

# QUÍMICA I

## Estequiometria

# Introdução

- **Estequiometria** é um nome derivado das palavras gregas *stoicheion* ('elemento') e *metron* ('medida').
- Estequiometria é uma ferramenta essencial na química.
- A estequiometria é baseada em entendimento de **massas atômicas** e um princípio fundamental, a **lei de conservação da massa**: *A massa total de um elemento presente ao final de uma reação química é a mesma massa total do início da reação.*

# Introdução

- Com o avanço da teoria atômica, os químicos passaram a entender a base da lei da conservação da massa: *os átomos não são criados nem destruídos durante qualquer reação química.*
- Assim, o mesmo conjunto de átomos está presente tanto **antes** quanto **depois** da reação.
- As mudanças que ocorrem durante qualquer reação é simplesmente um **rearranjo dos átomos**.

# Equações químicas

- **Lavoisier**: a massa é conservada em uma reação química.
- **Equações químicas**: descrições de reações químicas.



Lemos o sinal + como ‘reage com’ e a **seta** como ‘produz’.



# Equações químicas



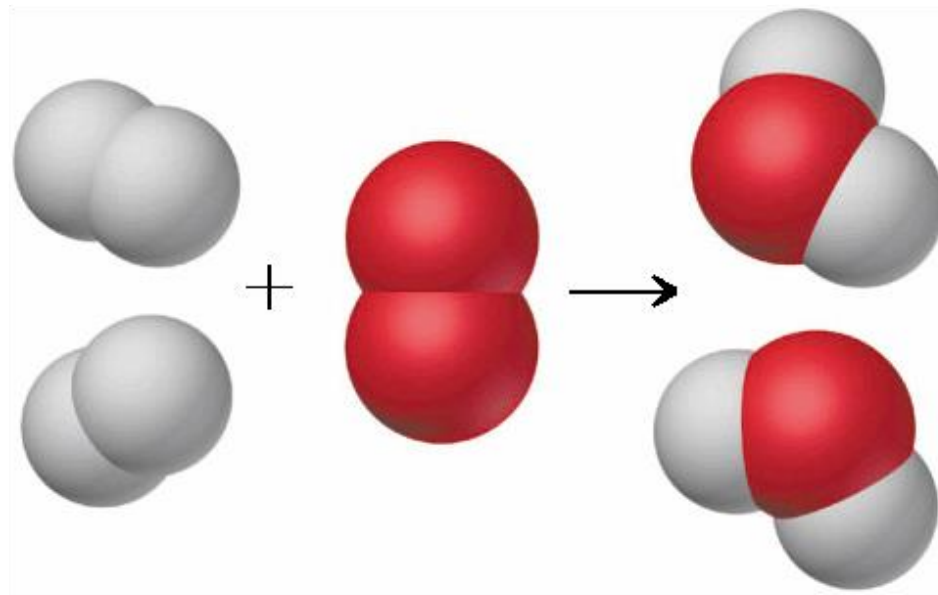
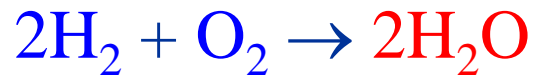
- As fórmulas químicas à esquerda da seta representam as substâncias de partida, chamadas **reagentes**.
- As fórmulas químicas à direita da seta representam as substâncias produzidas na reação, chamadas **produtos**.
- Os números diante das fórmulas são os **coeficientes**.

# Equações químicas

- Uma vez que os átomos não são formados nem destruídos em uma reação, *a equação química deve ter um número igual de átomos de cada elemento de cada lado da seta.*
- Quando essa condição é satisfeita, diz-se que a **equação está balanceada.**

# Equações químicas

- A equação química para a formação da água pode ser visualizada como duas moléculas de hidrogênio reagindo com uma molécula de oxigênio para formar duas moléculas de água:



# Equações químicas

- Uma vez que sabemos as fórmulas dos reagentes e produtos em uma reação química, podemos escrever a **equação não-balanceada**.
- Após escrevermos a equação química para a reação, fazemos o **balanceamento da equação** determinando os coeficientes que fornecem números iguais de cada tipo de átomo de cada lado da equação.
- Geralmente, uma equação balanceada deve conter os menores coeficientes inteiros possíveis.

# Equações químicas

- Ao balancear equações, é importante entender as diferenças entre um coeficiente diante de uma fórmula e um índice inferior em uma fórmula.
- **Coeficientes estequiométricos:** são os números na frente das fórmulas químicas; fornecem a proporção de reagentes e produtos.
- ***Índices inferiores nunca devem ser mudados ao balancear uma equação.***

# Equações químicas

Símbolo químico	Significado	Composição
$\text{H}_2\text{O}$	Uma molécula de água:	Dois átomos de H e um átomo de O
$2\text{H}_2\text{O}$	Duas moléculas de água:	Quatro átomos de H e dois átomos de O
$\text{H}_2\text{O}_2$	Uma molécula de peróxido de hidrogênio:	Dois átomos de H e dois átomos de O

*Colocar um coeficiente na frente de uma fórmula química muda apenas a quantidade, e não a identidade das substâncias.*

