

## INTRODUÇÃO À ESTEQUIOMETRIA

### META

Apresentar o estudo das equações usadas para representar as mudanças químicas e utilizar essas equações para definir as quantidades relativas de elementos combinados em compostos e as quantidades relativas de substâncias consumidas e formadas em um processo reacional.

### OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:

- definir equação química e seus significados;
- definir coeficientes estequiométricos;
- balancear equações químicas;
- aplicar os conceitos e métodos de balanceamento de equações químicas;
- definir as relações de massas em reações químicas;
- e aplicar os cálculos estequiométricos.

### PRÉ-REQUISITOS

As fórmulas de diversos compostos.



(Foto: Isa Vanny).

## INTRODUÇÃO

**Estequiometria**

Estudo das relações quantitativas de reagentes e produtos em uma equação química.

Apalavra **estequiometria** tem origem nas palavras gregas stoicheon, designando elemento, e metron, significando medida. Atualmente, a estequiometria pode ser definida como sendo o estudo quantitativo da composição química e transformações químicas. Nos problemas que envolvem reações químicas, uma das primeiras etapas a serem realizadas consiste em escrever a equação química do processo a partir da qual serão obtidas informações qualitativas e quantitativas essenciais para o cálculo das massas relativas das substâncias envolvidas na reação, por exemplo, quanto cloro é necessário para reagir completamente com certa quantidade de ferro e qual será a quantidade de cloreto férrico produzido no final da reação.



(Fonte: <http://www2.fc.unesp.br>).

**Equações químicas**

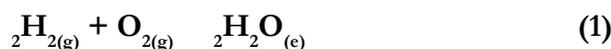
Representação escrita de uma reação química, evidenciando reagentes e produtos e o sentido da reação.

**Equação química balanceada**

Equação química que mostra as quantidades relativas de reagentes e produtos.

## EQUAÇÕES QUÍMICAS

Assim como os elementos químicos e os compostos são representados por símbolos químicos e fórmulas, as reações são representadas por **equações químicas**. Por exemplo, considere a reação de obtenção da água de acordo com a **equação química balanceada** mostrada abaixo:



Em uma equação química, à esquerda da seta, estão escritos os reagentes (substâncias combinadas na reação), no presente caso, hidrogênio e oxigênio; enquanto à direita da seta, são escritos os produtos (substâncias produzidas), a água. Os símbolos (*g*) e (*l*) não são necessários, porém

servem para suplementar a equação, informando o estado dos reagentes e produtos envolvidos. (*g*) e (*l*) significam gás e líquido, respectivamente. Os outros símbolos incluem (*s*) para sólido e (*aq*) para substâncias dissolvidas em água (solução aquosa). As quantidades relativas dos reagentes e produtos são indicadas por números, os coeficientes estequiométricos, que precedem as fórmulas.

O cientista francês Antoine Lavoisier introduziu a lei da conservação das massas. Em outras palavras, ele provou que a matéria não pode ser criada nem destruída. Conseqüentemente, se 10g de reagentes forem convertidos completamente, então obrigatoriamente deverá ser obtido 10g de produtos. Caso os reagentes contenham 2 mil átomos de determinado elemento químico, incontestavelmente esses 2 mil átomos deverão aparecer de alguma forma nos produtos. Quando a lei da conservação das massas é aplicada à reação do hidrogênio e do oxigênio, significa que duas moléculas de hidrogênio (cada uma com 2 átomos de hidrogênio) e uma molécula de oxigênio (formada por dois átomos de oxigênio) são necessárias para formar duas moléculas de água, como ilustrado na figura 1.

