

ESTEQUIOMETRIA

10
aula

META

Estabelecer a relação quantitativa das reações químicas.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:
distinguir as relações em quantidade de matéria e resolver problemas que envolvam os cálculos estequiométricos.

PRÉ-REQUISITOS

Conhecimento da representação das substâncias através das fórmulas químicas.



(Fonte: <http://fotos.sapo.pt>.)

Quando se ouve falar em química, logo vem em nossa mente a imagem de um cientista em um laboratório, realizando reações fascinantes, às vezes até explosivas. Este pensamento não é de todo errado, porque a química estuda as

INTRODUÇÃO

conversões de substâncias simples, ou dos compostos, em diferentes substâncias simples, ou compostos.

O interessante também é sabermos que, neste exato momento, milhares de reações estão acontecendo em nosso corpo. São elas que nos conservam vivos e saudáveis. Nesta aula, vamos estudar as reações químicas do ponto de vista quantitativo, ou seja, aprenderemos como calcular as quantidades de matéria de um composto que são necessárias para reagir com outro composto, formando um terceiro composto. A parte da química que estuda estas transformações chama-se **estequiometria**.

Estequiometria

estudo das relações quantitativas entre quantidades de reagentes e produtos.



Laboratório eletrônico (Fonte: <http://educafcup.pt>).

Primeiramente é importante conhecermos a origem da palavra estequiometria. Estequiometria deriva das palavras gregas *stoicheion*, que significa ‘elemento’ e *metron*, que significa ‘medida’.

A Lei da Conservação da Matéria (ou Lei da Conservação da Massa) fundamenta o estudo da estequiometria. **Antoine Lavoisier**, um grande cientista francês, introduziu esta Lei que afirma: a massa total de uma substância presente ao final de uma reação química é a mesma massa total do início da reação.

Na aula 02, quando estudamos o avanço da teoria atômica, vimos, através dos postulados de Dalton, que os átomos não são nem criados nem destruídos durante qualquer reação química.

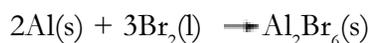
Desta forma, antes e depois da reação está presente o mesmo conjunto de átomos.

Vamos, então, iniciar nossa aula aprendendo como fórmulas e equações químicas são usadas para representar o rearranjo dos átomos que ocorre durante as reações químicas.

EQUAÇÕES QUÍMICAS

As equações químicas ajudam a representar de uma forma resumida as reações químicas.

Considere a reação entre o alumínio e o bromo:



Nesta equação, as fórmulas dos reagentes, que são as substâncias que se combinam, são escritas à esquerda da seta, enquanto que as fórmulas dos produtos, que são as substâncias que são produzidas, vêm à direita.

Você pode ver também os símbolos (s) e (l), que indicam que o composto está na fase sólida ou líquida. Em outras equações químicas, você poderá encontrar também o símbolo (g), que aparece quando a substância está na fase gasosa.

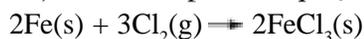
ESTEQUIOMETRIA



Antoine Lavoisier

Químico francês (1743-1794). Foi o primeiro cientista a enunciar o princípio da conservação da matéria. Além disso identificou e batizou o oxigênio, refutou a teoria flogística e participou na reforma da nomenclatura química. Célebre pela sua frase “Na Natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma. Considerado o criador da Química moderna.

Veja um exemplo na equação química abaixo:

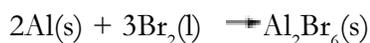


Mais adiante, você verá equações químicas com o símbolo (aq). Este símbolo indica que a substância está dissolvida na água, ou seja, uma solução aquosa.

Além destas informações, você deve ter observado a existência de números antes de cada composto ou elemento nas equações químicas. Esses números, que são conhecidos como coeficientes, indicam as quantidades relativas dos reagentes e produtos. É através deles que sabemos quanto de matéria está reagindo e quanto está se formando.

Estes números são necessários, em muitas reações, para tornar a equação química balanceada, tornando o Princípio da Conservação da Matéria válido.

Voltemos à reação:



Os números que se apresentam antes do Al e Br₂ podem ser entendidos como o número de átomos ou de moléculas que reagem e que se formam. Assim, a equação pode ser lida da seguinte forma: dois átomos de Al e três moléculas de Br₂ formam uma molécula de Al₂Br₆ sólido.

Desta forma, por indicarem as quantidades dos reagentes e produtos, os coeficientes de uma equação balanceada são chamados de coeficientes estequiométricos.

É através destas equações químicas balanceadas que é possível descrever o resultado de reações químicas e compreender a química de um modo quantitativo.

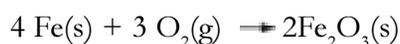
BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS

Antes de iniciarmos nosso aprendizado sobre os cálculos quantitativos a respeito das reações químicas, vamos aprender como balancear uma equação química.

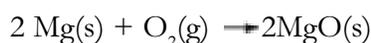
O processo de balanceamento se faz necessário, pois irá garantir que o mesmo número de átomos de cada elemento apareça em ambos os lados da equação.

