação química que foi realmente atingida.

2B.2d 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 $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$ é preciso comparar o número de mols de cada elemento fornecido

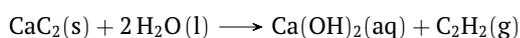
com coeficientes estequiométricos. Assim, vamos supor que você tenha disponíveis 1 mol de N_2 , mas somente 2 mol de H_2 . Como a quantidade de hidrogênio é menor do que o necessário, segundo a relação estequiométrica, o hidrogênio é o reagente limitante, mesmo estando presente em quantidade maior.

EX. 2B.5 Identificação do reagente limitante

O carvão de cálcio, CaC_2 , reage com água para formar hidróxido de cálcio e o gás inflamável etino, C_2H_2 . Em um experimento, 100 g de água reagem com 100 g de carvão de cálcio.

- Calcule a massa de etino que pode ser obtida.
- Calcule a 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.

De $n = m/M$

$$n_{CaC_2} = \frac{100 \text{ g}}{64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,56 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{100 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,55 \text{ mol}$$

Etapa 3. Para cada reagente, calcule quantos mols de produto (C_2H_2) ele forma.

Para o CaC_2 :

$$n_{C_2H_2} = 1,56 \text{ mol} \times \frac{1}{1} = 1,56 \text{ mol}$$

Para a H_2O :

$$n_{C_2H_2} = 5,55 \text{ mol} \times \frac{1}{2} = 2,78 \text{ mol}$$

O CaC_2 só pode produzir 1,56 mol de C_2H_2 . Portanto, ele é o reagente limitante.

Etapa 4. Converta a quantidade de C_2H_2 em massa usando a massa molar.

De $m = nM$

$$m_{C_2H_2} = 1,56 \text{ mol} \times 26 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 40,6 \text{ g}$$

Etapa 5. O reagente em excesso é a H_2O . Calcule a massa de água remanescente ao final da reação.

Como 5,55 mol H_2O foram fornecidos e 3,12 mol H_2O 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

$$m_{H_2O, \text{final}} = 2,43 \text{ mol} \times 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 43,8 \text{ g}$$

O rendimento percentual também pode ser calculado em relação ao reagente em excesso.

EX. 2B.6 Cálculo do rendimento percentual de um reagente em excesso

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, NO , e 245 kg de ácido nítrico, HNO_3 .

Calcule o rendimento percentual do reagente em excesso na formação do HNO_3 .

Etapa 1. Balanceie a equação química.



Etapa 2. Converta as massas em quantidade usando a massa molar.

De $n = m/M$

$$n_{NO_2} = \frac{267 \text{ kg}}{46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 6 \text{ kmol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{72 \text{ kg}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4 \text{ kmol}$$

Etapa 3. Para cada reagente, calcule quantos mols de produto (HNO_3) ele forma.

Para o NO_2 :

$$n_{HNO_3} = 6 \text{ kmol} \times \frac{2}{3} = 4 \text{ kmol}$$

Para a H_2O :

$$n_{HNO_3} = 4 \text{ kmol} \times \frac{2}{1} = 8 \text{ kmol}$$

O NO_2 só pode produzir 4 kmol de HNO_3 . Portanto, ele é o reagente limitante.

Etapa 4. Converta a quantidade de HNO_3 em massa usando a massa molar.

De $m = nM$

$$m_{HNO_3} = 4 \text{ kmol} \times 77 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 308 \text{ kg}$$

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

$$\eta_{HNO_3} = \frac{245 \text{ kg}}{308 \text{ kg}} = 0,8 = 80\%$$

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.

2B.3 A análise gravimétrica

Uma das muitas aplicações das reações químicas conduzidas em laboratórios é a identificação e determinação de substâncias. Em específico, na **análise gravimétrica**, que é utilizada no monitoramento ambiental, a quantidade da substância presente é determinada com base na medida da massa de um produto formado em uma reação.