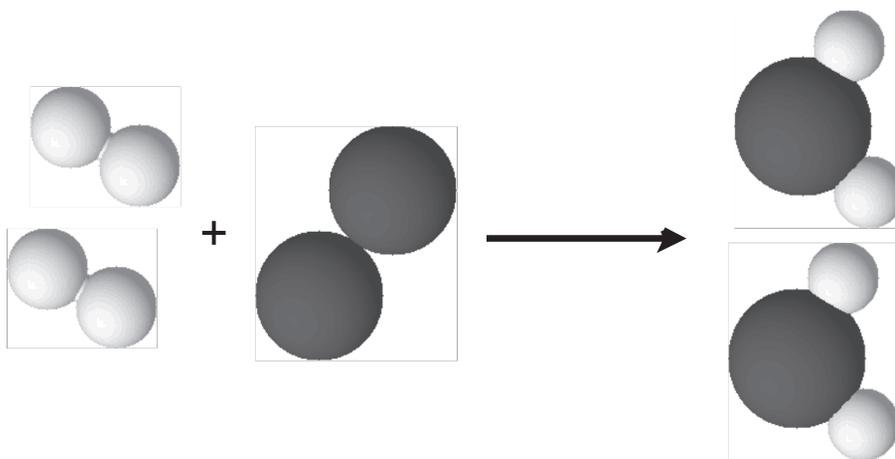


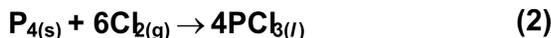
Figura 1: representação da equação química de obtenção de água. Hidrogênio: Branco (cinza claro); Oxigênio: Vermelho (preto).

Uma vez que cada molécula de água contém 1 átomo de oxigênio e dois átomos de hidrogênio, duas moléculas de  $H_2O$  são necessárias para conter quatro átomos de H e dois átomos de O. Portanto, **os coeficientes estequiométricos**, em uma equação química balanceada, são necessários devido ao princípio de conservação das massas.

Considere agora a equação balanceada (2) da reação entre o fósforo e gás cloro para a formação do líquido tricloreto de fósforo:

### Coef. estequiométricos

Números multiplicadores atribuídos às espécies químicas em uma equação balanceada.



Os números que precedem cada fórmula química podem ser considerados como o número de moléculas (uma molécula de  $\text{P}_4$  e 6 moléculas de  $\text{Cl}_2$  geram 4 moléculas de  $\text{PCl}_3$ ), ou podem ser associados às quantidades dos reagentes e produtos envolvidos, ou seja, 1 mol de  $\text{P}_4$  reage com 6 mols de  $\text{Cl}_2$  para produzir 4 mols de  $\text{PCl}_3$ .

## OS SIGNIFICADOS DE UMA EQUAÇÃO QUÍMICA

Observe o exemplo abaixo. Esta equação (3) representa a reação do ferro com o oxigênio para formação do óxido de ferro (III). Vale salientar que esta reação é muito comum nos processos de corrosão.



Em termos qualitativos, uma equação química descreve quais os reagentes e produtos de uma reação. Já quantitativamente, uma equação química devidamente balanceada descreve uma relação numérica das quantidades relativas dos reagentes e produtos em uma reação. Esta relação pode ser expressa em termos de mols, massa, átomos, moléculas, fórmulas unitárias etc. Avaliando a equação (3), podem ser retirados dois significados quantitativos: o primeiro corresponde a quantidades microscópicas, pois 4 átomos de ferro reagem com 3 moléculas de oxigênio, produzindo duas fórmulas unitárias de óxido de ferro (III); o segundo corresponde a quantidades macroscópicas, pois 4 mols de ferro reagem com 3 mols de moléculas de oxigênio resultando em 2 mols de fórmulas unitárias de óxido de ferro (III).

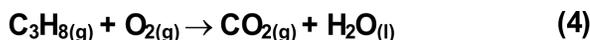
Os coeficientes estequiométricos mostrados na equação (3) descrevem as relações entre as quantidades de reagentes e produtos. Na realidade, a equação acima estabelece que mols, átomos, moléculas de ferro e oxigênio são consumidos gerando fórmulas unitárias de óxido de ferro (III) numa relação estequiométrica de 4:3:2.

## BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS

Antes de se obter qualquer informação quantitativa útil de uma reação química é necessário que a respectiva equação química seja balanceada. O balanceamento da equação química garante que a lei de conservação das massas proposta por Lavoisier seja respeitada, ou seja, o mesmo número de átomos de cada elemento apareça em ambos os lados da equação. Muitas das equações químicas podem ser balanceadas por tentativas. Observe o seguinte exemplo.

**Exemplo :**

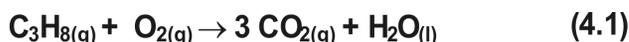
Balancear a equação (4) de queima do propano,  $C_3H_8$ , pelo oxigênio para formação de dióxido de carbono,  $CO_2$ , e água:



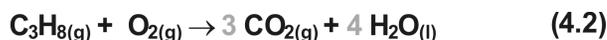
Em princípio, escolha um elemento para balancear. Um bom procedimento é iniciar balanceando a molécula que possui o maior número de átomos ou com maior número de elementos diferentes, no presente caso, o propano,  $C_3H_8$ .

