

# Módulo 5: Reações químicas e estequiometria



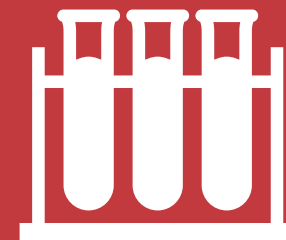
Universidade Federal  
de São João del-Rei

Lucas Raposo Carvalho

E-mail: [lraposo@ufsj.edu.br](mailto:lraposo@ufsj.edu.br)

*Departamento de Ciências Naturais – DCNAT*

*Química Geral para Engenharia, 2025.2*



# ESTRUTURAÇÃO E CONCEITOS PRINCIPAIS

## Parte 1

Equações químicas,  
balanceamento,  
reações em soluções  
aquosas

## Parte 2

Relações de massa,  
reagentes limitante e  
em excesso,  
rendimento de reação

## Parte 3

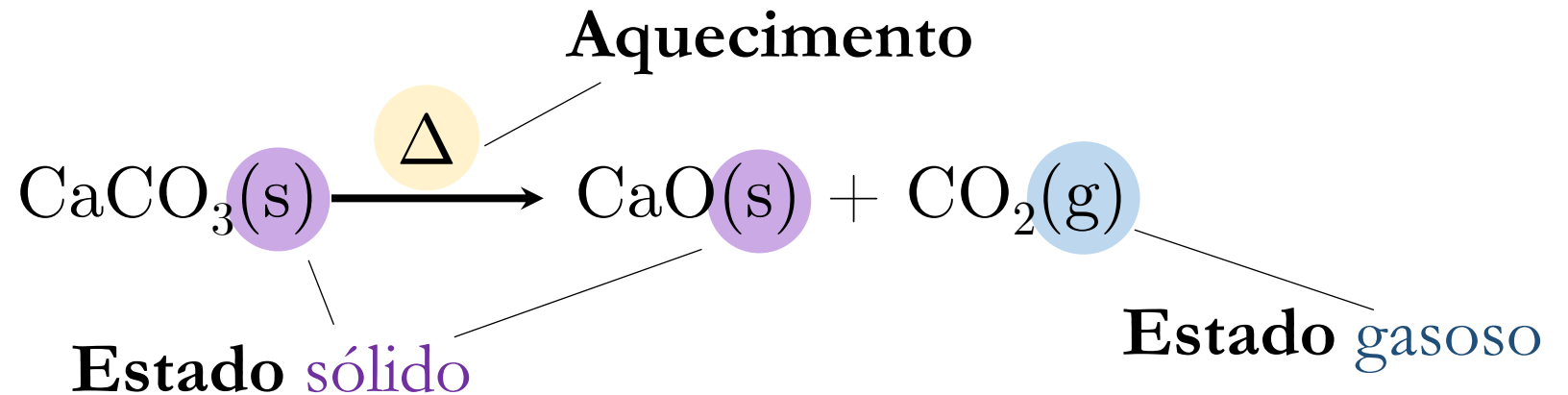
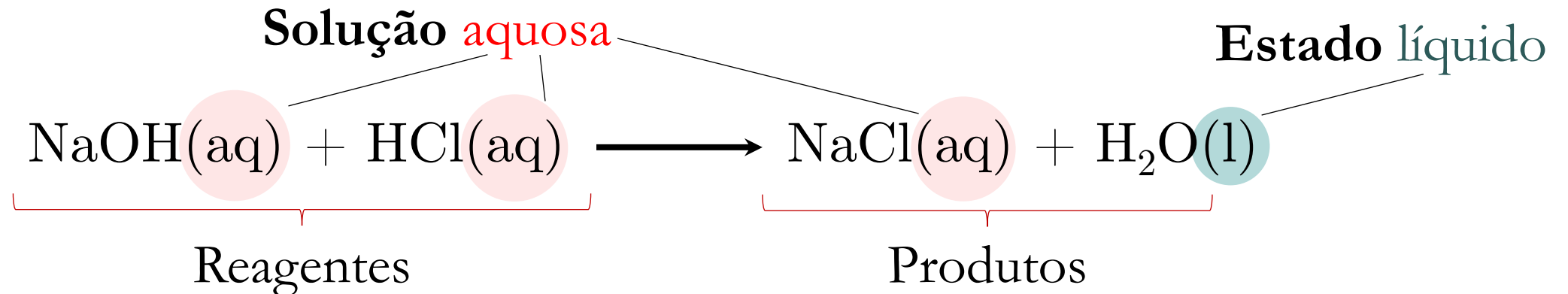
Análises de misturas,  
análise de combustão

## Conceitos principais

- (a) Balanceamento de equações químicas;
- (b) relações de massa;
- (c) reagentes limitantes; e
- (d) cálculo de rendimentos.

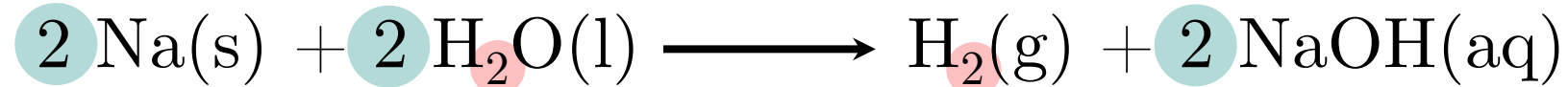
### Equações químicas – Descrição de fenômenos

Reações químicas são representadas por equações químicas.