Como primeiro exemplo, vamos ver as reações dos metais ou dos não-metais com o gás oxigênio (O_2). Estas reações formam os óxidos que tem como fórmula geral M_xO_y .

Quando o metal ferro reage com o oxigênio, ocorre a formação do óxido de ferro (III). A reação é:



Outro exemplo é a reação do magnésio metálico com o oxigênio, formando o óxido de magnésio, um sólido iônico:



Esta reação pode ser vista na figura 54. Nela, vemos a fita de magnésio reagindo com o ar (O_2), formando uma intensa chama. No final da reação temos uma fita bem mais frágil de um sólido iônico branco de MgO . Também podemos ver as representações em nível atômico dos reagentes e produtos.

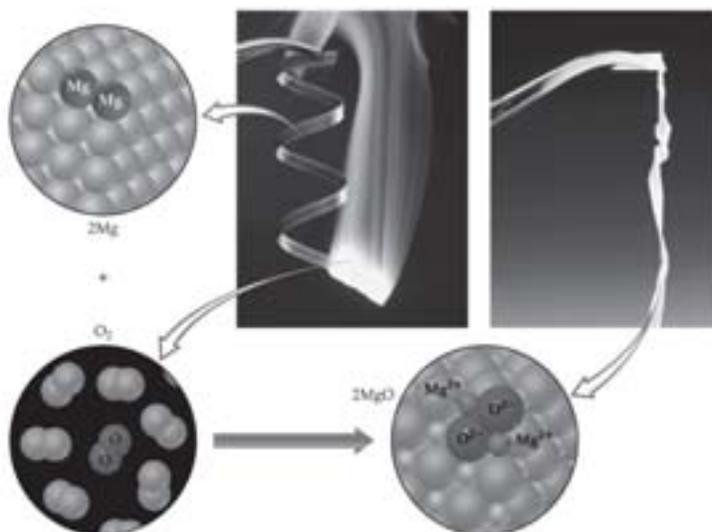


Figura 54 - Queima do magnésio metálico em oxigênio. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

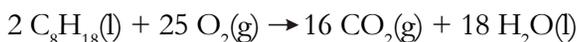
Vamos agora falar das reações de combustão. Você sabe dar um exemplo de uma reação de combustão que ocorre no dia-a-dia?

A reação que ocorre com o octano, C_8H_{18} , que é um componente da gasolina, no motor de um carro, é um exemplo de uma reação de combustão.

Como definir combustão ?

Combustão é a queima de uma substância em oxigênio do ar, liberando calor.

No caso do octano, temos a seguinte reação:

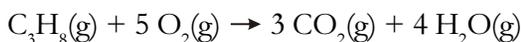


Como você pôde ver na reação acima, o octano, que é um hidrocarboneto (classe de compostos que contêm apenas C e H) reage com o oxigênio do ar, formando CO_2 e H_2O .

Estes são os produtos que sempre você verá em uma reação onde se mostra a combustão completa de hidrocarbonetos.

Vamos ver outro exemplo?

O gás usado em um fogão é o gás propano, C_3H_8 . A reação de combustão deste gás é dada pela equação:



Vamos, agora, usar esta equação para aprender como se faz para balancear uma equação química. Nosso exemplo será a reação de combustão do gás propano, C_3H_8 .

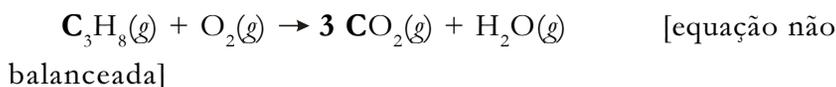
Há algumas etapas que precisamos seguir para fazer o balanceamento de forma correta.

1º Passo: *Escreva as fórmulas corretas para os reagentes e produtos.*

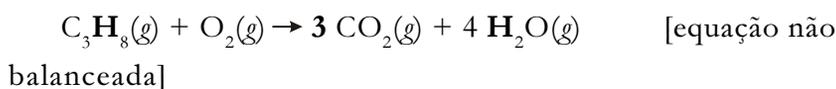


2º Passo: *Balanceie os átomos de Carbono:* Para as reações de combustão, é aconselhável balancear os átomos de carbono primeiro e deixar os átomos de oxigênio para o final, pois eles aparecem em mais de um produto.

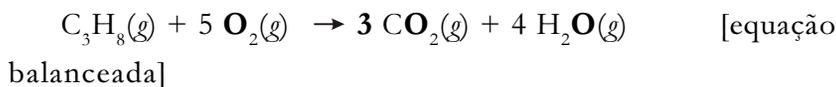
Como no reagente temos três átomos de carbono, devemos ter três átomos de carbono também ocorrendo nos produtos. Assim, será necessário colocarmos três moléculas de CO_2 no lado direito da equação química:



3° Passo: *Balanceie os átomos de Hidrogênio:* Como vemos pela reação, existem oito átomos de hidrogênio nos reagentes. Como cada molécula de água tem dois átomos de hidrogênio, precisamos de quatro moléculas de água no lado direito da equação química.