**Etapa 1:**

Primeiramente balancear o carbono. Observe que existem 3 átomos de carbono em uma molécula de propano no lado esquerdo da equação, enquanto há apenas um, no lado dos produtos, logo colocaremos um 3 na frente do  $CO_2$ .

**Etapa 2:**

Agora observe o número de H na molécula de propano. Existem 8 átomos de H em cada molécula de  $C_3H_8$ , enquanto existem somente dois átomos de H na molécula de água à direita da reação. É necessário inserir um 4 na frente da molécula de  $H_2O$ .

**Etapa 3:**

Somente os átomos de oxigênio à esquerda ainda não foram balanceados. Para isto, é preciso colocar um coeficiente estequiométrico apropriado em frente à molécula de  $O_2$ . Analisando o número de átomos de O no lado direito da equação, concluímos que existem 10 átomos de oxigênio ( $3 \times 2 = 6$  no  $CO_2$  mais  $4 \times 1 = 4$  na água). Como cada molécula de oxigênio contém 2 átomos, o coeficiente estequiométrico para a molécula de  $O_2$  à esquerda da reação é a metade do total de átomos de oxigênios presentes no lado direito da equação. Logo devemos inserir um 5 na frente da molécula de  $O_2$ .

**Etapa 4:**

A última etapa consiste em checar o número de cada elemento em cada lado da equação. Para isso, observe a tabela abaixo:

Átomo	Lado direito	Lado esquerdo
C	3	3
H	8	8
O	10	10

**Exemplo 2.**

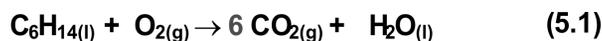
Escreva e balanceie a equação de combustão completa do n-hexano,  $C_6H_{14}$ .

**Etapa 1:**

A equação não balanceada da combustão do n-hexano é:

**Etapa 2:**

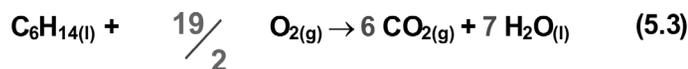
Balancear os átomos de carbono:

**Etapa 3:**

Balancear os átomos de hidrogênio:

**Etapa 4:**

Balancear os átomos de oxigênio à esquerda da equação:



Os coeficientes estequiométricos fracionários são uma das alternativas de se escrever uma equação química e, em alguns propósitos, são mais adequados, porém muitas vezes são pouco práticos, de modo que, por enquanto, é melhor evitá-los.

**Etapa 5:**

Eliminar o número fracionário multiplicando toda a equação por 2:



**Etapa 6:**

Conferir o número de átomos de cada elemento nos lados da equação:

Átomo	Lado direito	Lado esquerdo
C	12	12
H	28	28
O	38	38

**CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS**

Utiliza-se o símbolo  $\Leftrightarrow$  para indicar as relações estequiométricas entre reagentes e produtos. Podemos definir que na reação do hidrogênio com o oxigênio, as quantidades relativas dos reagentes e produtos estão relacionadas da seguinte maneira:



a partir desta relação podemos obter os **fatores estequiométricos**.

$$\frac{2 \text{ MOLÉCULAS DE HIDROGÊNIO}}{1 \text{ MOLÉCULA DE OXIGÊNIO}}$$

$$\frac{2 \text{ MOLÉCULAS DE HIDROGÊNIO}}{2 \text{ MOLÉCULAS DE ÁGUA}}$$

$$\frac{1 \text{ MOLÉCULA DE OXIGÊNIO}}{2 \text{ MOLÉCULAS DE ÁGUA}}$$

É importante identificar que a equação também mostra a seguinte relação:



Logo, os fatores estequiométricos são:

$$\frac{2 \text{ mols de Hidrogênio}}{1 \text{ mol de Oxigênio}}$$

**Fatores estequiométricos**

Fator de conversão que relaciona mols de uma espécie em uma reação com número de mols de outra espécie na mesma reação.

$$\frac{2 \text{ mols de Hidrogênio}}{2 \text{ mols de Água}}$$

$$\frac{1 \text{ mol de Oxigênio}}{2 \text{ mols de Água}}$$

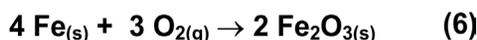
Os fatores estequiométricos ou fatores unitários, como exemplificados acima, são utilizados para calcular a quantidade de reagentes e produtos consumidos e produzidos respectivamente em reações químicas. Seguindo este raciocínio, observe o exemplo abaixo.