## Equações químicas – Descrição de fenômenos

Números que **antecedem** as fórmulas: **coeficientes estequiométricos**.



Coeficientes: **proporções** nas quais as substâncias reagem, em **mol**. **1 mol = 6,022 × 10<sup>23</sup> unidades elementares**

Números **subscritos**: **proporções** de **átomos** da fórmula química.

**Seta de reação**: contém informações sobre as condições reacionais (reagentes, solventes, temperatura, **catalisadores**, e até o tempo de reação).

## Equações químicas – Descrição de fenômenos

Equações podem representar reações químicas de diferentes **tipos**, como:

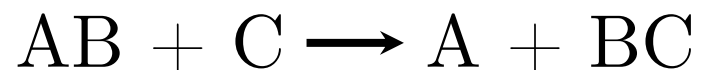
### 1. Reações de **síntese**



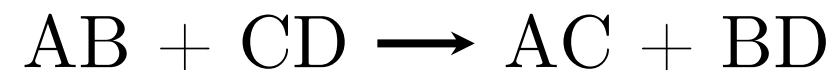
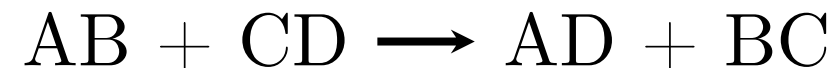
### 2. Reações de **decomposição**



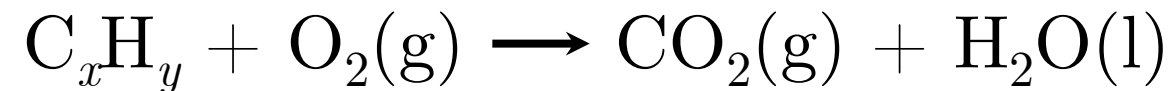
### 3. Reações de **simples troca**



### 4. Reações de **dupla troca**



### 5. Reações de **combustão**



## Balanceamento – Lei da Conservação das Massas

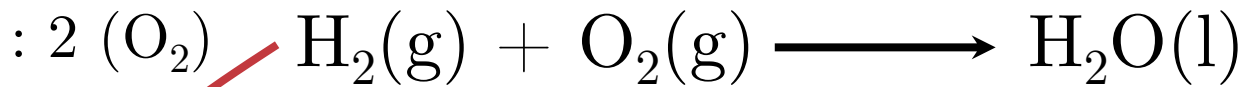
Balanceamento: determinação dos **coeficientes** de uma **equação química**, assegurando a demonstração correta da **proporção** na qual as substâncias reagem.

Lei da Conservação das Massas: Balanceamento requer a **igualdade** dos átomos **dois** lados da equação, já que átomos não são criados nem destruídos. Ou seja, as massas dos dois lados da equação devem ser iguais.

Balanceamento por tentativa: Ajuste dos **coeficientes estequiométricos** (**os números subscritos não são alterados**) pela **multiplicação** deles pelos números de átomos de cada substância.

### Balanceamento – Lei da Conservação das Massas

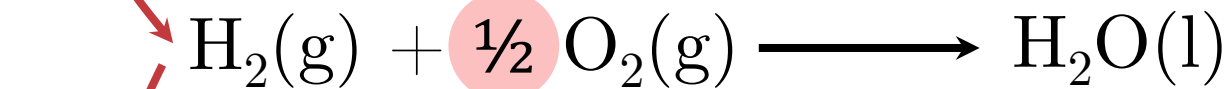
Ex. 1: Balanceamento da equação da reação de combustão do  $\text{H}_2(\text{g})$ :



Número de átomos de H:  $2 \rightarrow 2$

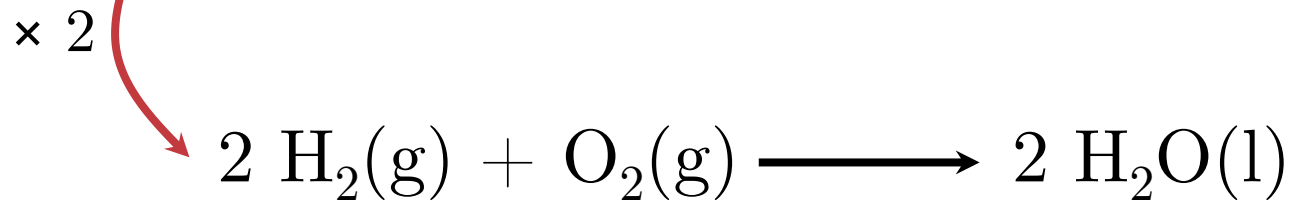
Número de átomos de O: **2**  $\rightarrow$  **1**

Coeficientes fracionários  $\times$



Número de átomos de H:  $2 \rightarrow 2$

Número de átomos de O:  $1 \rightarrow 1$

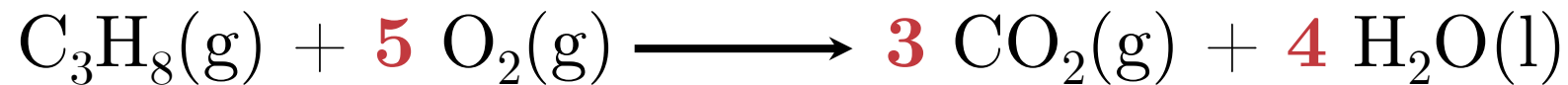


Número de átomos de H:  $4 \rightarrow 4$

Número de átomos de O:  $2 \rightarrow 2$

## Balanceamento – Lei da Conservação das Massas

Ex. 2: Balanceamento da equação da reação de combustão do propano ( $C_3H_8$ ):