# Equações químicas

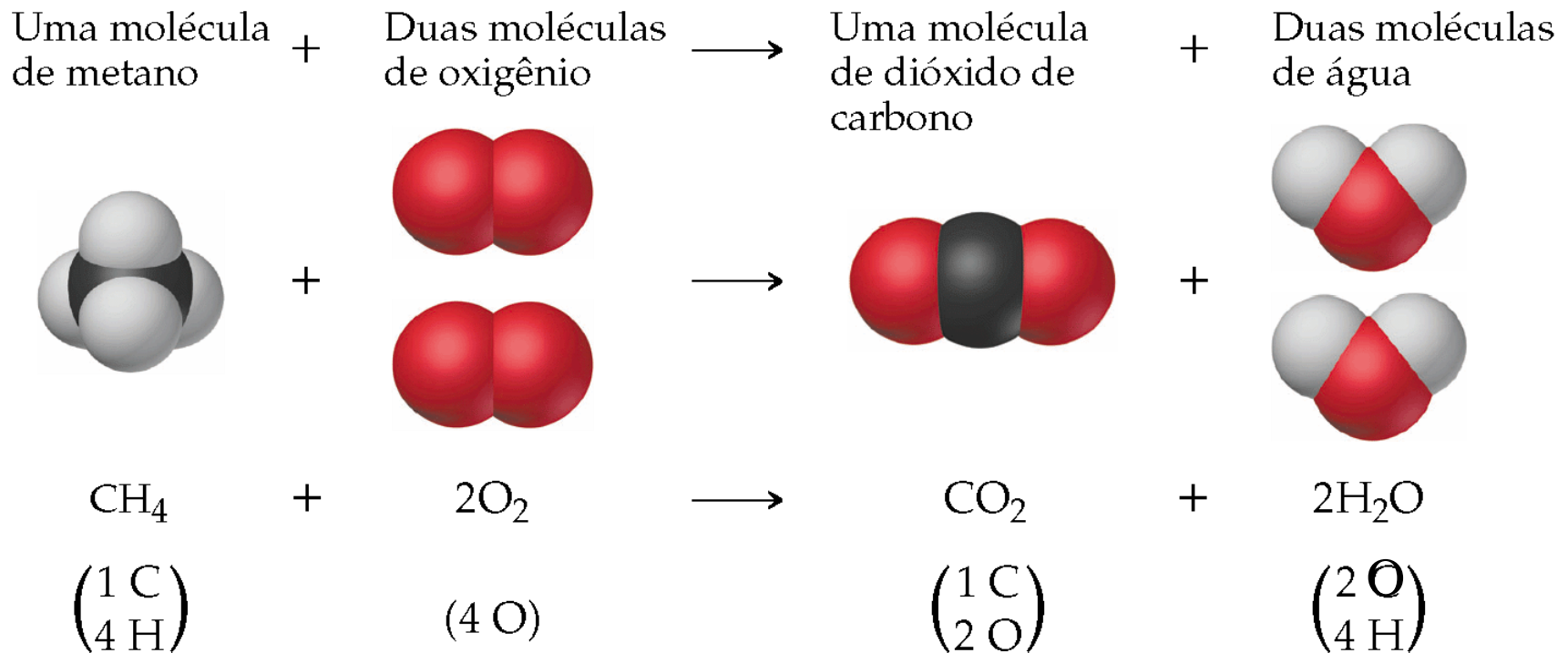


- Geralmente é melhor balancear primeiro os elementos que aparecem em um menor número de fórmulas químicas de cada lado da equação.



# Equações químicas

- Lei da conservação da massa:** a matéria não pode ser perdida em nenhuma reação química.



# Equações químicas

- O método adotado para balancear a equação anterior é, em grande parte, de *tentativa-e-erro*.
- Balanceamos cada tipo de átomo sucessivamente, ajustando os coeficientes como necessário.
- Esse método funciona para a *maioria* das equações químicas.
- Normalmente informações adicionais são incluídas nas fórmulas em equações balanceadas para indicar o *estado físico de cada reagente e produtos*.

# Equações químicas

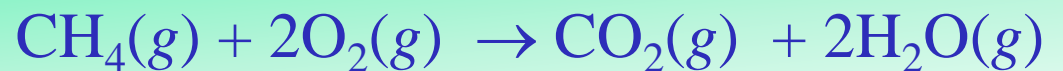
- Usamos os símbolos:

**(g)** – gás

**(l)** – líquido

**(s)** – sólido

**(aq)** – soluções aquosas



- Algumas vezes as **condições** (como *temperatura ou pressão*) sob as quais a reação ocorre aparecem acima ou abaixo da seta da reação. O símbolo  $\Delta$  é, em geral, colocado acima da seta para indicar o uso de aquecimento.

# Equações químicas

Balanceamento de equações:



# Alguns padrões simples de reatividade química

- Para prever os produtos formados em determinada combinação de reagentes é necessário reconhecer **padrões gerais de reatividade química**.
- Reconhecer um padrão de reatividade para uma classe de substância fornece um entendimento mais amplo do que simplesmente decorar um grande número de reações não relacionadas entre si.