4° Passo: *Balanceie o número de átomos de Oxigênio:* Finalizando, percebemos que temos dez átomos de oxigênio no lado direito da equação ($3 \times 2 = 6$ no CO_2 mais $4 \times 1 = 4$ na H_2O). Assim, será necessário adicionarmos cinco moléculas de O_2 para preencher os dez átomos de oxigênio.



(Fonte: <http://www.geocities.com>).

5° Passo: *Verifique se o número de átomos de cada elemento está devidamente balanceado:* A equação final balanceada mostra três átomos de carbono, oito átomos de hidrogênio e dez átomos de oxigênio.

Antes de terminarmos este assunto sobre balanceamento, é importante que você saiba de algumas questões importantes:

a) as fórmulas dos reagentes e produtos devem estar corretas, pois senão a equação não tem significado;

b) os números subscritos nas fórmulas dos reagentes e produtos não podem ser mudados no processo de balanceamento de uma equação. A mudança destes números implicará na mudança da identidade da substância em questão. Para você ter uma idéia, se mudarmos o número dois, em subscrito, do CO_2 para um, estaríamos mudando a substância de gás carbônico, CO_2 , para monóxido de carbono, CO .

O MOL

Quando você vai comprar doze laranjas na feira como você costuma pedir?

A resposta deve ter vindo rápida em sua mente. Você certamente disse: “Gostaria de comprar uma dúzia de laranjas.”

A palavra dúzia é facilmente entendida pelo vendedor, que rapidamente lhe entrega doze laranjas.

Para se referir ao número de átomos, íons ou moléculas em uma amostra, os químicos usam o termo mol.

Um mol é uma unidade que representa a quantidade de matéria que contém tantos objetos (átomos, moléculas ou, seja lá o que consideramos) quantos forem os números de átomos em exatamente 12g de Carbono-12 (^{12}C) isotopicamente puro.

Mas, quanto vale exatamente a unidade mol?

Cientistas descobriram através de experimentos que o mol varia $6,0221421 \times 10^{23}$. Este número é chamado de Número de Avogadro, em homenagem ao cientista italiano Amedeo Avogadro.

O Número de Avogadro é o número de moléculas contidas em um mol de qualquer substância.

Assim, um mol de átomos, um mol de moléculas ou um mol de qualquer coisa contém o Número de Avogadro desses objetos. Veja:

1 mol de átomos de ^{12}C = $6,02 \times 10^{23}$ átomos de ^{12}C .

1 mol de moléculas de H_2O = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O .

1 mol de íons Cl^- = $6,02 \times 10^{23}$ íons Cl^- .

MASSA MOLAR

Uma pergunta é interessante neste momento. como podemos determinar o número de mols presente se não podemos contar os átomos de forma direta?

A resposta desta pergunta está no conhecimento da massa da amostra e da massa molar, M , a massa por mol de partículas.

Para isso, podemos dividir a massa total, m , da amostra pela massa por mol e então encontrarmos o número de mols, n :

$$\text{Número de mols} = \frac{\text{massa da amostra}}{\text{massa por mol}}$$

É importante você saber que:

A massa molar de um elemento é a massa por mol de seus átomos; a massa molar de um composto molecular é a massa por mol de suas moléculas; a massa molar de um composto iônico é a massa por mol de suas fórmulas unitárias. A unidade de massa molar em todos os casos acima citados é grama por mol (g/mol, ou $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

Assim,

1 átomo de ^{12}C tem massa de $12u$ (*unidade de massa*) ! 1 mol de ^{12}C tem massa de 12 g.

1 molécula de H_2O tem massa de $18,0u$! 1 mol de H_2O tem massa de 18 g.

1 unidade de NaCl tem massa de $58,5 u$! 1 mol de NaCl tem massa de 58,5 g.

A Figura 55 mostra a relação entre a massa de uma única molécula de H_2O e a de um mol de H_2O .

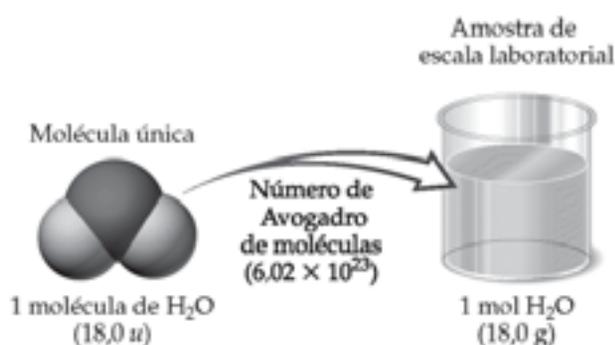


Figura 55 - Relação entre uma única molécula de H_2O e sua massa e um mol de H_2O e sua massa (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

MASSA MOLECULAR

Nós já vimos que as fórmulas químicas e as equações químicas têm significado quantitativo, ou seja, é algo que pode ser medido. Tantos os índices inferiores nas fórmulas quanto os coeficientes nas equações representam quantidades precisas.

Por exemplo, a fórmula da água, que é H_2O , indica que a molécula dessa substância contém exatamente dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.

De forma semelhante, quando vimos a reação de combustão do propano [$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$], percebemos que ela indica que a combustão de C_3H_8 necessita de cinco moléculas de O_2 , produzindo exatamente três moléculas de CO_2 e quatro moléculas de H_2O .