2B.3a A análise por combustão

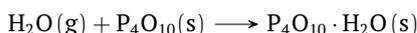
Uma técnica usada nos laboratórios químicos modernos é a determinação das fórmulas empíricas pela análise por combustão. Queima-se a amostra em um tubo por onde passa um fluxo abundante de oxigênio. O excesso de oxigênio assegura que o reagente limitante é a amostra e que a combustão é completa.

ATENÇÃO!

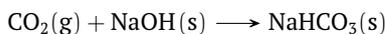
Em uma reação de **combustão completa** com gás oxigênio:

- Todo o hidrogênio do composto converte-se em água.
- Todo o carbono converte-se em dióxido de carbono.
- Todo o nitrogênio converte-se em gás nitrogênio.

Na versão clássica da técnica os produtos da combustão são passados por um tubo contendo uma substância que absorve toda a água, como o pentóxido de fósforo, P_4O_{10} ,



e em seguida por um tubo contendo hidróxido de sódio, NaOH, que absorve todo o dióxido de carbono conforma 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, HX.

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

$$n_{C,amostra} = n_{CO_2,produto}$$

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.

$$n_{H,amostra} = 2 \times n_{H_2O,produto}$$

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.

EX. 2B.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 carbono, hidrogênio e oxigênio foi analisado por combustão.

Os gases de exaustão foram passados por um tubo contendo P_4O_{10} e em seguida por um tubo contendo NaOH. O aumento de massa nos tubos foi de 1,9 g e 3,1 g, respectivamente.

Determine a fórmula empírica do composto.

Etapa 1. Converta a quantidade de H_2O produzida em quantidade e massa de H na amostra.

De $n = m/M$

$$n_H = 2 \times n_{H_2O} = 2 \times \frac{1,9 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,21 \text{ mol}$$

$$m_H = 0,21 \text{ mol} \times 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,21 \text{ g}$$

Etapa 2. A massa de CO_2 produzida equivale ao aumento de massa no em quantidade e massa de C na amostra.

De $n = m/M$

$$n_C = n_{CO_2} = \frac{3,1 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,07 \text{ mol}$$

$$m_C = 0,07 \text{ mol} \times 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,84 \text{ g}$$

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.

De $n = m/M$

$$m_O = 1,61 \text{ g} - 0,84 \text{ g} - 0,21 \text{ g} = 0,56 \text{ g}$$

$$n_O = \frac{0,56 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,035 \text{ mol}$$

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

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

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

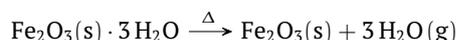
$$O : \frac{0,035 \text{ mol}}{0,035 \text{ mol}} = 1$$

Por fim, a fórmula empírica é: C_2H_6O

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.

2B.3b A análise termogravimétrica

Para que uma substância química seja submetida a uma técnica de análise, essa deve possuir uma composição conhecida e estável. Uma substância **higroscópica** absorve água do ar e não pode ser pesada com precisão. Muitos compostos contêm quantidade variável de água e devem ser secados sob condições que garantem que toda a água de hidratação é eliminada. A **calcinação**, um forte aquecimento, é usada para mudar a composição de precipitados, por exemplo, a calcinação de sais hidratados, como o óxido de ferro(III), elimina toda a água de hidratação:



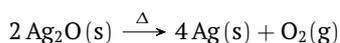
Os metais alcalinos são os únicos a formar sólidos com o íon bicarbonato, HCO_3^- . Esses compostos sofrem decomposição formando os respectivos carbonatos quando calcinados:



O óxido de cálcio, conhecido como *cal viva*, é produzido em enormes quantidades pela calcinação do carbonato de cálcio:



Na calcinação de carbonatos de metais menos eletropositivos, como a prata, o óxido formado também se decompõe. Assim, o produto final da calcinação é o metal reduzido:



Na **análise termogravimétrica**, TGA, uma substância é aquecida e sua massa é medida em função da temperatura. Em uma curva de TGA como a da Fig. 2B.1, a diminuição da massa da amostra é devido à ocorrência de reações de calcinação.