Ex. 3: Balanceamento da equação da reação de formação do  $Al_2O_3$ :

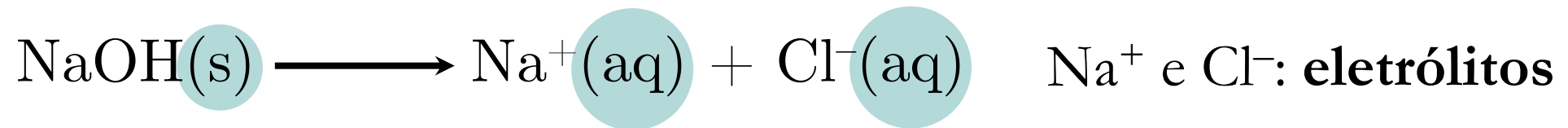


## Processos em soluções aquosas – Equações iônicas

**Solução aquosa:** Fase sólida ou líquida contendo mais de uma substância, na qual uma ou mais substâncias (água), chamada de solvente, é tratada de forma **diferente** das outras substâncias, chamadas de solutos.

**Soluto:** átomos, moléculas e/ou íons.

**Símbolo:** (aq) – espécie química está dissolvida/miscível em água



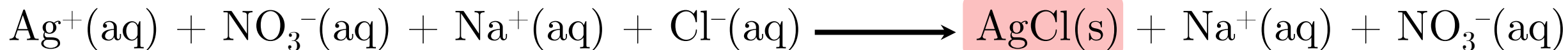
No caso, a dissolução do NaOH em água leva à formação de uma **solução** aquosa contendo os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  (solutos) no **estado de agregação** aquoso.

## Processos em soluções aquosas – Equações iônicas

**Equações iônicas:** Equações químicas utilizadas para representar reações que ocorrem entre íons em soluções aquosas.



Equação **geral** ou **molecular** de uma reação de precipitação



Equação **iônica** de uma reação de precipitação

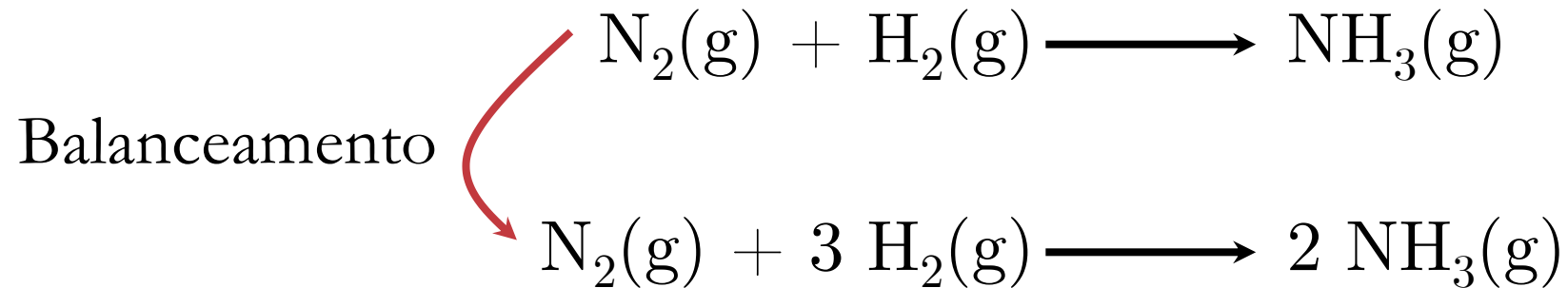
## Estequiometria – Relação entre quantidades

Estequiometria: Relação entre as **quantidades de substâncias** que reagem em e as **quantidades de substâncias** que são formadas.

De acordo com a **Lei da Conservação das Massas**, os átomos não são criados ou destruídos em uma reação química, apenas rearranjados.

Ou seja, se 10 g de reagentes forem utilizados em uma reação química, 10 g de produtos deverão ser obtidos. Esse tipo relação nos permite saber quantidades de produto formado, quantidade necessária de reagentes, concentrações e rendimentos de reação.

## Estequiometria – Relação entre quantidades



**Relação estequiométrica:** 1 mol de  $\text{N}_2$  gasoso reage com 3 mols de  $\text{H}_2$  gasoso formando 2 mols de amônia ( $\text{NH}_3$ ) gasosa.