No entanto, precisamos relacionar estes números de átomos e moléculas com as quantidades medidas em laboratório.

Para isso, utilizaremos os valores de peso molecular, peso fórmula ou massa molecular de uma substância. Estes valores correspondem à soma das massas atômicas de cada átomo em sua fórmula química.

Dos três termos, usaremos a massa molecular, pois é considerado o termo mais correto.

Assim, a massa molecular para a glicose, cuja fórmula química é $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, é calculada da seguinte forma:

$$\text{Massa Molecular de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6(12,0 \text{ u}) + 12(1,0 \text{ u}) + 6(16,0 \text{ u}) = 180,0 \text{ u}.$$

Se a fórmula química é exatamente o símbolo do elemento químico, como, por exemplo, o Na, a massa molecular é igual à massa atômica do elemento.

$$\text{Massa Molecular do Na} = \text{Massa Atômica do Na}$$

No caso de substâncias iônicas, sabemos que temos uma rede tridimensional de íons e, por isso, não é correto falarmos em moléculas, para o caso do NaCl, por exemplo. O termo correto é fórmula unitária, que é representada pela fórmula química da substância.

Assim, a fórmula unitária do NaCl é composta de íon Na^+ e um íon Cl^- . Desta forma, a massa molecular do NaCl é a massa de uma fórmula unitária:

$$\text{Massa Molecular do NaCl} = 23,0 \text{ u} + 35,5 \text{ u} = 58,5 \text{ u}$$

A massa de um mol de átomos, moléculas ou íons é a **massa molecular** desse material expressa em gramas (a massa molar). Por exemplo, a massa molar de uma molécula de H_2O é 18 g/mol.

RELAÇÕES DE MASSA EM REAÇÕES QUÍMICAS: ESTEQUIOMETRIA

Vamos agora usar todos estes conhecimentos aprendidos sobre as relações quantitativas entre os reagentes e produtos em uma reação química.

Vamos aplicar estes conceitos na reação da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) com o oxigênio para formar CO_2 e H_2O , seguindo a reação abaixo:



Imaginemos que queremos saber duas coisas:

a) Qual é a massa de oxigênio (em gramas) necessária para reagir completamente com 25,0 g de glicose? e

b) Quais são as massas de CO_2 e H_2O (em gramas) formadas?

Para resolver este problema, primeiramente é preciso que você confira o balanceamento da reação.

A reação está balanceada, pois temos seis átomos de carbono (os seis da glicose) à esquerda e seis átomos de carbono (seis moléculas de CO_2) à direita da equação. Também temos doze átomos de hidrogênio (os doze da glicose) do lado esquerdo e doze átomos de hidrogênio (seis moléculas de H_2O) do lado direito da equação. Falta contarmos os átomos de oxigênio. Do lado esquerdo da equação química, temos dezoito átomos de oxigênio (os seis da glicose mais os contidos nas seis moléculas de O_2) e, do lado direito da equação, temos também dezoito átomos de oxigênio (das seis moléculas de CO_2 e das seis moléculas de H_2O).

A partir destas verificações, podemos agora responder a primeira pergunta.

Para determinar a massa de oxigênio (em gramas) que é necessária para reagir completamente com 25,0 gramas de glicose, devemos, primeiro, encontrar a quantidade em mols de glicose disponível em 25,0 gramas.

Para isso devemos converter a massa de glicose em mols:

$$25,0 \cancel{\text{ g glicose}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{180,2 \cancel{\text{ g glicose}}} = 0,139 \text{ mol de glicose}$$

Como próximo passo, usaremos o fator estequiométrico para calcular a quantidade, em mols, de O₂ necessária:

$$0,139 \cancel{\text{ mol de glicose}} \cdot \frac{6 \text{ mol de O}_2}{1 \cancel{\text{ mol de glicose}}} = 0,832 \text{ mol de O}_2$$

Agora sim, podemos encontrar a massa de O₂ a partir de seu número de mols. Converta o número de mols encontrado de O₂ necessária em massa em gramas:

$$0,832 \cancel{\text{ mol de O}_2} \cdot \frac{32,00 \text{ g de O}_2}{1 \cancel{\text{ mol de O}_2}} = 26,6 \text{ g de O}_2$$

Assim, são necessários 26,6 gramas de O₂ para reagir com 25,0 gramas de glicose.

Vamos agora responder o item **b**.

Para calcular a massa de CO₂ e de H₂O formadas precisamos relacionar as quantidades (em mols) de glicose disponível com as quantidades (em mols) de CO₂ e H₂O produzidas usando um fator estequiométrico.

Para calcular a quantidade em mols de CO₂ formada, temos:

$$0,139 \text{ mol de glicose} \cdot \frac{6 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de glicose}} = 0,832 \text{ mol de CO}_2$$

Para calcularmos a massa em gramas produzida de CO_2 , usamos a conversão:

$$0,832 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{44,01 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 36,6 \text{ g de CO}_2$$

São formadas, então, 36,6 gramas de CO_2 .