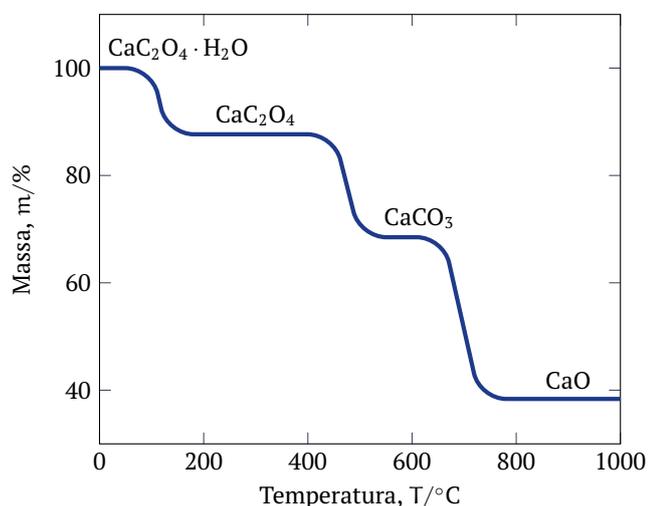


FIG. 2B.1 Curva de TGA para o oxalato de cálcio monohidratado, $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, submetido a uma taxa constante de aquecimento.

Esse método é muito utilizado na identificação substâncias, pois a diminuição da massa na curva de TGA revela a ocorrência reações específicas, como a calcinação, além das relações entre as massas do composto e dos gases liberados em cada etapa do aquecimento.

Em uma análise termogravimétrica a substância é aquecida e sua massa é monitorada em função da temperatura.

Nível I

2B.01 Considere as equações simplificadas.

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

Apresente as equações químicas balanceadas com os menores coeficientes inteiros.

2B.02 Considere as reações de combustão:

- Combustão do octano líquido, C_8H_{18} , um dos hidrocarbonetos presentes na gasolina.
- Combustão *incompleta* do heptano líquido, C_7H_{16} , formando monóxido de carbono e vapor d'água.
- Combustão do aspartame, $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$, um sólido usado como adoçante artificial.
- Combustão do dimetazano, $\text{C}_{11}\text{H}_{17}\text{N}_5\text{O}_2$, um antidepressivo sólido.

Apresente as equações químicas balanceadas com os menores coeficientes inteiros.

2B.03 Considere as reações:

- 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, Na_2O , 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, Mg_3N_2 , sólido.
- A reação do gás amônia com oxigênio em temperaturas altas na presença do metal cobre como catalisador produz os fases água e dióxido de nitrogênio.

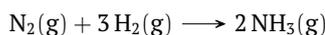
Apresente as equações químicas balanceadas com os menores coeficientes inteiros.

2B.04 Considere as reações:

- A primeira etapa do processo de recuperação do cobre do minério que contém CuFeS_2 , é o aquecimento do minério no ar. Durante esse processo de cozimento, o oxigênio molecular reage com o CuFeS_2 e produz sulfeto de cobre(II), sólido, óxido de ferro(II), sólido e o gás dióxido de enxofre.
- O carreto de silício, um abrasivo do diamante, SiC , é produzido pela reação de dióxido de silício com carbono elementar em 2000°C para dar carreto 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.

Apresente as equações químicas balanceadas com os menores coeficientes inteiros.

2B.05 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, polímeros e outros produtos.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da quantidade de NH_3 produzida a partir de 2 mol de H_2 .

- A** 0,87 mol **B** 1,1 mol **C** 1,3 mol
D 1,6 mol **E** 1,9 mol

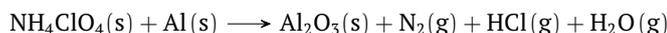
2B.06 Na produção comercial do ferro em um alto-forno, o óxido de ferro(III), Fe_2O_3 , reage com monóxido de carbono para formar ferro elementar e dióxido de carbono.