1 mol de  $\text{N}_2$  – 3 mol de  $\text{H}_2$

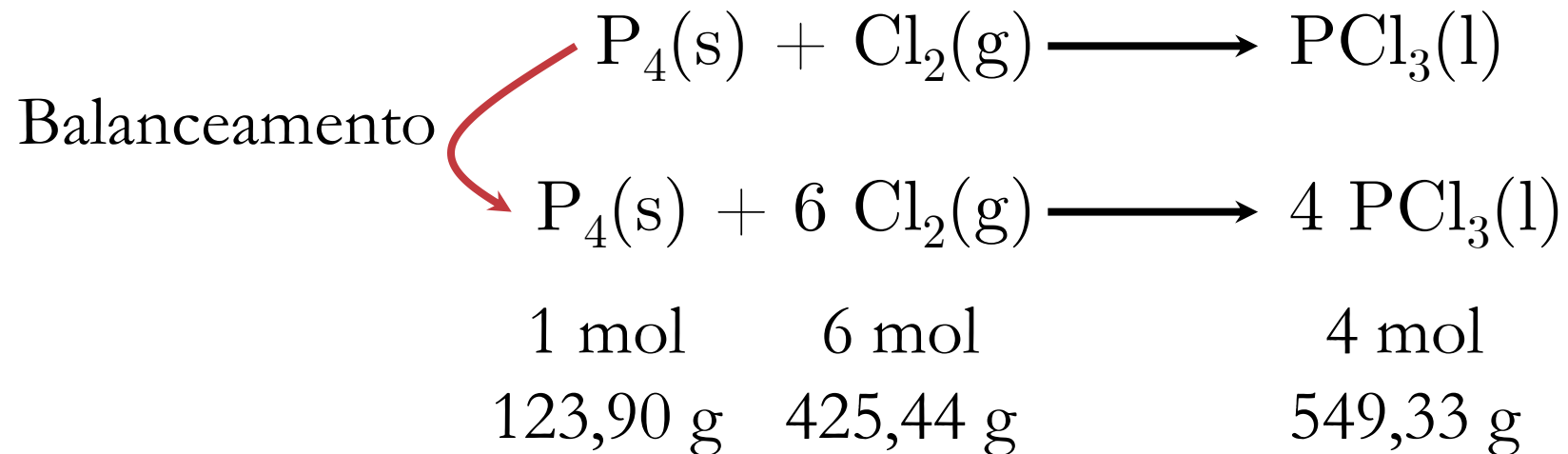
3 mol de  $\text{H}_2$  – 2 mol de  $\text{NH}_3$

1 mol de  $\text{N}_2$  – 2 mol de  $\text{NH}_3$

Assumindo **100 %** de rendimento!

### Estequiometria – Previsão de quantidades de substâncias

Para estimar as quantidades de substâncias envolvidas na reação, deve-se usar os **coeficientes estequiométricos** e suas relações.



Ex. 1: Considerando que 1,45 g de  $\text{P}_4$  seja usado na reação. Qual a massa de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  necessária e qual a massa de  $\text{PCl}_3(\text{l})$  produzida?

## Estequiometria – Cálculo de massa de reagente (Cl<sub>2</sub>)

**Passo 1: Balancear** a equação química.



**Passo 2:** Converter a quantidade em **massa** para **mols**.

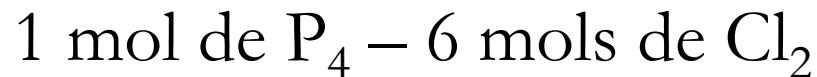
$$M(\text{P}_4) = 123,90 \text{ g mol}^{-1} \quad n = m/M \quad n = (1,45)/(123,90) = 0,0117 \text{ mol}$$

**Passo 3:** Utilizar a **relação estequiométrica** com a substância de interesse (Cl<sub>2</sub>).

$$1 \text{ mol de P}_4 - 6 \text{ mols de Cl}_2 \quad n(\text{Cl}_2) = 6n(\text{P}_4) = 6 \times (0,0117) = 0,07022 \text{ mol}$$

## Estequiometria – Cálculo de massa de reagente ( $\text{Cl}_2$ )

Visão alternativa para o **Passo 3: Regra de três**



$$x = 6 \times (0,0117) = 0,0702 \text{ mol } \text{Cl}_2$$

**Passo 4:** Calcular a **massa** da substância de interesse ( $\text{Cl}_2$ ).

$$n = m/M$$

$$m = n \times M$$

$$m(\text{Cl}_2) = (0,0702) \times (70,906) = 4,978 \text{ g}$$

## Estequiometria – Cálculo de massa de produto (PCl<sub>3</sub>)

**Passo 1: Balancear** a equação química.



**Passo 2:** Converter a quantidade em **massa** para **mols**.

$$M(\text{P}_4) = 123,90 \text{ g mol}^{-1} \quad n = m/M \quad n = (1,45)/(123,90) = 0,0117 \text{ mol}$$

**Passo 3:** Utilizar a **relação estequiométrica** com a substância de interesse (PCl<sub>3</sub>).

$$1 \text{ mol de P}_4 - 4 \text{ mols de PCl}_3 \quad n(\text{PCl}_3) = 4n(\text{P}_4) = 4 \times (0,0117) = 0,0468 \text{ mol}$$

## Estequiometria – Cálculo de massa de produto (PCl<sub>3</sub>)

**Passo 4:** Calcular a **massa** da substância de interesse (PCl<sub>3</sub>).

$$n = m/M \quad m = n \times M \quad m(\text{PCl}_3) = (0,0468) \times (137,33) = 6,427 \text{ g}$$