# Alguns padrões simples de reatividade química

## Reações de combinação e decomposição

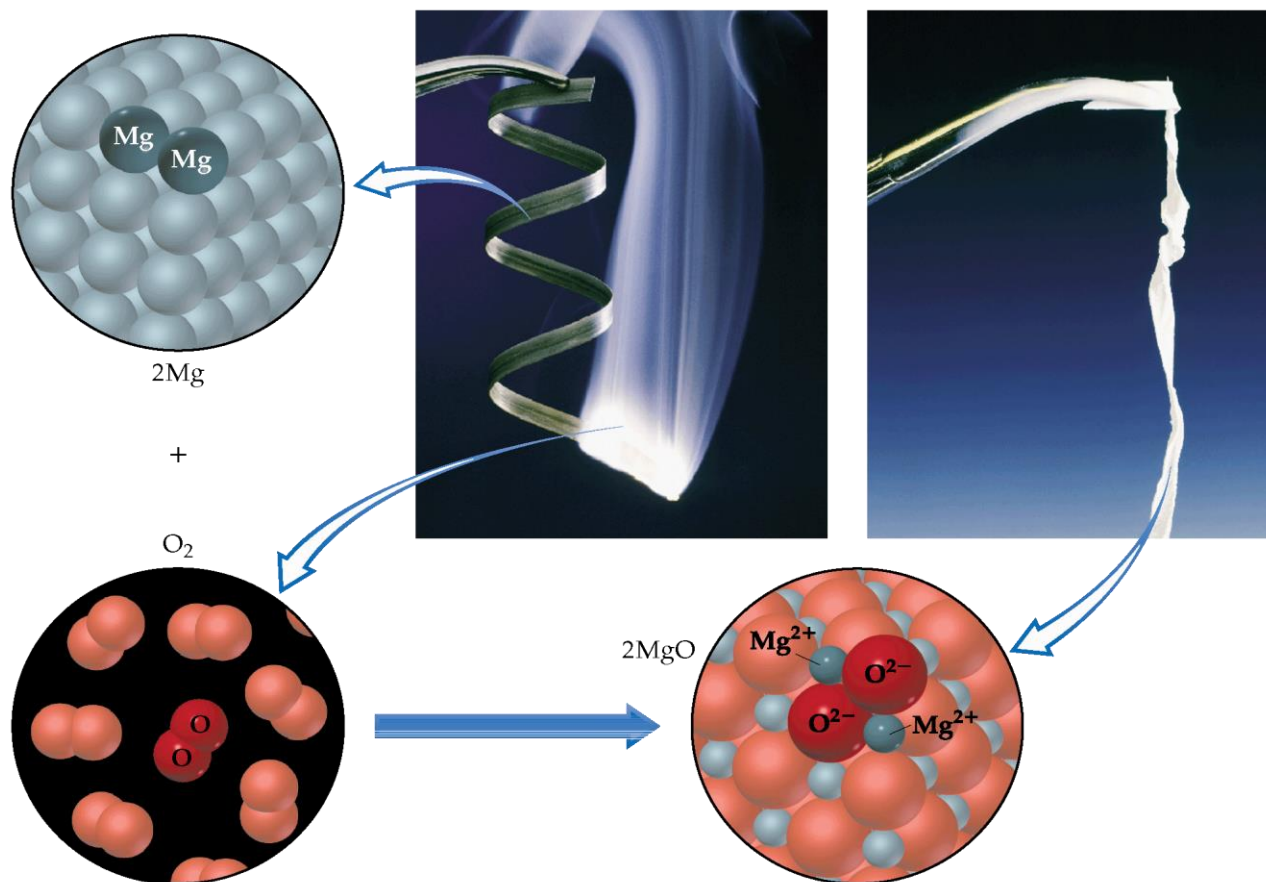
- Dois tipos simples de reações: *reações de composição e de decomposição*.
- **As reações de combinação:** duas ou mais substâncias reagem para formar um produto.



- O Mg combina-se com o O<sub>2</sub> para formar o MgO.

# Alguns padrões simples de reatividade química

## Reações de combinação e decomposição



# Alguns padrões simples de reatividade química

- Quando uma reação de combinação ocorre entre um **metal** e um **não-metal**, o produto é um **sólido iônico**.
- A fórmula de um composto iônico pode ser determinada a partir das *cargas dos íons envolvidos*.
- Quando o magnésio reage com o oxigênio, o magnésio perde elétrons e forma o íon magnésio, **Mg<sup>2+</sup>**. O oxigênio ganha elétrons e forma o íon óxido, **O<sup>2-</sup>**. Portanto, o produto da reação é **MgO**.

# Alguns padrões simples de reatividade química

## Reações de combinação e decomposição

- **As reações de decomposição:** uma substância sofre uma reação para produzir outras ou mais substâncias.
- Muitos compostos sofrem reações de decomposição quando aquecidos:



# Alguns padrões simples de reatividade química

## Reações de combinação e decomposição

- A decomposição da azida de sódio ( $\text{NaN}_3$ ) libera  $\text{N}_2(\text{g})$  rapidamente.



(a reação que ocorre em um *airbag*)

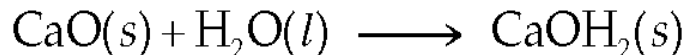
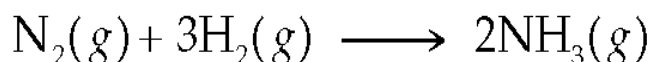
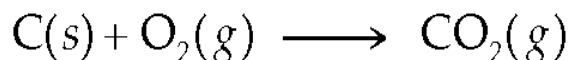
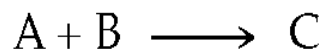
- O  $\text{NaN}_3$  se decompõe em  $\text{Na}$  e  $\text{N}_2$  gasoso.

# Alguns padrões simples de reatividade química

## Reações de combinação e decomposição

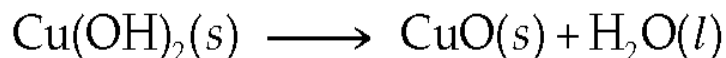
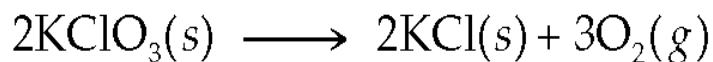
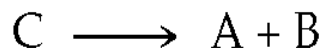
TABELA 3.1 Reações de combinação e decomposição

### Reações de combinação



Dois reagentes se combinam para formar um único produto. Muitos elementos reagem com outros dessa maneira para formar compostos.

### Reações de decomposição

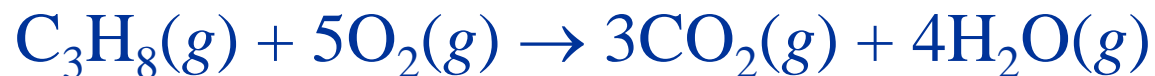


Um único reagente quebra-se para formar duas ou mais substâncias. Muitos compostos reagem dessa maneira quando aquecidos.

# Alguns padrões simples de reatividade química

## Combustão ao ar

- As **reações de combustão** são reações rápidas que produzem uma chama.
- A combustão é a *queima de uma substância em oxigênio do ar*:



*produzindo  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$*



# Massa Molecular

- Tanto as fórmulas quanto as equações químicas têm significado *quantitativo*.
- Os **índices** inferiores nas fórmulas e os **coeficientes** nas equações representam *quantidades precisas*.
- Apesar de não podermos contar átomos ou moléculas diretamente, podemos *determinar indiretamente* seus números se conhecemos as massas.