Assinale a alternativa que mais se aproxima da quantidade de Fe que pode ser extraída de 25 mol de Fe_2O_3 .

- A** 32 mol **B** 50 mol **C** 77 mol
D 119 mol **E** 183 mol

2B.07 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:

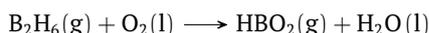


A alumina, Al_2O_3 , é produzida como um pó branco finamente dividido, formando uma enorme nuvem de fumaça branca.

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

- A** 4,8 ton **B** 6,6 ton **C** 9 ton
D 12 ton **E** 17 ton

2B.08 O composto diborano, B_2H_6 , já foi considerado como um possível combustível de foguetes. A reação de combustão é:



O fato de que HBO_2 , um composto reativo, é produzido, e não o composto B_2O_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 257 g de B_2H_6 .

- A** 497 g **B** 890 g **C** 1590 g
D 2850 g **E** 5100 g

2B.09 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, C_8H_{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

2B.10 A reação de Sabatier usa hidrogênio para gerar água a partir de resíduos de dióxido de carbono na estação espacial:

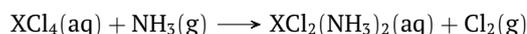


O hidrogênio é estocado como líquido com densidade $0,07 \text{ g cm}^{-3}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de água que pode ser produzida na reação de 2 L de H_2 .

- A** 110 g **B** 320 g **C** 480 g **D** 610 g **E** 810 g

2B.11 O composto $\text{XCl}_2(\text{NH}_3)_2$ forma-se da reação entre XCl_4 e amônia:



Em um experimento, 3,57 g de XCl_4 reagem com excesso de NH_3 formando 3,18 g de $\text{XCl}_2(\text{NH}_3)_2$.

Assinale a alternativa com o elemento X.

- A** Fe **B** Cu **C** Pd **D** Ag **E** Pt

2B.12 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** Sn_2O **B** SnO **C** Sn_2O_3 **D** SnO_2 **E** Sn_2O_5

2B.13 A hidrazina, N_2H_4 , é um líquido oleoso usado como combustível espacial. Ela é preparada em água, oxidando-se a amônia com íons hipoclorito:

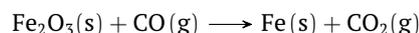


Quando 35 g de amônia reagem com um excesso de íon hipoclorito, formaram-se 25 g de hidrazina.

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

- A** 53% **B** 64% **C** 76% **D** 82% **E** 95%

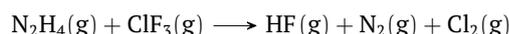
2B.14 A redução de 15 kg de óxido de ferro(III) em um alto-forno produziu 8,8 kg de ferro na reação:



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

- A** 53% **B** 62% **C** 76% **D** 84% **E** 96%

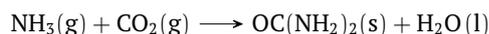
2B.15 A reação entre hidrazina e trifluoreto de cloro foi testada em motores-foguete experimentais:



Uma câmara de combustão foi alimentada com 12 mol de N_2H_4 e 12 mol de ClF_3 .

- Identifique o reagente limitante.
- Determine o número de mols de HF formada na reação.
- Determine o número de mols de reagente em excesso que permanece ao final da reação.

2B.16 A ureia pode ser preparada a partir da amônia:



Uma batelada foi preparada com 14 kg de amônia e 22 kg de CO_2 .

- Identifique o reagente limitante.
- Determine a massa de ureia formada na reação.
- Determine a massa de reagente em excesso que permanece ao final da reação.