**Checagem das contas:** Lei da Conservação das Massas

$$\Sigma m(\text{reagentes}) = \Sigma m(\text{produtos})$$

$$(1,45) + (4,978) = 6,428 \sim (6,427)$$

$$(1,45) + (4,98) = 6,43 = (6,43)$$

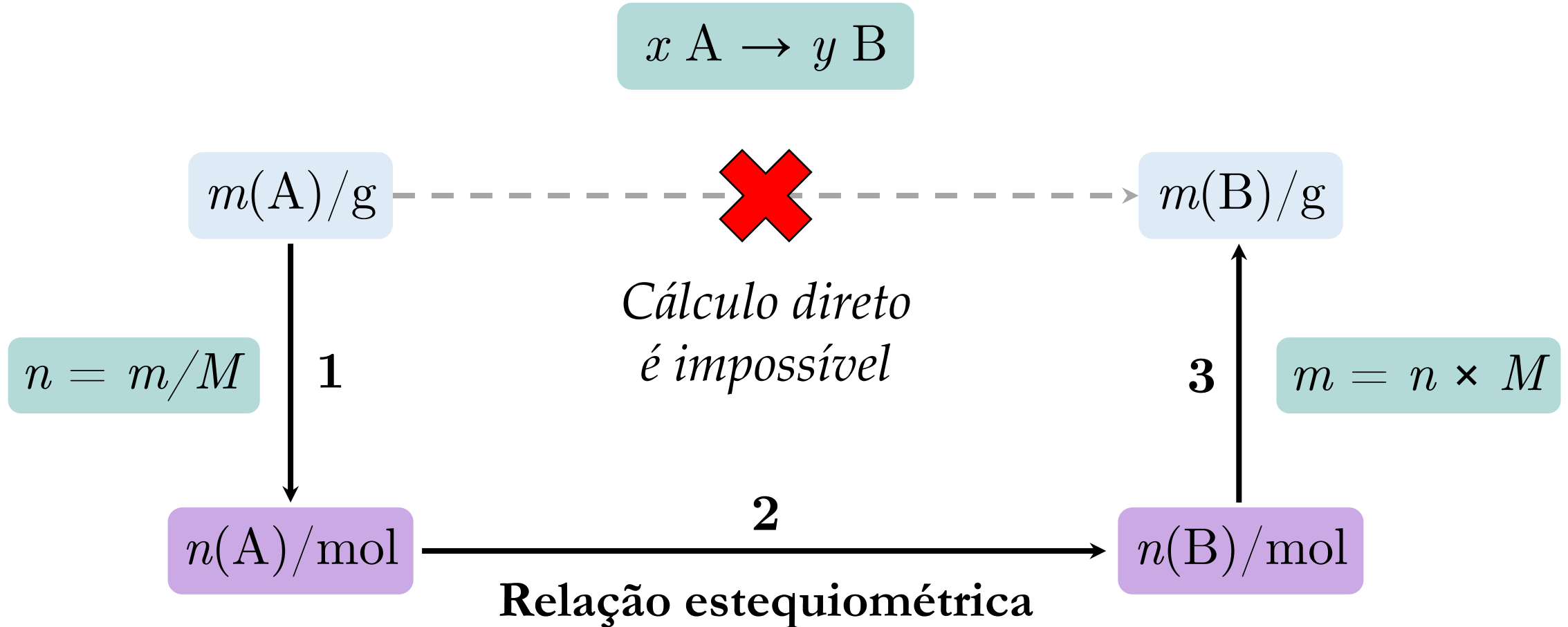
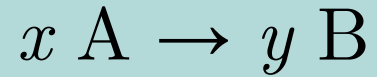
## Estequiometria – Cálculo de massa de produto ( $\text{PCl}_3$ )

**Recurso útil:** Tabela de quantidades (**IMF**)

	$\text{P}_4(\text{s})$	$6 \text{Cl}_2(\text{g})$	$4 \text{PCl}_3(\text{l})$
<b>Início</b> (mol)	0,0117	0,0702	0
<b>Mudança</b> (mol)	- 0,0117	- 0,0702	+ 0,0468
<b>Final</b> (mol)	0	0	0,0468

Como a relação estequiométrica em uma equação química é baseada no **número de mols**, não é possível converter **massas** diretamente.

### Estequiometria – Cálculo de massa de produto ( $\text{PCl}_3$ )



## Estequiometria – Reagentes em excesso e limitantes

Embora a **reação balanceada** mostre as relações estequiométrica entre as espécies químicas presentes, reações comumente são feitas com **excesso** de reagentes químicos, por vários motivos.

Excessos de reagente normalmente são usados para que se tenha certeza de que um dos reagentes seja consumido **na sua totalidade** (normalmente o mais caro).

1. Reagente em **menor** quantidade do que a prevista pela estequiometria:  
**Reagente limitante** (limita a quantidade máxima de produto formado);
2. Reagente em **maior** quantidade do que a prevista pela estequiometria:  
**Reagente em excesso**;

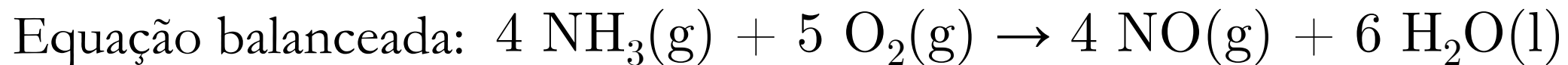
## Estequiometria – Reagentes em excesso e limitantes

Ex. 2: Produção de óxido nítrico (NO, monóxido de nitrogênio) a partir da combustão da amônia (NH<sub>3</sub>) utilizando platina.



Caso 750,0 g de NH<sub>3</sub> e de O<sub>2</sub> sejam usados, quantos gramas de NO serão produzidos?

**Passo 1: Balancear** a equação química.



### Estequiometria – Reagentes em excesso e limitantes

**Passo 2:** Converter a quantidade em **massa** para **mols**.

$$M(\text{NH}_3) = 17,03 \text{ g mol}^{-1} \quad n = m/M \quad n = (750)/(17,03) = 44,04 \text{ mol}$$

$$M(\text{O}_2) = 31,998 \text{ g mol}^{-1} \quad n = m/M \quad n = (750)/(31,998) = 23,44 \text{ mol}$$

**Passo 3:** Determinar o **reagente limitante** com base na relação estequiométrica.

$$4 \text{ mols de NH}_3 - 5 \text{ mols de O}_2 \quad n(\text{O}_2) = [5 \times (44,04)]/4 = 55,05 \text{ mol}$$

$$(44,04) \text{ mols de NH}_3 - x \text{ mols de O}_2 \quad \text{O}_2 \text{ é o limitante, pois } n = 23,44 < 55,05$$

## Estequiometria – Reagentes em excesso e limitantes

Visão alternativa para o **Passo 3**: Número de mols de **produto**.