Finalizando nosso problema, falta calcular a massa de H_2O formada.

Precisamos, primeiro, calcular o número de mols formados para depois calcular a massa, em gramas, formada.

Assim, usando a relação estequiométrica, temos:

$$0,139 \text{ mol de glicose} \cdot \frac{6 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de glicose}} = 0,832 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Sabendo o número de mols, conseguimos agora calcular a massa produzida através dos cálculos abaixo:

$$0,832 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot \frac{18,0 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 14,9 \text{ g de H}_2\text{O}$$

REAGENTES LIMITANTES

Com o objetivo de produzir a maior quantidade possível de um composto a partir de um determinado reagente, os químicos costumam usar um excesso de um dos reagentes.

Isso é feito para garantir que um dos reagentes na reação seja completamente consumido, mesmo que uma parte de outro reagente permaneça sem reagir.

Reagente limitante

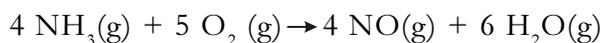
Reagente presente em quantidade limitada que determina a quantidade do produto formada.

Mas, qual reagente é usado em excesso?

Muitas vezes não há uma preferência por um reagente específico. Desta forma, a escolha do reagente que será colocado em excesso baseia-se no preço, ou seja, aquele que for mais barato será colocado em excesso na reação.

Vamos entender melhor este assunto fazendo um exercício onde se tem **reagente limitante** e reagente em excesso.

Considere a reação de oxidação da amônia, NH_3 , que ocorre sobre uma tela metálica de platina:



Vamos propor que 750 g de NH_3 sejam misturados com 750 g de O_2 .

Vamos ver se esses reagentes foram misturados de forma estequiométrica ou um deles está em excesso, enquanto outro estará em falta (o reagente limitante).

Para ajudar a responder esta pergunta, vamos calcular a quantidade de NO que pode ser produzida se a reação se completar.

Se houver um reagente em excesso, qual a quantidade dele que sobrar depois que a reação estiver completa?

Como temos as quantidades, em massa, de cada reagente, primeiramente precisamos calcular a quantidade, em mols, de cada um.

Assim, usamos os cálculos:

Número de mols de NH_3 disponíveis:

$$\cancel{750,0 \text{ g de NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{\cancel{17,03 \text{ g de NH}_3}} = 44,0 \text{ mol de NH}_3 \text{ disponíveis}$$

Número de mols de O_2 disponíveis:

$$\cancel{750,0 \text{ g de O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{\cancel{32,00 \text{ g de O}_2}} = 23,4 \text{ mol de O}_2 \text{ disponíveis}$$

Sabendo que a reação está balanceada (confira se você quiser), temos as relações estequiométricas entre os reagentes.

$$\text{Relação estequiométrica dos reagentes necessários para a equação balanceada} = \frac{5 \text{ mol de O}_2}{4 \text{ mol de NH}_3} = \frac{1,25 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de NH}_3}$$

Pela equação química temos a relação estequiométrica dada abaixo:

Assim, é necessário 1,25 mol de O₂ para cada mol de NH₃ presente na reação.

Pelas quantidades em massa dadas inicialmente, podemos calcular o número de mols de O₂ e NH₃ presentes em 750 gramas de cada.

Com essas quantidades podemos obter a seguinte relação molar dos reagentes disponíveis:

$$\text{Relação dos reagentes disponíveis} = \frac{23,4 \text{ mol de O}_2}{44,0 \text{ mol de NH}_3} = \frac{0,532 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de NH}_3}$$

Essas duas relações nos mostram que a *relação dos reagentes disponíveis é menor do que a relação dos reagentes determinada pela equação balanceada* (5 mols de O₂ / 4 mol de NH₃).

Com esses dados confirmamos que não existe O₂ suficiente para reagir com todo o NH₃.

O O₂ é considerado, então, o reagente limitante.

A partir do momento que determinamos quem é o reagente limitante, podemos calcular a massa de NO produzida, baseada na quantidade, em mol, de O₂ presente.

$$\cancel{23,4 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{\cancel{4 \text{ mol de NO}}}{\cancel{5 \text{ mol de O}_2}} \cdot \frac{30,01 \text{ g de NO}}{\cancel{1 \text{ mol de NO}}} = 561,8 \text{ g de NO}$$

As relações utilizadas são:

Então, são formados 561,8 gramas de NO.

Se o O₂ é o reagente limitante, o NH₃ é o reagente em excesso.

Para finalizar nosso aprendizado sobre cálculos envolvendo reagente limitante vamos calcular a quantidade, em gramas, de NH_3 que sobra depois que a reação se completa e todo O_2 é consumido.

Primeiramente precisamos calcular qual a quantidade em mols de NH_3 necessária para consumir todo o O_2 (reagente limitante).

Assim, temos:

$$23,4 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2 \text{ disponíveis}} \bullet \frac{4 \text{ mol de } \text{NH}_3 \text{ necessários}}{5 \text{ mol de } \cancel{\text{O}_2 \text{ disponíveis}}} = 18,7 \text{ mol de } \text{NH}_3 \text{ necessários}$$

Este resultado nos confirma que o NH_3 é mesmo o **reagente em excesso**, pois precisaríamos apenas de 18,7 mol de NH_3 para reagir com todo o O_2 , enquanto estão presentes 44,0 mol de NH_3 .