2B.17 Na síntese do ácido nítrico, 28 kg de NO_2 reagem com 18 kg de água segundo a reação:

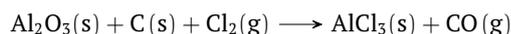


Foram produzidos 22 kg de ácido nítrico

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

- A** 53% **B** 64% **C** 75% **D** 86% **E** 97%

2B.18 O antiperspirante cloreto de alumínio é feito pela reação de óxido de alumínio sólido, carbono sólido e gás cloro.

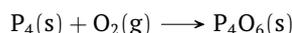


Em uma batelada, 185 kg de óxido de alumínio foram aquecidos com 25 kg de carbono e 100 kg de cloro. O rendimento percentual da reação foi de 80%.

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

- A** 29 kg **B** 48 kg **C** 77 kg
D 125 kg **E** 202 kg

2B.19 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), P_4O_6 :



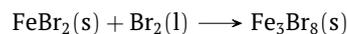
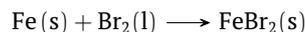
Se o oxigênio estiver em excesso, a reação prossegue, com formação de óxido de fósforo(V), P_4O_{10} :



Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de P_4O_{10} obtida no experimento.

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

2B.20 O brometo de sódio, NaBr, que é usado para produzir AgBr para uso em filmes fotográficos, pode ser preparado da seguinte forma:



Em uma batelada, deseja-se produzir 2,5 ton de NaBr. O rendimento percentual global do processo industrial é de 75%. O reator é alimentado com ferro de 90% de pureza.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de ferro necessária para essa batelada.

- A** 423 kg **B** 750 kg **C** 1330 kg
D 2360 kg **E** 4190 kg

2B.21 A cafeína, substância estimulante do café e do chá, foi analisada em laboratório:

- A massa molar foi determinada como 194 g mol^{-1} .
- A análise elementar revelou que essa substância é formada possivelmente por carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio.
- A análise por combustão de uma amostra de 0,376 g formou 0,682 g de dióxido de carbono, 0,174 g de água e 0,110 g de nitrogênio.

Determine a fórmula molecular da cafeína.

2B.22 Um subproduto industrial foi analisado em laboratório:

- A análise elementar revelou que essa substância é formada possivelmente por carbono, hidrogênio, oxigênio e cloro.
- A análise por combustão de uma amostra de 0,1 g formou 0,0682 g de dióxido de carbono, 0,0140 g de água.
- A fração mássica de cloro foi determinada como 55%.

Determine a fórmula empírica do composto.

2B.23 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.

Aroclor-1254 é o nome comercial de um PCB que foi submetido à análise em laboratório:

- PCBs contêm somente carbono, hidrogênio e cloro.
- A massa molar foi determinada como 361 g mol^{-1} .
- A análise por combustão de uma amostra de 1,52 g formou 2,22 g de dióxido de carbono.
- A análise por combustão de uma amostra de 2,53 g formou 0,253 g de água.

Determine a fórmula molecular do Aroclor-1254.

2B.24 Um composto encontrado no núcleo de uma célula foi analisado em laboratório:

- A análise elementar revelou que essa substância é formada possivelmente por carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio.
- Os produtos da combustão de uma amostra de 1,35 g foram passados primeiro por um tubo contendo P_4O_{10} e em seguida por um tubo contendo solução aquosa de NaOH. A massa dos tubos aumentou 0,9 g e 2,2 g, respectivamente.
- A análise para nitrogênio de uma amostra de 0,5 g produziu 0,13 g de nitrogênio.

Determine a fórmula empírica do composto.

2B.25 Um composto obtido como subproduto em uma síntese industrial de polímeros foi analisado em laboratório:

- A análise elementar revelou que essa substância é formada possivelmente por carbono, hidrogênio, oxigênio e iodo.
- A análise por combustão de uma amostra de 1,7 g produziu 1,32 g de CO_2 e 0,63 g de H_2O .
- A fração mássica iodo no composto foi determinada pela conversão do iodo contido em uma amostra de 0,85 g em 1,15 g de iodeto de chumbo(II), PbI_2 .