4 mols de  $\text{NH}_3$  – 4 mols de NO  
 (44,04) mols de  $\text{NH}_3$  –  $x$  mols de NO

$$x = [4 \times (44,04)]/4 = 44,04 \text{ mol}$$

5 mols de  $\text{O}_2$  – 4 mols de NO  
 (23,44) mols de  $\text{O}_2$  –  $y$  mols de NO

$$y = [4 \times (23,44)]/5 = 18,75 \text{ mol}$$

Como o  $\text{O}_2$  está **limitando** a quantidade máxima de NO que pode ser produzida (18,75 mol), é o **reagente limitante**.

### Estequiometria – Reagentes em excesso e limitantes

**Passo 4:** Calcular a **massa** da substância de interesse (NO).

$$M(\text{NO}) = 30,006 \text{ g mol}^{-1} \quad m = n \times M \quad m = (18,75) \times (30,006) = 562,6 \text{ g}$$

	4 NH <sub>3</sub> (g)	5 O <sub>2</sub> (g)	4 NO(g)	6 H <sub>2</sub> O(l)
Início (mol)	44,04	23,44	0	0
Mudança (mol)	- 18,75	- 23,44	+ 18,75	+ 28,125
Final (mol)	<b>25,29</b>	0	18,75	28,125

## Estequiometria – Cálculo de rendimento de reação

A quantidade **máxima** de massa que pode ser obtida de produto considerando o reagente limitante é chamada de **rendimento teórico** ( $\eta_{\text{teórico}}$ ).

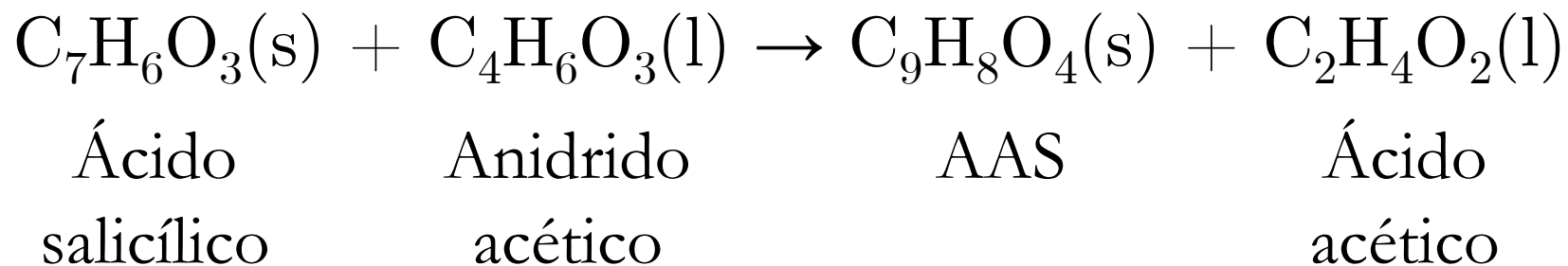
A quantidade de massa de produto **obtida experimentalmente** é chamada de **rendimento experimental** ( $\eta_{\text{exp}}$ ).

Usualmente, procedimentos de purificação e isolamento de compostos introduzem perdas, fazendo com que  $\eta_{\text{exp}} < \eta_{\text{teórico}}$ . A medida **quantitativa** que relaciona esses dois rendimentos é o **rendimento percentual** ( $\eta_{\%}$ ).

$$\eta_{\%}/\% = \frac{\eta_{\text{exp}}}{\eta_{\text{teórico}}} \times 100$$

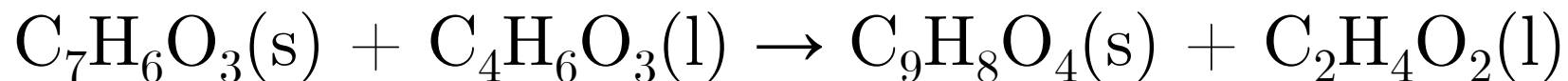
### Estequiometria – Cálculo de rendimento de reação

Ex. 3: Produção do ácido acetilsalicílico (AAS,  $C_9H_8O_4$ ) a partir do ácido salicílico ( $C_7H_6O_3$ ) e anidrido acético ( $C_4H_6O_3$ ).



Caso 6,26 g de ácido acetilsalicílico sejam obtidos a partir de 14,4 g de ácido salicílico, qual o rendimento percentual da reação?