Portanto, subtraindo o valor de NH_3 disponível com o valor de NH_3 que realmente reage (necessário para a reação se completar), teremos o valor em mol de NH_3 que sobram na reação.

Veja:

NH_3 em excesso = 44,0 mol de NH_3 disponíveis – 18,7 mol de NH_3 necessários

NH_3 em excesso = 25,3 mol de NH_3 .

Convertendo 25,3 mol de NH_3 em massa de NH_3 em excesso, temos:

$$25,3 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_3} \bullet \frac{17,03 \text{ g de } \text{NH}_3}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_3}} = 430,8 \text{ g de } \text{NH}_3 \text{ em excesso}$$

Se foram adicionados 750,0 g de NH_3 , significa que sobram, depois da reação ser completada, 319,2 g de NH_3 (750,0 g – 430,8 g = 319,2 g)

Rendimento Percentual

Inicialmente, vamos apresentar duas definições.

A quantidade de produto formada calculada quando todo o reagente limitante foi consumido é chamada **rendimento teórico**.

Rendimento real é a quantidade de produto de fato obtida em uma reação.

Certamente você pode imaginar que as reações dificilmente ocorrem com 100% de rendimento. O **rendimento real** é sempre menor do que o **rendimento teórico**.

Mas, o que faz uma reação não acontecer de forma completa? Existem muitas razões para essa diferença.

Uma dessas razões é que parte dos reagentes podem não reagir ou, até mesmo, reagir de forma diferente da que se espera (são as chamadas *reações laterais*). Além disso, muitas vezes é difícil de recuperar todo o produto desejado da mistura de reação.

Sabendo disso, temos a possibilidade de calcular o rendimento percentual de uma reação, através dos valores do rendimento real e rendimento teórico.

A fórmula abaixo representa estas relações.

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\%$$

Você pode estar se perguntando: por que o valor do rendimento percentual é importante?

Toda vez que um químico deseja sintetizar alguma substância de interesse ele procura saber qual o rendimento daquela reação específica. Através de uma pesquisa em artigos científicos, é possível se obter esse dado. Daí então, fica fácil para o químico calcular a quantidade de reagentes que precisa usar para ter a quantidade desejada do produto de interesse.

Vamos imaginar que você quisesse sintetizar o ácido acetil salicílico.

Você sabe o que é o ácido acetil salicílico? Este composto é popularmente conhecido como aspirina, usado para febre, dores de cabeça e, até mesmo, para problemas do coração.

Rendimento percentual

Rendimento real de uma reação química com uma porcentagem do rendimento teórico.

Rendimento teórico

Quantidade máxima de produto que pode ser obtida a partir de quantidades determinadas de reagentes em uma reação química.

Rendimento real

Quantidade medida de produto obtido através de uma reação química.

Para sintetizá-la você precisaria realizar a seguinte reação:



(Ácido salicílico + anidrido acético \rightarrow aspirina + ácido acético)

Suponha que você inicie a reação com 14,0 g de ácido salicílico e um excesso de anidrido acético, de forma a garantir um melhor rendimento da aspirina.

Assim, você já saberá que o ácido salicílico é o reagente limitante.

Depois de ter feito a reação, você pesa a quantidade de aspirina obtida e observa que obteve 6,20 g.

A pergunta que você deve se fazer neste momento é: qual o rendimento percentual deste produto?

Para iniciar seus cálculos, você deve calcular a quantidade, em mol, de ácido salicílico, o reagente limitante.

Assim:

$$14,0 \text{ g de } \cancel{\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3}{138,1 \text{ g de } \cancel{\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3}} = 0,101 \text{ mol de } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$$

Em seguida, usaremos o fator estequiométrico da equação balanceada para encontrar a quantidade esperada de aspirina com base no reagente limitante, o ácido salicílico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$).

Então, o cálculo deve ser feito da seguinte forma:

$$0,101 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de aspirina}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3}} = 0,101 \text{ mol de aspirina}$$

Assim, a máxima quantidade de aspirina que você pode obter, o rendimento teórico, é 0,101 mol.

No entanto, como posso medir mol no laboratório? De fato, medição em mol não existe no laboratório.

Para saber o rendimento teórico, precisamos calcular o rendimento teórico em gramas.

Fazemos, então, a seguinte relação:

$$0,101 \text{ mol de aspirina} \cdot \frac{180,2 \text{ g de aspirina}}{1 \text{ mol de aspirina}} = 18,2 \text{ g de Aspirina}$$

A partir daqui, podemos calcular o rendimento percentual da reação, pois foi dito anteriormente que o rendimento real foi de 6,20 g.