# Massa Molecular

## Massa molecular e peso fórmula

- O **peso molecular**, **peso fórmula** ou **massa molecular (MM)** de uma substância é a *soma das massas atômicas de cada átomo em sua fórmula química*.

$$\begin{aligned}\text{MM (H}_2\text{SO}_4) &= 2(\text{MA do H}) + (\text{MA do S}) + 4(\text{MA do O}) \\ &= 2(1,0 \text{ u}) + (32,1 \text{ u}) + 4(16,0 \text{ u}) \\ &= 98,1 \text{ u}\end{aligned}$$

***u** = unidade de massa atômica*

# Massa Molecular

## Massa molecular e peso fórmula

- A massa molecular (**MM**) é a massa da **fórmula molecular**.

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

- Não se recomenda a utilização do termo massa fórmula.

# Massa Molecular

## Composição Percentual a partir das Fórmulas

- Ocasionalmente teremos de calcular a **composição percentual de um composto** (isto é, a contribuição percentual em massa de cada elemento na substância).
- O cálculo depende da massa molecular da substância, da massa atômica de cada elemento no qual estamos interessados e do número de átomos de cada elemento na fórmula química:

$$\% \text{ do elemento} = \frac{(\text{número de átomos desse elemento}) (\text{massa atômica do elemento})}{(\text{massa molecular do composto})} \times 100\%$$

# O mol

- Em química a unidade para lidar com o número de átomos, íons ou moléculas em uma amostra de tamanho normal é o **mol**.
- Um mol é **quantidade de matéria** que contém tantos objetos (átomos, moléculas ou o que considerarmos) quantos números de átomos em exatamente 12 g de  $^{12}\text{C}$  isotopicamente puro.

# O mol

- A partir de experimentos, os cientistas determinaram que esse número é **6,0221421 x 10<sup>23</sup>** e o chamaram de **número de Avogrado**.
- Um mol de átomos, um mol de moléculas ou um mol de qualquer coisa contém o número de Avogrado desses objetos:

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

1 mol de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  =  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$

1 mol de íons  $\text{NO}_3^-$  =  $6,02 \times 10^{23}$  íons de  $\text{NO}_3^-$

# O mol

## Massa molar

- **Massa molar:** é a massa em gramas de 1 mol de substância, isto é, a massa em gramas por mol (unidades g/mol, g mol<sup>-1</sup>).

1 átomo de <sup>12</sup>C tem massa de 12 u = 1 mol de <sup>12</sup>C tem massa de 12 g

1 átomo de Cl tem massa de 35,5 u = 1 mol de Cl tem massa de 35,5 g

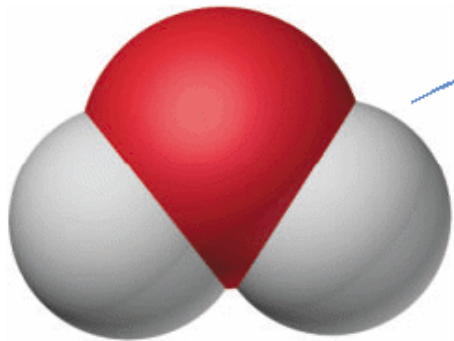
- A massa molar (em g/mol) de uma substância é sempre numericamente igual a sua **massa molecular**.

Ex.: NaCl tem massa molar 58,5 g/mol (Na = 23u e Cl = 35,5u)

# O mol

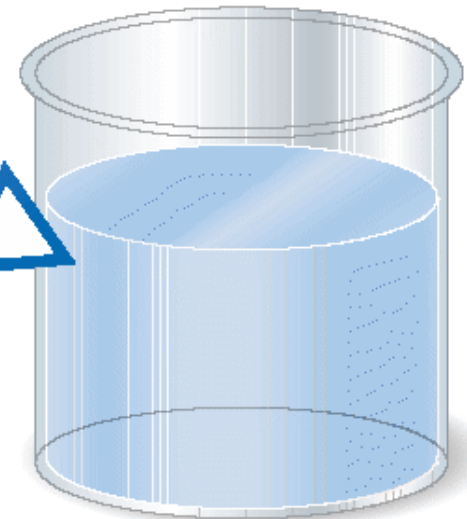
Amostra de  
escala laboratorial

Molécula única



1 molécula de  $\text{H}_2\text{O}$   
(18,0 u)

Número de  
Avogadro  
de moléculas  
( $6,02 \times 10^{23}$ )



1 mol  $\text{H}_2\text{O}$   
(18,0 g)

# O mol

TABELA 3.2 Relações molares

Nome	Fórmula	Massa molecular ( <i>u</i> )	Massa molar (g/mol)	Número e tipo de partículas em um mol
Nitrogênio atômico	N	14,0	14,0	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de N
Nitrogênio molecular	N <sub>2</sub>	28,0	28,0	$\left\{ \begin{array}{l} 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de N}_2 \\ 2(6,022 \times 10^{23}) \text{ átomos de N} \end{array} \right.$
Prata	Ag	107,9	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de Ag
Íons prata	Ag <sup>+</sup>	107,9 <sup>a</sup>	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ íons Ag <sup>+</sup>
Cloreto de bário	BaCl <sub>2</sub>	208,2	208,2	$\left\{ \begin{array}{l} 6,022 \times 10^{23} \text{ unidades de BaCl}_2 \\ 6,022 \times 10^{23} \text{ íons Ba}^{2+} \\ 2(6,022 \times 10^{23}) \text{ íons Cl}^- \end{array} \right.$

# O mol

Esta fotografia mostra um mol de sólido, um mol de um líquido e um mol de gás. Um mol de NaCl, o **sólido**, tem massa de 58,45 g. Um mol de H<sub>2</sub>O, o **líquido**, tem massa de 18,0 g e ocupa um volume de 18,0 mL. Um mol de O<sub>2</sub>, o **gás**, tem massa de 32,0 g e ocupa um balão de diâmetro igual a 35 cm.



