

Estequiometria

A estequiometria trata das quantidades relativas de reagentes e produtos em uma reação química, a partir de uma equação química balanceada.

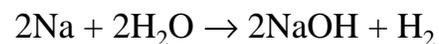
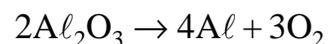
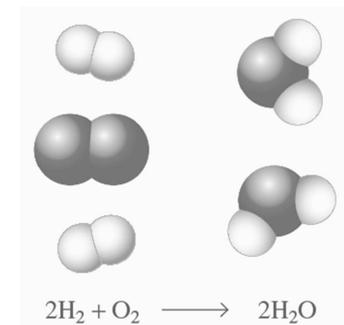
A palavra estequiometria tem origem grega e significa “medir elementos”.

Uma equação química balanceada pode ser interpretada de quatro maneiras diferentes:

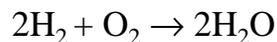
© 2005 by Pearson Education

1. Em termos de partículas

- Elementos são constituídos de **átomos**
- Compostos moleculares (contendo apenas não metais) são constituídos de **moléculas**.
- Compostos iônicos (ametais + não metais) são constituídos de **fórmulas unitárias**.

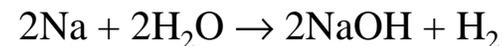
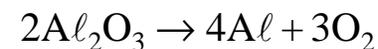


2. Em termos de quantidade de matéria



- 2 dúzias de moléculas de hidrogênio e uma dúzia de moléculas de oxigênio formam duas dúzias de moléculas de água.
- $2 \times (6.02 \times 10^{23})$ moléculas de hidrogênio e $1 \times (6.02 \times 10^{23})$ moléculas de oxigênio formam $2 \times (6.02 \times 10^{23})$ moléculas de água.
- 2 mols de hidrogênio e 1 mol de oxigênio formam 2 mols de água.

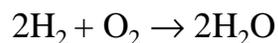
- Os **coeficientes estequiométricos** nos informam quantos mols de cada tipo de substância.



- Uma equação balanceada é uma **proporção molar**.

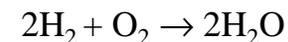
3. Em termos de massa

- Aplica-se a Lei de Conservação das Massas
- Pode-se conferir utilizando se quantidade de matéria.



$$2 \text{ mol H}_2 \left(\frac{2.02 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \right) = 4.04 \text{ g H}_2$$

$$1 \text{ mol O}_2 \left(\frac{32.00 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right) = \frac{32.00 \text{ g O}_2}{36.04 \text{ g H}_2 + \text{O}_2}$$



$$2 \text{ mol H}_2\text{O} \left(\frac{18.02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) = 36.04 \text{ g H}_2\text{O}$$

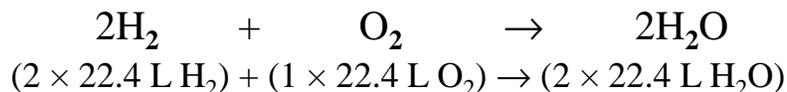
$$36.04 \text{ g H}_2 + \text{O}_2 = 36.04 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$36.04 \text{ g reagente} = 36.04 \text{ g produto}$$

A massa dos reagentes deve ser igual à massa dos produtos.

4. Em termos de volume

Nas CNTP, 1 mol de qualquer gás = 22,4 L



67,2 litros de reagente \neq 44,8 litros de produto!

Massas e átomos são **SEMPRE** conservados, mas moléculas, fórmula unitárias, quantidade de matéria e volumes não serão necessariamente conservados.

Análise dimensional

A análise dimensional é um poderoso método para resolver problemas onde há um excesso de cálculos sequenciais (como em estequiometria e concentração das soluções).

Para resolver problemas utilizando análise dimensional, devemos fazer três perguntas:

- Quais dados nos são fornecidos?
- Qual a quantidade que precisamos?
- Quais fatores de conversão estão disponíveis para nos levar ao que precisamos a partir do que nos é fornecido?

Exemplos de Resolução Geral

João vai participar de uma minimaratona, cujo percurso equivale a 10 milhas. Utilize TODOS os seguintes fatores de conversão para determinar quantos metros serão percorridos: 5280 pés = 1 milha; 0,305 m = 1 pé

1. Qual é o objetivo e quais unidades serão necessárias?

Objetivo= ___ m

2. Quais são os dados fornecidos e quais são suas unidades?

10 milhas

3. Converta usando os fatores de conversão

Utilize TODOS os seguintes fatores de conversão para determinar quantos segundos há em 5 anos: 12 meses = 1 ano; 30 dias = 1 mês; 24 h = 1 dia; 60 min = 1 hora; 60 seg = 1 min.

Análise Dimensional e Estequiometria

Os problemas de estequiometria sempre relacionam uma certa quantidade de substância com a quantidade de pelo menos uma outra substância envolvida na reação. Essas quantidades podem estar expressas em diferentes unidades.