Finalmente, sabendo que o rendimento real é de 6,20 g e que o rendimento teórico é de 18,2 g, temos como rendimento percentual da reação:

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{6,20 \text{ g de aspirina obtidos}}{18,2 \text{ g de aspirina esperados}} \times 100\% = 34,1\% \text{ de rendimento}$$

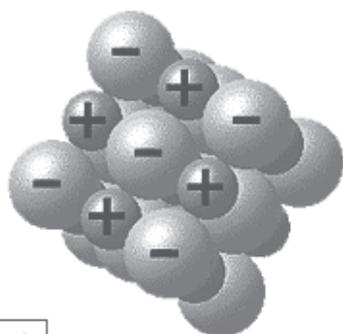
Então, o rendimento percentual que você obteve foi de 34,1%.

Sabendo que a Química é uma área da ciência que estuda, também, as mudanças químicas de uma determinada substância, e que estas mudanças químicas podem ser representadas por equações químicas apropriadas, introduzimos nesta aula os

CONCLUSÃO

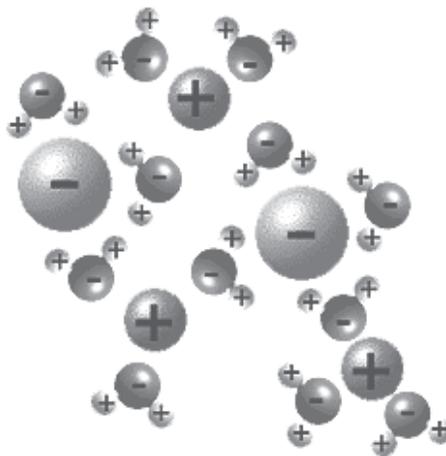
estudos quantitativos, parte da Química chamada de estequiometria. Os cálculos estequiométricos englobam uma grande área da Química, por isso são considerados de extrema importância todas as vezes que os químicos precisarem avaliar quantidades. Para finalizar esta aula, é importante que você saiba, neste momento, interpretar a informação fornecida por uma equação química corretamente balanceada. Durante os cálculos lembre-se sempre da Lei de Conservação da Matéria, que é considerada a base da estequiometria química. O conceito de mol também é de extrema importância. Para usá-lo de maneira correta, lembre-se sempre de seu valor, que vale $6,02 \times 10^{23}$.

Estrutura do cristal de NaCl



sódio (Na)
cloro (Cl)

NaCl em água



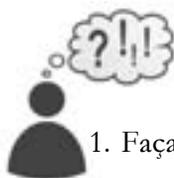
(Fonte: <http://www.cqufam.edu.br>).

RESUMO



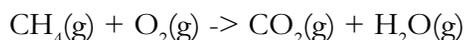
Nesta aula aprendemos a estudar as relações quantitativas entre fórmulas químicas e equações químicas, parte da Química chamada de estequiometria. No entanto, precisamos aprender primeiramente a balancear uma equação química corretamente para que possamos extrair qualquer informação quantitativa sobre a reação em questão. Para o processo de balanceamento de equações, fazemos uso dos coeficientes estequiométricos. Outro conceito importante na análise estequiométrica é a Lei da Conservação da Matéria (ou Lei da Conservação da Massa). Através desta Lei, aprendemos que a massa total de produtos em uma reação química é a mesma que a massa total dos reagentes. Muitas reações foram vistas, mas demos destaque para as Reações de Combustão, onde um hidrocarboneto reage em presença de oxigênio para formar CO_2 e H_2O . Para análises quantitativas, além da necessidade de termos uma equação química balanceada, devemos também fazer uso das massas atômicas, massa média de um átomo em uma amostra natural daquele elemento, cujo soma em uma fórmula é chamada de massa molecular de um composto, é a quantidade de matéria que contém tantos objetos, sejam eles átomos, moléculas ou qualquer coisa que considerarmos. Para qualquer um destes objetos, o mol vale $6,02 \times 10^{23}$ daquele objeto. Este valor é chamado de Número de Avogadro. Nas análises estequiométricas usamos também os valores de massa molar, que correspondem à massa em gramas de um mol de partículas de qualquer substância. Em muitas reações químicas usa-se um reagente em excesso para garantir a produção de uma maior quantidade do produto desejado. Este procedimento é feito também com o objetivo de que um reagente seja completamente consumido. A este reagente damos o nome de reagente limitante. O rendimento teórico de uma reação é a quantidade formada de um determinado produto quando todo o reagente limitante é consumido. Por outro lado, o rendimento real

é a quantidade de produto realmente formado. O rendimento percentual é o rendimento que de fato ocorre em uma reação química. Cujo valor vem da relação do rendimento real com o rendimento teórico.

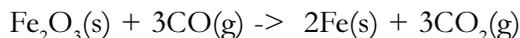


ATIVIDADES

1. Faça o balanceamento da seguinte reação:



2. Com o objetivo de se obter ferro, você realizou a seguinte reação abaixo:



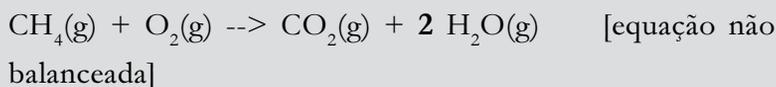
- Calcule o rendimento teórico de Fe, considerando que você começa com 150 g de Fe_2O_3 como reagente limitante.
- Sabendo que o rendimento real de Fe foi de 81,6 g, calcule o rendimento percentual.