Determine a fórmula empírica do composto.

2B.26 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.

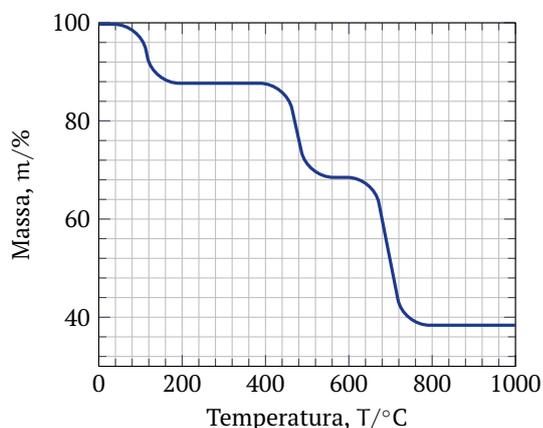
Um composto orgânico de fórmula $C_{14}H_{20}O_2N$ foi recristalizado a partir de 1,1,2,2-tetracloretano, $C_2H_2Cl_4$.

- A análise por combustão de uma amostra de 100 g formou 250 g de dióxido de carbono e 74 g de água.

Como esses resultados são muito diferentes do que se esperaria para $C_{14}H_{20}O_2N$ puro, a amostra foi examinada e encontrou-se uma quantidade significativa do solvente.

Determine a pureza percentual em massa da amostra.

2B.27 Uma amostra de oxalato de cálcio monohidratado foi submetida à análise termogravimétrica:



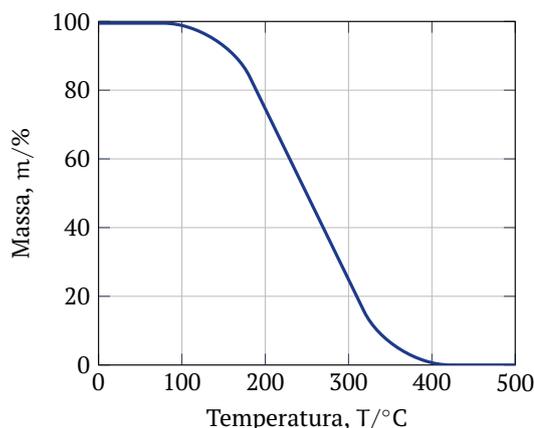
Considere as proposições:

1. A água de hidratação é eliminada em 100 °C.
2. Ocorre liberação de CO em 500 °C e CO_2 em 700 °C.
3. A fase sólida é composta majoritariamente por $CaCO_3$ em 580 °C e CaO em 900 °C.
4. 40% da massa inicial é perdida na forma de gases.

Assinale a alternativa que relacionas as proposições *corretas*

- A** 1 e 2 **B** 1 e 3 **C** 2 e 3
D 1, 2 e 3 **E** 1, 2, 3 e 4

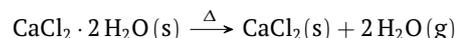
2B.28 Uma amostra de uma substância desconhecida foi submetida à análise termogravimétrica:



Assinale a alternativa com uma possível substância.

- A** $CO(NH_2)_2$ **B** $FeSO_4$ **C** $Ca(NO_3)_2$
D Ag_2CO_3 **E** $NaHCO_3$

2B.29 Um laboratório forense está analisando uma mistura de dois sólidos, cloreto de cálcio di-hidratado, $CaCl_2 \cdot 2H_2O$, e cloreto de potássio, KCl. A mistura foi aquecida para eliminar a água de hidratação:



A massa de uma amostra da mistura antes do aquecimento era 2,54 g. Após o aquecimento, a massa da mistura de $CaCl_2$ e cloreto de potássio diminuiu para 2,31 g.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de cloreto de potássio na amostra original.