Existem dois tipos diferentes de unidades:

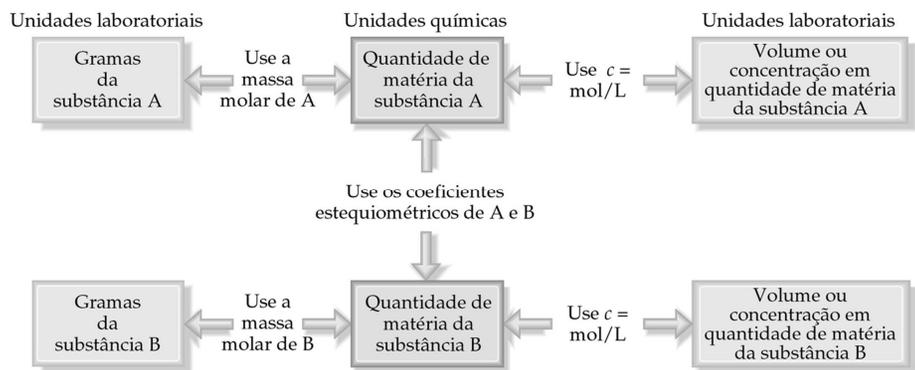
de laboratório (macroscópicas: medida em laboratório);

químicas (microscópicas: referem-se a mols).

Para resolver problemas de estequiometria, devemos inicialmente converter unidades de laboratório em unidades químicas.

- massa molar converte gramas em mols (e vice-versa)
- ($c = \text{mol/L}$) converte volume em mols (e vice-versa)

As relações estequiométricas, usadas sob a forma de fatores de conversão, (ou fatores unitários) nos permitem a passagem da quantidade de matéria (número de mols) de uma substância envolvida numa reação para a quantidade de matéria (número de mol) de qualquer outra substância envolvida na mesma reação.



© 2005 by Pearson Education

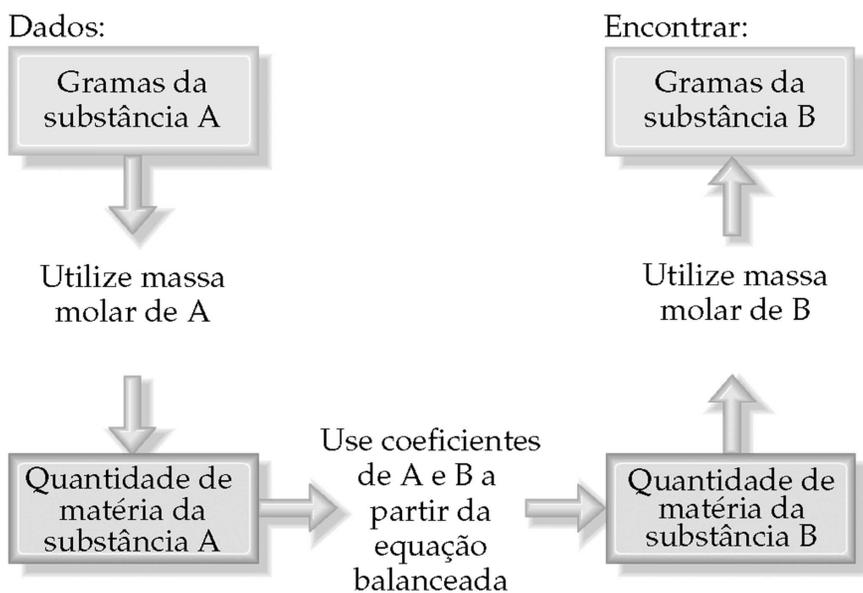
Uma equação balanceada fornece o número de moléculas que reagem para formar produtos.

As proporções de quantidade de matéria entre reagentes e produtos indicadas pelos coeficientes estequiométricos são denominadas *proporções estequiométricas*.

As proporções estequiométricas são proporções ideais!

As proporções ideais de reagentes e produtos no laboratório devem ser medidas em gramas e convertidas para mols.

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

Exemplos (mol para mol)

Qual a quantidade de matéria de oxigênio produzida na decomposição de 3,34 mols de Al_2O_3 ?

Qual a quantidade de matéria de amônia produzida a partir de 4,14 mols de hidrogênio, pelo processo Haber?

Na queima de 3,84 mols de acetileno, qual a quantidade de matéria de oxigênio necessária?

Na queima de 2,47 mols de acetileno, qual a quantidade de matéria de gás carbônico formada?

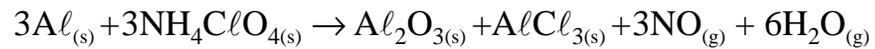
Qual a quantidade de matéria de acetileno necessária para produzir 8,95 mols de água?