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

1. Primeiramente, você deve contar os átomos de cada tipo nos dois lados da seta.

Uma molécula de CH_4 contém o mesmo número de átomos de Carbono que uma molécula de CO_2 . Portanto, escolhemos o número 1 para ser o coeficiente das duas substâncias.

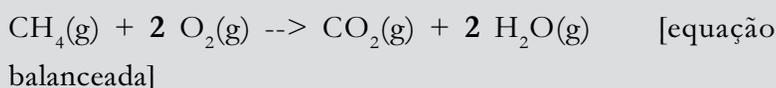
Continuando nosso balanceamento, vamos analisar a quantidade de Hidrogênio presente. No lado esquerdo da seta, temos quatro átomos de hidrogênio (no reagente CH_4) e do lado direito, apenas dois átomos estão presentes (no produto H_2O). Assim, se colocarmos o coeficiente 2 diante de H_2O , existirão quatro átomos de hidrogênio em cada lado da equação. Veja:



Neste momento, percebemos que temos mais átomos de oxigênio nos produtos (quatro, sendo dois de cada CO_2 e dois da $2\text{H}_2\text{O}$) do que nos reagentes (dois, sendo dois da substância O_2).

Para completarmos o balanceamento, colocamos o coeficiente dois diante de O_2 .

Desta forma, completamos o balanceamento fazendo o número de átomos de oxigênio ser igual em ambos os lados da equação:



2. Primeiramente, confira se a reação está balanceada.

Há dois átomos de Fe do lado esquerdo (dois na molécula de Fe_2O_3) e dois do lado direito (dois átomos de Fe sólido) da equação química. Há três átomos de carbono do lado esquerdo (três moléculas de CO) e três do lado direito (três moléculas de CO_2) da equação química. Do lado esquerdo há seis átomos de oxigênio (três na molécula de Fe_2O_3 e três moléculas de CO), igualmente ocorre no lado direito (três moléculas de CO_2) da equação química.

A partir do momento que comprovamos que a equação química está balanceada, podemos começar as análises estequiométricas.

Desta forma, vamos calcular a quantidade em mol que existe em 150 g de Fe_2O_3 .

$$150 \text{ g de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = 0,94 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

Sabendo que ele é o reagente limitante, usaremos este valor para calcular o rendimento teórico de Fe.

Assim,

$$0,94 \text{ mol de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{Fe}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = 1,88 \text{ mol de } \text{Fe}$$

Mas, o rendimento teórico deve ser calculado em gramas.

Então:

$$\cancel{1,88 \text{ mol de Fe}} \cdot \frac{55,8 \text{ g de Fe}}{\cancel{1 \text{ mol de Fe}}} = 104,9 \text{ g de Fe}$$

Então, o **rendimento teórico** de Fe é de 104,9 gramas.

b) Para calcularmos o **rendimento percentual**, sabendo que o rendimento real de Fe foi de 81,6 gramas, temos que usar a equação:

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\%$$

Substituindo os valores na fórmula, temos:

Então, chegamos a um rendimento de 77,8% de rendimento percentual de Fe.

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{81,6 \text{ g de Fe obtidos}}{104,9 \text{ g de Fe esperados}} \times 100\% = 77,8\% \text{ de rendimento}$$

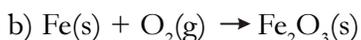
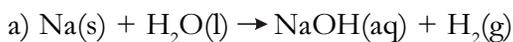
ATIVIDADES



1. O gás butano, C_4H_{10} , sofre combustão quando em contato com o oxigênio do ar (O_2). Os produtos desta reação são: o gás dióxido de carbono, CO_2 , e água, H_2O .

Escreva a equação balanceada para essa reação.

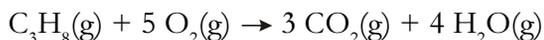
2. Balanceie as equações químicas abaixo:



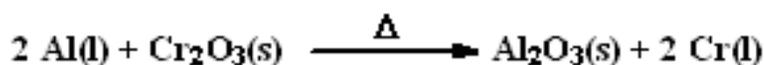
3. Calcule a massa de oxigênio, O_2 , necessária para provocar a combustão completa de 443 g de propano, C_3H_8 ?

a) Calcule, também, as massas de CO_2 e H_2O produzidas.

A reação de combustão do propano segue a seguinte equação química:



4. Calcule a massa de alumínio necessária para reduzir 12,5 g de óxido de cromo (III) (Cr_2O_3) para produzir cromo metálico. A equação química para esta reação está mostrada abaixo.



5. Considere a reação abaixo:



Foram adicionados 50,0 g de cada um dos reagentes. Pergunta-se:

a) Qual é o reagente limitante? (Responda esta pergunta através dos cálculos)

b) Calcule o rendimento teórico de Fe.

c) Calcule o rendimento percentual, sabendo que o rendimento real foi de 25,7 gramas de Fe.

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química**. Porto Alegre: Bookman, 2001.

BROWN, T. L. et al. **Química, a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR., P. M. **Química Geral 1 e reações químicas**. 5 ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.