# O mol

Note que a massa de água está incluída na massa molar de um composto.



# O mol

## Conversões entre massas, mols e número de partículas

- O conceito de mol fornece a ponte entre massa e número de partículas.
- Ex.: Calcular o número de átomos de cobre em uma moeda de cobre de um centavo norte-americano. Essa moeda pesa aproximadamente 3,0 g.
- Observe como a análise dimensional fornece uma rota direta de gramas para número de átomos. (gramas – mols – átomos).

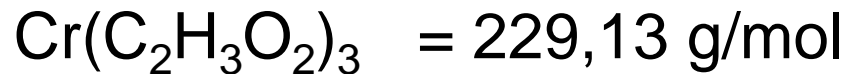
# O mol



# Massa molar de um composto

- Fórmula molecular: número e tipo de átomo
  - Ex.  $\text{CH}_4$
  - C ( $6,02 \times 10^{23}$  átomos de C = 1 mol de C = 12,01 g átomos de C)
  - H ( $4 \times 6,02 \times 10^{23}$  átomos de H = 4 mol de H = 4,032 g átomos de C)
  - 16,04 g de moléculas de  $\text{CH}_4$
  - Qual a massa molecular média de 1 molécula de  $\text{CH}_4$ ?
  - R.  $2,664 \times 10^{-23}$  g molécula<sup>-1</sup>

Exemplo para Aula: Quantos gramas de cromo há em 25,1 g de acetato de cromo(III)?



$$25,1\text{g Cr}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_3}{229,13\text{g Cr}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}}{1 \text{ mol Cr}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_3} \cdot \frac{52,00\text{g Cr}}{1\text{mol Cr}} =$$

5,70 g Cr

**3 algarismos significativos**

# Problemas Práticos sobre Mols

- Quantas moléculas há em 1,3 mols de  $\text{H}_2\text{O}$ ?
- $7,83 \times 10^{23}$  moléculas
  
- Quanto pesa 1,6 mols de  $\text{NaCl}$ ?
- 92,8 g
  
- Qual é o peso molecular de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ?
- 342 g/mol
  
- Quanto pesa 1 mol de cálcio?
- 40 g
  
- Dados 23 gramas de  $\text{NaOH}$ , quantos mols há?
- 0,58 mol
  
- Dados 23 gramas de  $\text{NaOH}$ , quantas moléculas há?
- $3,46 \times 10^{23}$  moléculas
  
- Dadas  $4,2 \times 10^{25}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ , quantos mols há?
- 70 mols

A exigência dietética diária média do aminoácido leucina essencial,  $C_6H_{13}O_2N$ , é de 2,2 g para um adulto.

- Quantos **mols de leucina** são necessários diariamente?
- Quantas **moléculas de leucina** são necessárias?
- Quantos **átomos de nitrogênio** estão presentes nesta amostra?
- Quantos **átomos de carbono** estão presentes nesta amostra?

# Composição Percentual

- Análise utilizada para caracterizar compostos desconhecidos.
  - Os dados da composição percentual podem ser utilizados para calcular uma fórmula empírica.

# Composição Percentual

- Calcule a massa percentual (peso percentual) de cada elemento no composto.
- Estratégia

$$\frac{(\text{átomos de um elemento})(\text{peso atômico})}{(\text{peso da fórmula do composto})} \times 100\%$$

# Qual é a Composição Percentual de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ?

$$\frac{(\text{átomos de um elemento})(\text{peso atômico})}{(\text{peso da fórmula do composto})} \times 100\%$$

Peso da fórmula do composto = 74,1 g

$$\% \text{Ca} = \frac{(\text{átomos de cálcio})(\text{peso atômico do cálcio})}{(\text{peso da fórmula do hidróxido de cálcio})} \times 100\%$$

$$\% \text{Ca} = \frac{(1)(40,0)}{(74,1)} \times 100\% = ?$$

$$\% \text{Ca} = \frac{(1)(40,0)}{(74,1)} \times 100\% = 54,0\%$$

# Qual é a Composição Percentual de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ?

$$\frac{(\text{átomos de um elemento})(\text{peso atômico})}{(\text{peso da fórmula do composto})} \times 100\%$$

Peso da fórmula do composto = 74,1 g

$$\% \text{ O} = \frac{(\text{átomos de O})(\text{peso atômico do O})}{(\text{peso da fórmula de } \text{Ca}(\text{OH})_2)} \times 100\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{(2)(16,0)}{(74,1)} \times 100\% = ?$$

$$\% \text{ O} = \frac{(2)(16,0)}{(74,1)} \times 100\% = 43,2\%$$

# Qual é a Composição Percentual de $\text{Ca(OH)}_2$ ?

$$\frac{(\text{átomos de um elemento})(\text{peso atômico})}{(\text{peso da fórmula do composto})} \times 100\%$$

Peso da fórmula do composto = 74,1 g

$$\% \text{ H} = \frac{(\text{átomos de H})(\text{peso atômico do H})}{(\text{peso da fórmula de } \text{Ca(OH)}_2)} \times 100\%$$

$$\% \text{ H} = \frac{(2)(1,008)}{(74,1)} \cdot 100\% = ?$$

$$\% \text{ H} = \frac{(2)(1,008)}{(74,1)} \cdot 100\% = 2,72\%$$

# Resumo

- % Ca = 54,0
- % O = 43,2
- % H = 2,72
- Soma\* = 99,92

\* de 100 devido a aproximações feitas na calculadora.

# Fórmulas Empírica *versus* Molecular

- As fórmulas empíricas mostram apenas a razão mais simples de átomos na fórmula:
  - compostos iônicos são representados por sua fórmula empírica.
- Fórmulas moleculares mostram a composição real de uma molécula.