**Exemplo 3:**

Calcule a quantidade de oxigênio necessária para consumir completamente 2,45 g de Fe. Qual será a quantidade em massa e mols de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  produzido?

**Etapa 1:**

Inicialmente, escreva a equação balanceada da reação química. Esta é sempre a primeira etapa de resolução em relação a cálculos estequiométricos.



**Etapa 2:**

Calcular o número de mols a partir da massa de Fe.

$$2,45 \cancel{\text{g de Fe}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol de Fe}}}{55,845 \cancel{\text{g}}} = 0,044 \text{ mol de Fe}$$

**Etapa 3:**

Utilizar o fator estequiométrico para calcular a quantidade de oxigênio necessária. A quantidade de oxigênio está relacionada com a quantidade disponível de ferro de acordo com a equação balanceada

$$0,044 \cancel{\text{ mol de Fe}} \times \frac{3 \cancel{\text{ mols de O}_2}}{4 \cancel{\text{ mols de Fe}}} = 0,033 \text{ mol de O}_2$$

É importante identificar que, para a execução desse cálculo, a quantidade de Fe foi multiplicada pelo fator estequiométrico. De acordo com os cálculos, são necessários 0,033 mol de  $\text{O}_2$  para reagir com a quantidade de ferro disponível.

**Etapa 4:**

A partir do número de mols de  $\text{O}_2$  calcular a massa de  $\text{O}_2$ .

$$0,033 \cancel{\text{ mol de O}_2} \times \frac{32,00 \cancel{\text{ g de O}_2}}{1 \cancel{\text{ mol de O}_2}} = 1,06 \text{ g de O}_2$$

**Etapa 5:**

Utilizar o fator estequiométrico para converter a quantidade de Fe disponível na quantidade de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  produzida.

$$0,044 \text{ mol de Fe} \times \frac{2 \text{ mols de Fe}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol de Fe}} = 0,022 \text{ mols de Fe}_2\text{O}_3$$

**Etapa 6:**

Utilizar o número de mols de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  produzido para calcular sua massa.

$$0,022 \text{ mol de Fe} \times \frac{159,7 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} = 3,51 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

**Dicas:**

Partindo do princípio de que a matéria é conservada durante a reação, a massa de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  produzida pode ser calculada somando as massas de Fe e  $\text{O}_2$  utilizadas.

$$2,45 \text{ g de Fe} + 1,06 \text{ g de O}_2 = 3,51 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

**Exemplo 4.**

O benzeno é uma substância formada somente por carbono e hidrogênio, cuja fórmula molecular é  $\text{C}_6\text{H}_6$ . Uma amostra de 450 g de benzeno foi queimada com quantidade estequiométrica de  $\text{O}_2$ . Calcule a quantidade de  $\text{O}_2$  que reagiu e as quantidades de  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  produzidas.

**Etapa 1:**

Escrever a equação balanceada da reação química.

**Etapa 2:**

Calcular o número de mols a partir da massa de benzeno.

$$450 \text{ g de C}_6\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_6}{78,11 \text{ g}} = 5,76 \text{ mols de C}_6\text{H}_6$$

**Etapa 3:**

Calcular a quantidade de  $\text{O}_2$  necessária usando o fator de estequiométrico.

$$5,76 \text{ mols de C}_6\text{H}_6 \times \frac{15 \text{ mols de O}_2}{2 \text{ mols de C}_6\text{H}_6} = 43,2 \text{ mols de O}_2$$

**Etapa 4:**

Calcular a massa de  $\text{O}_2$ .

$$43,2 \text{ mol de O}_2 \times \frac{32,00 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 1382 \text{ g de O}_2$$

**Etapa 5:**

Usar o fator estequiométrico para converter a quantidade de benzeno disponível na quantidade de  $\text{CO}_2$  produzida.

$$5,76 \text{ mols de } C_6H_6 \times \frac{12 \text{ mols de } CO_2}{2 \text{ mols de } C_6H_6} = 34,56 \text{ mols de } O_2$$