**Passo 1: Balancear** a equação química.



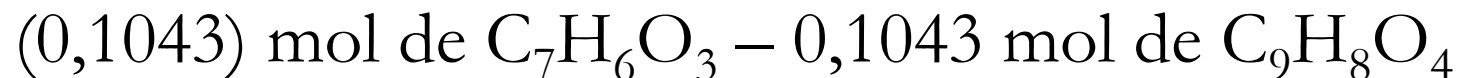
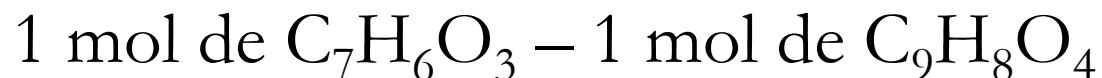
## Estequiometria – Cálculo de rendimento de reação

**Passo 2:** Converter a quantidade em massa para mols.

$$M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 180,16 \text{ g mol}^{-1} \quad n = (6,26)/(180,16) = 0,0347 \text{ mol}$$

$$M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 138,12 \text{ g mol}^{-1} \quad n = (14,4)/(132,12) = 0,1043 \text{ mol}$$

**Passo 3:** Determinar a relação estequiométrica com o produto.



## Estequiometria – Cálculo de rendimento de reação

**Passo 4:** Determinar o **rendimento teórico** e o **percentual**.

$$\eta_{\text{teórico}} = n \times M = (0,1043) \times (180,16) = 18,783 \text{ g}$$

$$\eta_{\%}/\% = \eta_{\text{exp}}/\eta_{\text{teórico}} = [(6,26)/(18,73)] \times 100 = 33,42 \%$$

## Exercícios

1. O fósforo ( $P_4$ ) reage com o bromo ( $Br_2$ ) para produzir tribrometo de fósforo ( $PBr_3$ ). Se 50,0 g de fósforo reagem com 200,0 g de bromo, (a) quantos gramas de  $PBr_3$  serão obtidos? (b) Caso haja um composto em excesso, quanto gramas dele não serão reagidos?
2. Caso 10,0 g de ferro (Fe) sejam aquecidos na presença de 8,0 g de enxofre (S), (a) quantos gramas de sulfeto de ferro (FeS) serão obtidos? (b) Caso haja um composto em excesso, quantos gramas não reagirão? (c) Caso uma síntese do FeS utilizando as quantidades mencionadas gere 12,431 g, qual o rendimento percentual dessa reação?

## Análise Química Quantitativa – Determinação de parâmetros químicos

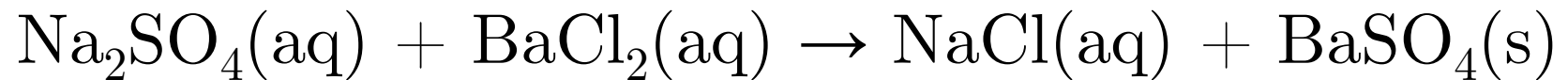
A determinação da quantidade e/ou proporção de uma substância em uma determinada amostra é chamada de **análise química quantitativa**.

Para tal, **três** métodos são comumente empregados:

1. Análise **gravimétrica** (determinação da **massa** de uma substância a partir da massa **produzida** de outra substância a partir de uma reação conhecida);
2. Análise de **combustão** (determinação da **fórmula empírica** de um composto a partir das massas obtidas em sua combustão);
3. **Titulação** (determinação da **concentração** de uma substância em uma solução a partir de uma reação ácido-base, de precipitação ou de oxirredução);

## Análise gravimétrica – Determinação da massa de substâncias

Ex. 4: O sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) é um sal presente em grandes quantidades no mineral Tenardita. Para analisar uma amostra mineral e avaliar a quantidade de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , ela é triturada e dissolvida em água para formar uma solução de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Então, a solução é tratada com cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ ), gerando  $\text{BaSO}_4(\text{s})$ .



$m = ?$

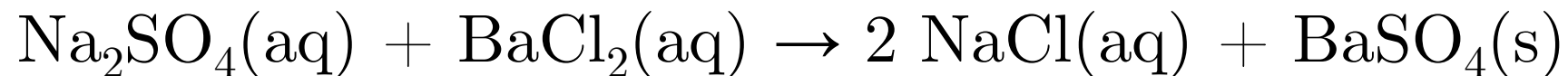
$m = 0,541 \text{ g}$

**Sólido branco!**

Suponha que uma amostra contendo 0,498 g de Tenardita produz 0,541 g de  $\text{BaSO}_4(\text{s})$ . Qual a porcentagem em massa de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  na amostra?

## Análise gravimétrica – Determinação da massa de substâncias

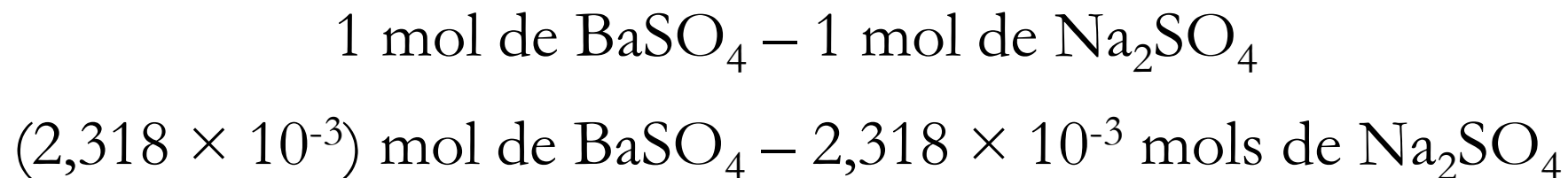
**Passo 1: Balancear** a equação química.