# Considere cada Fórmula Abaixo

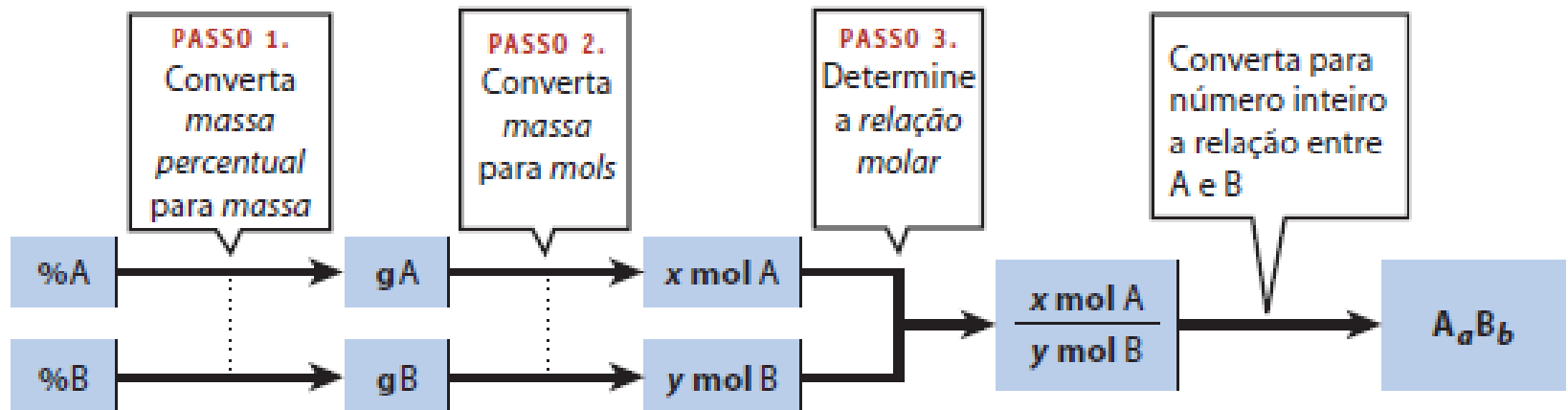
A. Se é uma fórmula empírica.

B. Se é uma fórmula molecular.

C. Se é tanto uma fórmula empírica como uma fórmula molecular.

- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{O}_2$
- $\text{HO}$
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

# Derivando uma Fórmula Empírica



# Fórmulas Empíricas

## Aula Prática

- A magnetita é composta apenas por ferro e oxigênio e tem 72,36% de ferro em massa. Qual é sua fórmula empírica?
  - Converta % da composição em massa (utilize 100 g).
  - Converta massa para mols.
  - Simplifique a razão molar.
  - **Resposta: (1 mol para 1,33)  $\times$  3 = Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>.**

# Calculando as Fórmulas a partir da Composição Percentual

## Mapa Estratégico 2.9

### PROBLEMA

Determine as fórmulas empíricas e moleculares baseadas na composição conhecida e na massa molar conhecida.

### DADOS/INFORMAÇÕES CONHECIDAS

- Massa molar
- Composição percentual

**ETAPA 1.** Suponha que cada % de átomo é equivalente à massa em gramas em 100 g de amostra

A massa de cada elemento em uma amostra de 100 g do composto

**ETAPA 2.** Utilize o peso atômico de cada elemento para calcular a quantidade de matéria em mol de cada elemento em 100 g de amostra (multiplicar massa por mol/g).

Quantidade de matéria (mol) de cada elemento em 100 g de amostra

**ETAPA 3.** Divida a quantidade de matéria em mol de cada elemento pela quantidade de matéria em mol do elemento presente na menor quantidade.

A razão molar é obtida pela razão entre a quantidade de matéria de cada elemento pela quantidade de matéria do elemento presente em menor quantidade = fórmula empírica.

**ETAPA 4.** Divida a massa molar conhecida pela massa da fórmula empírica.

Fórmula molecular

# Outra Aula Prática

Hexametilenodiamina é um dos materiais utilizados para produzir um tipo de náilon.

- A análise elementar dá 62,1% de C, 13,8% de H, e 24,1% de N.
  - Qual é sua fórmula empírica?
- Se o peso molecular é 116 g/mol.
  - Qual é sua fórmula molecular?

# Determinando uma Fórmula através dos Dados da Massa

## Mapa Estratégico 2.10

### PROBLEMA

Determine a fórmula empírica com base nas massas dos elementos combinados.

### DADOS / INFORMAÇÕES CONHECIDAS

- Massa de um elemento no composto binário
- Massa do produto

**ETAPA 1.** Determine a massa do segundo elemento pela diferença.

Massa de cada elemento numa amostra do composto

**ETAPA 2.** Utilize o peso atômico de cada elemento para calcular a quantidade de matéria de cada elemento na amostra (multiplique a massa por mol/g)

Quantidade de matéria (mol) de cada elemento na amostra

**ETAPA 3.** Dividir o valor da quantidade de matéria de cada elemento pela quantidade de matéria do elemento presente em menor quantidade.

Razão molar entre a quantidade de matéria de cada elemento e a quantidade de matéria do elemento presente em menor quantidade = fórmula empírica

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

**Solução:** determine X, Y e Z em  $C_xH_yO_z$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

**Solução:** determine X, Y e Z em  $C_xH_yO_z$

1. Como as percentagens de cada elemento somam 100%, pode ser considerado que a soma das massas é igual a 100 g.

(Isto é, pode-se supor 100 g do composto).