**Etapa 6:**

Calcular a massa de  $CO_2$ .

$$34,56 \text{ mol de } CO_2 \times \frac{44,00 \text{ g de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 1521 \text{ g de } CO_2$$

**Etapa 7:**

Usar o fator estequiométrico para converter a quantidade de benzeno disponível na quantidade de  $H_2O$  produzida.

$$5,76 \text{ mols de } C_6H_6 \times \frac{6 \text{ mols de } H_2O}{2 \text{ mols de } C_6H_6} = 17,28 \text{ mols de } H_2O$$

**Etapa 8:**

Calcular a massa de  $H_2O$ .

$$17,28 \text{ mol de } H_2O \times \frac{18,00 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 311 \text{ g de } H_2O$$

**Etapa 9:**

Aplicar a lei de conservação das massas.

$$450 \text{ g de } C_6H_6 + 1382 \text{ g de } O_2 = 1521 \text{ g de } CO_2 + 311 \text{ g de } H_2O$$

$$1832 \text{ g de Reagentes} = 1832 \text{ g de Produtos}$$

**ATIVIDADES**

1. Com relação à reação entre o ferro e o cloro representada na equação química mostrada abaixo, responda:



a) Identifique os reagentes e produtos nessa reação e indique seus estados físicos.

Resposta: Reagentes: Fe sólido e  $Cl_2$  gasoso; Produto:  $FeCl_3$  sólido.

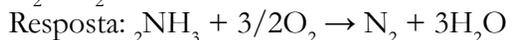
b) Quais são os coeficientes estequiométricos nessa reação?

Resposta: 2, 3 e 3

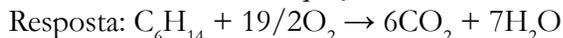
c) Se hipoteticamente 5 mols de Fe estivessem envolvidos na reação, quantos mols de  $Cl_2$  seriam necessários para consumir totalmente o ferro?

Resposta: 7,5 mols

2 Escreva e balanceie a equação de combustão da amônia,  $NH_3$ , formando  $N_2$  e  $H_2O$ .



3 Escreva e balanceie a equação de combustão completa do n-hexano,  $C_6H_{14}$ .



4 Qual a massa de oxigênio,  $O_2$ , necessária para realizar a combustão completa de 750 g de propano,  $C_3H_8$ ? E quais serão as massas de  $CO_2$  e  $H_2O$  produzidos?

Respostas: 545,5g; 2250,6g e 1227,6

## CONCLUSÃO

A estequiometria é o estudo quantitativo da composição de substâncias químicas e das substâncias consumidas e formadas em uma reação química. Para facilitar a interpretação de uma reação, é utilizada a equação química para especificar os reagentes e produtos envolvidos durante um processo reacional. A equação química também representa as quantidades relativas das substâncias envolvidas na reação em termos de átomos, moléculas e fórmulas unitárias e de mols destas espécies. Uma equação química balanceada é a prova experimental da lei de conservação das massas propostas por Lavoisier, pois estabelece que, se determinadas quantidades de reagentes são consumidas em uma reação, incontestavelmente essas quantidades deverão aparecer nos produtos.

## RESUMO

As reações químicas são representadas por equações químicas, da mesma forma que elementos e as substâncias são representados por símbolos químicos e fórmulas. Em uma equação química, à esquerda da seta, estão escritos os reagentes; e à direita da seta, estão escritos os produtos. Definimos que os coeficientes estequiométricos representam as quantidades relativas dos reagentes e produtos da reação. Antes de se obter qualquer informação quantitativa útil de uma reação química, é necessário que a respectiva equação química seja balanceada. É importante identificar que qualquer equação balanceada descreve as relações das quantidades de mols, átomos ou moléculas envolvidas na reação e não as relações de massas. Os fatores estequiométricos funcionam como fatores de conversão, pois relacionam os números de mols dos reagentes aos dos produtos e vice-versa.



## PRÓXIMA AULA

Na próxima aula você conhecerá a estequiometria das reações químicas.



## REFERÊNCIAS

- Kotz, John C.; Treichel Jr., Paul M. **Química Geral 1 e reações químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning/Pioneira, 2005.
- RUSSEL, John B. **Química Geral**. São Paulo: Makron Books, 1994. 2v.