- A** 23% **B** 37% **C** 47% **D** 63% **E** 78%

2B.30 A dolomita é um carbonato misto de cálcio e magnésio. O carbonato de cálcio, $CaCO_3$, e o carbonato de magnésio, $MgCO_3$, se decompõe por aquecimento, liberando dióxido de carbono.

Quando se aquece 10 g de dolomita até a decomposição completa, 5,12 g de um resíduo sólido permanecem.

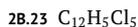
Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de carbonato de magnésio na dolomita.

- A** 15% **B** 30% **C** 45% **D** 60% **E** 75%

Nível II

2B.31 O subproduto de uma reação química foi analisado em laboratório:

- A análise elementar revelou que essa substância é formada possivelmente por carbono, hidrogênio e oxigênio.
 - A análise por combustão de uma amostra de 345 mg formou 660 mg de dióxido de carbono e 405 mg de água.
- a. **Determine** a fórmula empírica da substância.
b. **Determine** a fórmula molecular da substância.



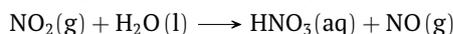
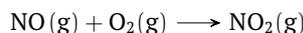
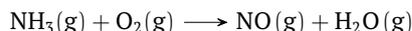
2B.26 95,45%

Gabarito: Nível II

- 2B.31 a.
- CH_3O
-
- b.
- C_2H_6O

2B.32 270 ton
410 ton
350 ton

2B.32 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 o óxido nítrico formado na última etapa não seja reaproveitado na primeira.
- c. **Determine** a massa de amônia necessária para a produção considerando que 40% do óxido nítrico formado na última etapa reaja na primeira.

Gabarito: Nível I

- 2B.05 **C** 2B.06 **B** 2B.07 **B** 2B.08 **B** 2B.09 **D** 2B.10 **D**
2B.11 **E** 2B.12 **C** 2B.13 **C** 2B.14 **D** 2B.17 **D** 2B.18 **D**
2B.19 **E** 2B.20 **B** 2B.27 **D** 2B.28 **A** 2B.29 **D** 2B.30 **D**

- 2B.01 a. $NaBH_4(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow NaBO_2(aq) + 4H_2(g)$
b. $Mg(N_3)_2(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Mg(OH)_2(aq) + 2HN_3(g)$
c. $2NaCl(aq) + SO_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + 2HCl(aq)$
d. $4Fe_2P(s) + 18S(s) \longrightarrow P_4S_{10}(s) + 8FeS(s)$
- 2B.02 a. $2C_8H_{18}(l) + 25O_2(g) \longrightarrow 16CO_2(g) + 18H_2O(l)$
b. $2C_7H_{16}(l) + 15O_2(g) \longrightarrow 14CO(g) + 16H_2O(l)$
c. $C_{14}H_{18}N_2O_5(s) + 16O_2(g) \longrightarrow 14CO_2(g) + 9H_2O(l) + N_2(g)$
d. $4C_{11}H_{17}N_5O_2(s) + 57O_2(g) \longrightarrow 44CO_2(g) + 34H_2O(l) + 10N_2(g)$
- 2B.03 a. $Ca(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow H_2(g) + Ca(OH)_2(aq)$
b. $Na_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2NaOH(aq)$
c. $3Mg(s) + N_2(g) \longrightarrow Mg_3N_2(s)$
d. $4NH_3(g) + 7O_2(g) \longrightarrow 6H_2O(g) + 4NO_2(g)$
- 2B.04 a. $2CuFeS_2(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CuS(s) + 2FeO(s) + 2SO_2(g)$
b. $SiO_2(s) + 3C(s) \longrightarrow SiC(s) + 2CO(g)$
c. $3H_2(g) + N_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$
d. $O_2(g) + 4HBr(aq) \longrightarrow 2H_2O(l) + 2Br_2(l)$
- 2B.15 a. ClF_3
b. 36 mol
c. 3 mol
- 2B.16 a. NH_3
b. 24 kg
c. 4,4 kg