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

**Solução:** determine X, Y e Z em  $C_XH_YO_Z$

1. Como as percentagens de cada elemento somam 100%, pode ser considerado que a soma das massas é igual a 100 g.

(isto é, pode-se supor 100 g do composto)

64,82 g de C    21,59 g de O    13,59 g de H

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

2. Converter a massa de cada elemento em mols.  
(elemento X em g  $\rightarrow$  mol X etc. ...)

**Exemplo:** Encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

2. Converter a massa de cada elemento em mols.  
(elemento X em g  $\rightarrow$  mol X etc. ...)

$$64,82 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,011 \text{ g C}} = 5,397 \text{ mol C}$$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

2. Converter a massa de cada elemento em mols.  
(elemento X em g  $\rightarrow$  mol X etc. ...)

*O oxigênio em um composto é sempre monoatômico.*

$$64,82\text{g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,011 \text{ g C}} = 5,397 \text{ mol C}$$

$$21,59\text{g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 1,349 \text{ mol O}$$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

2. Converter a massa de cada elemento em mols.  
(elemento X em g  $\rightarrow$  mol X etc. ...)

*O oxigênio em um composto é sempre monoatômico..*

$$64,82\text{g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,011 \text{ g C}} = 5,397 \text{ mol C}$$

$$21,59\text{g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 1,349 \text{ mol O}$$

*O mesmo se aplica ao hidrogênio!*

$$13,59\text{g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0079 \text{ g H}} = 13,48 \text{ mol H}$$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

3. Dividir cada um dos mols individuais pelo menor número de mols para obter as proporções molares para cada elemento no composto.

*5,397 mol C 1,349 mol O 13,48 mol H*

Estes são os subscritos da fórmula  $C_xH_yO_z$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

3. Dividir cada um dos mols individuais pelo menor número de mols para obter as proporções molares para cada elemento no composto.

*5,397 mol C 1,349 mol O 13,48 mol H*

Estes são os subscritos da fórmula  $C_xH_yO_z$

Subscrito de C

$$X = \frac{5,397}{1,349} = 4,001$$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

3. Dividir cada um dos mols individuais pelo menor número de mols para obter as proporções molares para cada elemento no composto.

*5,397 mol C   1,349 mol O   13,48 mol H*

Estes são os subscritos da fórmula  $C_xH_yO_z$

Subscrito de C

Subscrito de H

$$X = \frac{5,397}{1,349} = 4,001 \quad Y = \frac{13,48}{1,349} = 9,992$$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

3. Dividir cada um dos mols individuais pelo menor número de mols para obter as proporções molares para cada elemento no composto.

*5,397 mol C 1,349 mol O 13,48 mol H*

Estes são os subscritos da fórmula

$$\begin{array}{ccc} \boxed{\text{Subscrito de C}} & \boxed{\text{Subscrito de H}} & \boxed{\text{Subscrito de O}} \\ \underbrace{\hspace{1.5cm}} & \underbrace{\hspace{1.5cm}} & \underbrace{\hspace{1.5cm}} \\ X = \frac{5,397}{1,349} = 4,001 & Y = \frac{13,48}{1,349} = 9,992 & Z = \frac{1,349}{1,349} = 1,000 \end{array}$$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

Caso as proporções sejam fracionadas, como exemplos, 0,5, 1,5 e 0,333, multiplique o valor por um número inteiro para obter um número inteiro no subscrito da fórmula.

### ***Exemplos***

$$0,5 \times 2 = 1$$

$$0,25 \times 4 = 1$$

$$0,333 \times 3 = 1$$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula empírica deste composto?

---

Arredondamento para o número inteiro mais próximo:



$$X = 4,001 = 4 \quad Y = 9,992 = 10 \quad Z = 1,000 = 1$$

A fórmula empírica é:  $C_4H_{10}O$

O resultado deste cálculo diz-nos somente sobre a **fórmula empírica** do composto.

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula molecular deste composto?

---

#### 4. Determinando a fórmula molecular

Para alguns compostos, a *fórmula molecular* é um múltiplo da *fórmula empírica*:

**Fórmula empírica**



=

**Fórmula molecular**



$$n = 2, 3, 4, \dots$$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula molecular deste composto?

---

#### 4. Determinando a fórmula molecular

Uma vez que a *fórmula molecular* é um múltiplo, ela é ajustada por um fator “n”, as *massas* das fórmulas *molecular e empírica* também devem se ajustar pela mesma proporção.

$$\frac{\text{fórmula molar / massa} \begin{matrix} x & g \\ C & \\ e & \end{matrix} / \begin{matrix} \ddot{O} \\ \vdots \\ \emptyset \end{matrix}}{\text{fórmula empírica / massa} \begin{matrix} x & g \\ C & \\ e & \end{matrix} / \begin{matrix} \ddot{O} \\ \vdots \\ \emptyset \end{matrix}} = n$$

**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio. Qual é a fórmula molecular deste composto?

---

#### 4. Determinando a fórmula molecular

- O peso da fórmula empírica de  $C_4H_{10}O$  é 74,12 g/mol.
- Em um experimento separado, determinou-se que a massa molar do composto é 222,1 g/mol.
- Qual é a sua fórmula molecular?

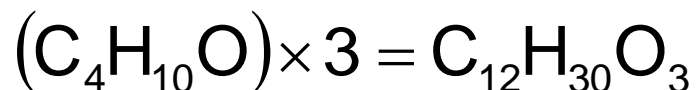
**Exemplo:** Foi encontrado em um composto 64,82% de carbono, 21,59% de oxigênio e 13,59% de hidrogênio.

Qual é a fórmula molecular deste composto?

---

#### 4. Determinando a fórmula molecular

$$\frac{222,1 \text{ g/mol}}{74,12 \text{ g/mol}} = 2,996 \text{ ou } 3$$



**A fórmula molecular do composto é:**



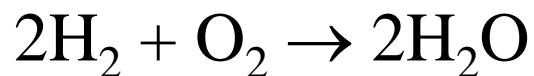
# Informações quantitativas a partir de equações balanceadas

- A equação balanceada fornece o número de moléculas que reagem para formar produtos.
- Interpretação: a proporção da quantidade de matéria de reagente necessária para se chegar à proporção da quantidade de matéria do produto.
- Essas proporções são denominadas *proporções estequiométricas*.