**Passo 2: Converter** a quantidade em **massa** para **mols**.

$$M(\text{BaSO}_4) = 233,38 \text{ g mol}^{-1} \quad n = (0,541)/(233,38) = 2,318 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

**Passo 3: Determinar** a relação estequiométrica com o **reagente**.



## Análise gravimétrica – Determinação da massa de substâncias

**Passo 4:** Calcular a **massa** da substância de interesse ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ).

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142,04 \text{ g mol}^{-1} \quad m = (2,318 \times 10^{-3}) \times (142,04) = 0,329 \text{ g}$$

$$m = n \times M$$

**Passo 5:** Determinar a **porcentagem** de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  na amostra.

$$x = [m(\text{Na}_2\text{SO}_4) / m(\text{Tenardita})] \times 100 \%$$

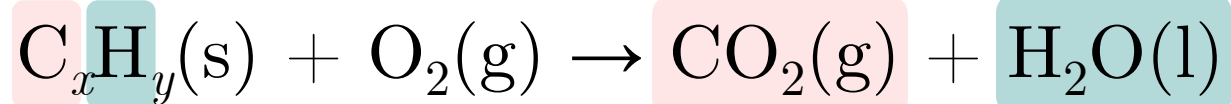
$$x = [(0,329) / (0,498)] \times 100 \% = 66,1 \%$$

### **Cuidado!**

Reações desse tipo devem ser **quantitativas** ( $\eta_{\%} \sim 100 \%$ )!

## Análise de combustão – Determinação da fórmula empírica

Reação de combustão de um hidrocarboneto ( $C_xH_y$ ) gera  $CO_2$  e  $H_2O$ .



Única fonte de C  
nos produtos: **CO<sub>2</sub>**  
1 mol de CO<sub>2</sub> para  
1 mol de C

Única fonte de H  
nos produtos: **H<sub>2</sub>O**  
1 mol de H<sub>2</sub>O para  
2 mol de H

Sabendo as massas **liberadas** de  $CO_2$  e  $H_2O$ , pode-se usar as relações estequiométricas para se descobrir os valores de  $x$  e  $y$  no hidrocarboneto.

## Análise de combustão – Determinação da fórmula empírica

Ex. 5: Quando 1,125 g de um hidrocarboneto líquido,  $C_xH_y(l)$ , é queimado, 3,447 g de  $CO_2$  e 1,647 g de  $H_2O$  são produzidos. Em um experimento separado, determinou-se que a massa molar do hidrocarboneto é igual a 86,2 g/mol. Quais as fórmulas moleculares **empírica** e **molecular** do composto?

**Passo 1:** Determinar o número de mols de  $CO_2$  e  $H_2O$

$$M(CO_2) = 44,009 \text{ g mol}^{-1} \quad n = (3,447)/(44,009) = 0,0783 \text{ mol}$$

$$M(H_2O) = 18,015 \text{ g mol}^{-1} \quad n = (1,647)/(18,015) = 0,0914 \text{ mol}$$

## Análise de combustão – Determinação da fórmula empírica

**Passo 2:** Estabelecer as relações estequiométricas na combustão.

1 mol de CO<sub>2</sub> – 1 mol de C

(0,0783) mol de CO<sub>2</sub> – 0,0783 mol de C  $\longrightarrow$   $x = 0,0783$  (C<sub>0,0783</sub>)

1 mol de H<sub>2</sub>O – 2 mols de H

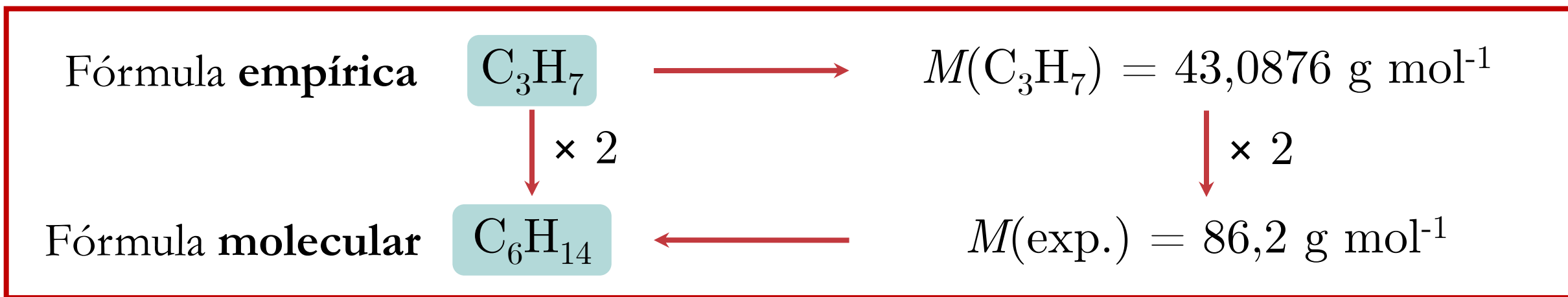
(0,0914) mol de H<sub>2</sub>O – **0,1828** mol de H  $\longrightarrow$   $y = 0,1828$  (H<sub>0,1828</sub>)

**Passo 3:** Determinação da relação entre **números inteiros**.

C<sub>0,0783</sub>H<sub>0,1828</sub>  $\longrightarrow$  C <sub>$\frac{0,0783}{0,0783}$</sub> H <sub>$\frac{0,1828}{0,0783}$</sub>  = C<sub>1</sub>H<sub>2,33</sub>  $\longrightarrow$  **C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>** Fórmula empírica

## Análise de combustão – Determinação da fórmula empírica

**Passo 4:** Determinação da **fórmula molecular** a partir da massa molar.



Fórmula **empírica** ou **mínima**: Menor relação **inteira** entre os números átomos de um composto.

Fórmula **molecular**: Relação **inteira** que reflete a **massa molar** do composto.