Exemplos (massa para massa)

Qual a massa de cobre sólido que pode ser formada quando 10,1 g de Fe são adicionadas a uma solução de sulfato de cobre (II)?

Sulfeto de chumbo e óxido de chumbo (II) reagem formando chumbo metálico e dióxido de enxofre. Qual a massa de chumbo que pode ser formada a partir de 14,0 g do óxido?

A propulsão do ônibus espacial se baseia na seguinte reação:



Qual a massa de alumínio deve ser usada para reagir com 652 g do perclorato?

Qual a massa de água produzida?

Qual a massa de cloreto de alumínio formada?

Exemplos (massa/volume para volume)

Qual o volume de oxigênio produzido na decomposição de 6,45 g de água nas CNTP?

Qual o volume de CO_2 produzido pela combustão completa de 23,2 g de butano nas CNTP ?

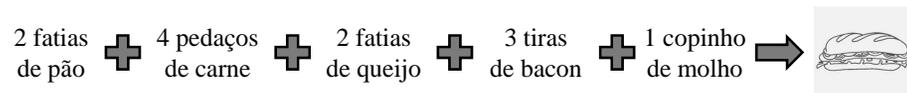
Quantos litros de oxigênio serão utilizados nessa reação?

Problemas com Reagentes Limitantes



Suponha que você trabalhe em uma rede de *fast food* e tenha que preparar os sanduíches de acordo com a seguinte “fórmula”: 2 fatias de pão, 4 pedaços de carne, 2 fatias de queijo, 3 tiras de *bacon* e 1 copinho de molho.

Se você dispõe de 20 fatias de pão, 32 pedaços de carne, 18 fatias de queijo, 21 tiras de *bacon* e 10 copinhos do molho, quantos sanduíches poderão ser preparados?



Quando todos os reagentes numa reação química são consumidos simultaneamente e completamente, dizemos que os reagentes estão em proporção estequiométrica, segundo a relação molar determinada pelos coeficientes da equação balanceada.

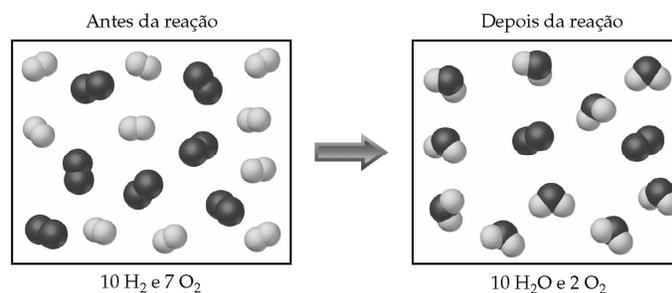
Em certas análises químicas essa condição é necessária; em outras situações, tais como em reações de precipitação, um dos reagentes é convertido completamente em produto, utilizando-se um *excesso* de todos os outros reagentes.

Quando se utiliza vários reagentes, o primeiro reagente a ser consumido completamente, limita a quantidade máxima de produtos que pode ser obtida; esse reagente é chamado de *reagente limitante*.

Qualquer outro reagente presente em quantidade de matéria superior à necessária para a reação estará em excesso.

Quando todo o reagente limitante é consumido, dizemos que a reação ocorreu completamente.

Nos problemas envolvendo reagente limitante, são fornecidas as quantidades de mais de um reagente envolvido no processo.



Exemplos

3,65 g de H_2 e 26,7 g de O_2 são misturados e reagem. Qual a massa de H_2O que pode ser formada?

Qual a massa de cobre sólido que pode ser formada quando 15 g de ferro reagem com 15 g de sulfato de cobre (II)?

Qual a massa de oxigênio que pode ser formada pela reação entre 120 g de superóxido de potássio e 47 g de água?

Se 10,3 g de alumínio reagem com 51,7 g de sulfato de cobre (II), qual a massa de cobre que pode ser formada?

2,00 g de amônia são misturados com 4,00 g de oxigênio. Qual a massa de óxido nítrico que pode ser formada?

Rendimentos

O rendimento está relacionado à quantidade de produto obtida em uma reação.

Existem três tipos de rendimento:

real: quantidade de produto efetivamente obtida quando a reação termina;

teórico: quantidade de produto que deveria ser formada se todo o reagente limitante fosse consumido;

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

Exemplos

6,78 g de cobre são produzidas quando 3,92 g de Al reagem com excesso de sulfato de cobre (II). Determinar os rendimentos real, teórico e percentual.

5 g de clorato de potássio sofrem decomposição produzindo 1,78 g de oxigênio. Calcule o rendimento da reação.

Calcular o rendimento de uma reação entre 7 g de hidrogênio e 60 g de oxigênio, se são produzidos 138 g de água.

Num pequeno reator contendo contendo 120 g de superóxido de potássio e 47 g de água foram produzidos 35,2 g de oxigênio. Qual o rendimento percentual da reação?