# Informações quantitativas a partir de equações balanceadas

## As proporções estequiométricas são proporções ideais

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



- As **relações estequiométricas** podem ser usadas para fazer a conversão entre quantidades de reagentes e produtos em uma reação química.

Dados:

Gramas da  
substância A



Utilize massa  
molar de A



Quantidade de  
matéria da  
substância A



Use coeficientes  
de A e B a  
partir da  
equação  
balanceada



Quantidade de  
matéria da  
substância B



Utilize massa  
molar de B



Gramas da  
substância B

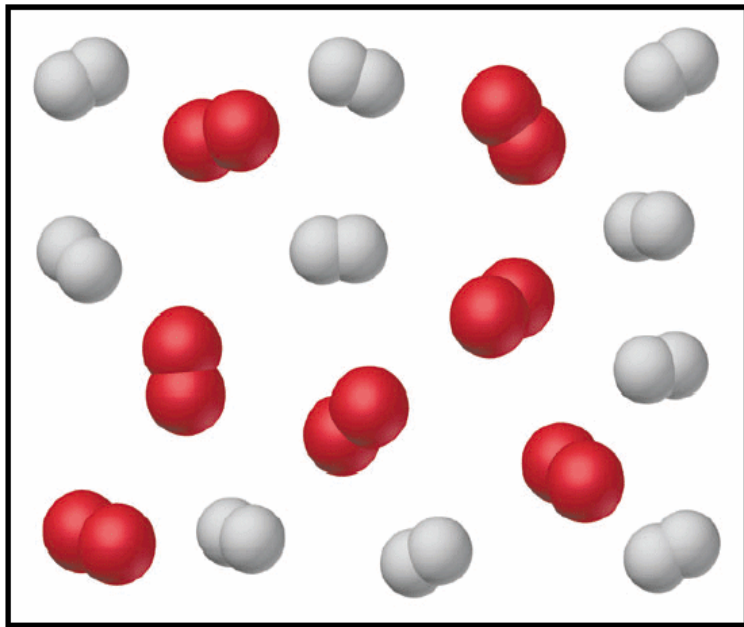
Encontrar:

# Reagentes limitantes

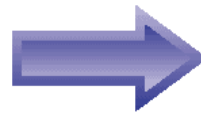
- Se os reagentes não estão presentes em **quantidades estequiométricas**, ao final da reação alguns reagentes ainda estarão presentes (em excesso).
- Ex.:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- O reagente completamente consumido em uma reação é chamado **reagente limitante** porque ele *determina, ou limita, a quantidade de produto formada.*
- Os outros reagentes são algumas vezes chamados **reagentes em excesso.**

# Reagentes limitantes

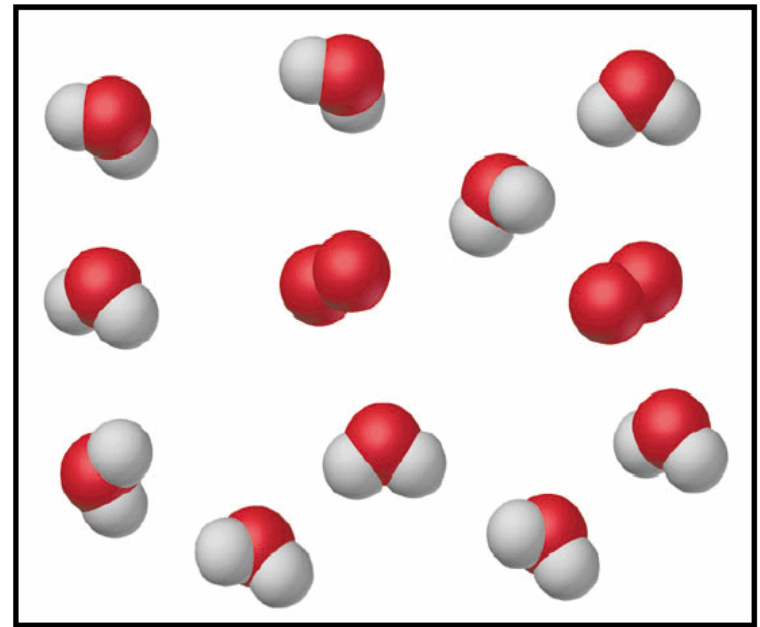
Antes da reação



$10 \text{ H}_2$  e  $7 \text{ O}_2$



Depois da reação



$10 \text{ H}_2\text{O}$  e  $2 \text{ O}_2$

# Reagentes limitantes

## Rendimentos teóricos

- A quantidade de produto formada calculada quando todo o reagente limitante foi consumido é chamada **rendimento teórico**.
- A quantidade de produto de fato obtida em uma reação é chamada **rendimento real**.
- O rendimento real é sempre **menor** que o rendimento o rendimento teórico.

# Reagentes limitantes

## Rendimentos teóricos

- O rendimento percentual de uma reação relaciona o rendimento real (obtido no laboratório) com o rendimento teórico (calculado):

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

# Reagentes limitantes

## Rendimentos teóricos

- **Ex.:** Ácido adípico,  $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4$ , é usado para produzir náilon. Ele é preparado comercialmente por uma reação controlada entre o ciclo-hexano ( $\text{C}_6\text{H}_{12}$ ) e  $\text{O}_2$ :



- (a) Considerando que você realizou essa reação começando com 25,0g de ciclo-hexano, e que o ciclohexano é o reagente limitante, qual é o rendimento teórico de ácido adípico?
- (b) Se você obtém 33,5 g de ácido adípico a partir dessa reação, qual é o rendimento percentual de ácido adípico?