

***CURSO INTENSIVO 2022***

# ITA - 2022

# Química

**Prof. Thiago**





# Sumário

<b>APRESENTAÇÃO DA AULA</b>	<b>4</b>
<b>ESTEQUIOMETRIA NAS PROVAS DO ITA</b>	<b>4</b>
<b>1. CONCEITOS BÁSICOS</b>	<b>4</b>
1.1. Molécula	4
1.2. Massa Atômica	5
1.2.1. Massa do Elemento Químico	5
1.2.2. Mol	6
<b>2. FÓRMULA MOLECULAR</b>	<b>7</b>
2.1. Massa Molar	7
2.2. Relação entre Massa e Quantidade de Matéria	9
<b>3. FÓRMULA MÍNIMA</b>	<b>9</b>
3.1. Massa de Fórmula	10
3.2. Relação entre Fórmula Molecular e Fórmula Mínima	11
3.3. Teor Elementar	12
3.4. Análise Centesimal	14
3.5. Análise de Combustão	15
<b>4. EQUAÇÕES QUÍMICAS</b>	<b>17</b>
4.1. Proporção Estequiométrica	17
4.1.1. Proporção em Massa	18
4.2. Reações de Combustão	18
4.3. Balanceamento pelo Método das Tentativas	19
4.4. Balanceamento pelo Método Algébrico	20
4.5. Balanceamento por Oxirredução	21
<b>5. LEIS PONDERAIS</b>	<b>24</b>
5.1. Lei da Conservação das Massas	24
5.1.1. Lei da Lavoisier Elementar	26



<b>5.2. Lei da Composição Definida</b>	<b>29</b>
5.2.1. Reagente Limitante	29
5.2.2. Combustões Incompletas	31
<b>5.3. Lei das Proporções Múltiplas</b>	<b>31</b>
<b>6. IMPERFEIÇÕES NAS REAÇÕES</b>	<b>32</b>
6.1. Pureza	32
6.2. Rendimento de Reação	32
<b>7. LISTA DE QUESTÕES PROPOSTAS</b>	<b>33</b>
7.1. Gabarito	40
<b>8. LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS</b>	<b>41</b>

## Apresentação da Aula

Estequiometria vem do grego *stoikheion* (elemento) + *metron* (medida).

É a parte da Química que estuda a distribuição dos elementos em uma reação química. Sua aplicação mais importante é calcular a quantidade de uma substância que é formada ou consumida em uma reação química.

## Estequiometria nas Provas do ITA

Estequiometria é um assunto relativamente frequente nas provas do ITA.

o conceito de balancear equações que será aprendido nesse capítulo é cobrado em praticamente todas as questões de Físico-Química que envolvem reações. É muito raro o examinador te fornecer uma equação química balanceada.

Além disso, é muito comum que o ITA cobre Estequiometria em reações químicas avançadíssimas, por isso, você precisa estar muito afiado nos capítulos sobre Reações Inorgânicas.

## 1. Conceitos Básicos

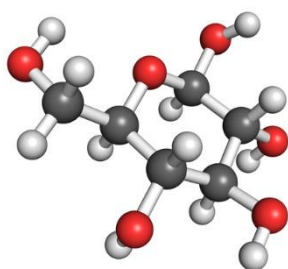
Nessa seção, apresentaremos alguns conceitos que são extremamente importantes para o estudo da estequiometria.

### 1.1. Molécula

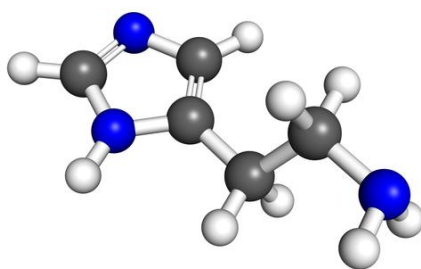
Preste bastante atenção, pois essa é uma definição chave na Química.

Uma molécula é um **conjunto bem definido e limitado** de átomos unidos por ligações químicas covalentes.

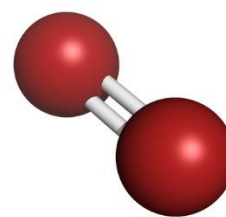
Vamos apresentar alguns exemplos de substâncias moleculares.



Glicose ( $C_6H_{12}O_6$ )



Histamina ( $C_5H_9N_3$ )



Oxigênio ( $O_2$ )

Figura 1: Exemplos de Moléculas

Por muito tempo, se definiu moléculas como a menor porção da substância que apresentava as mesmas propriedades que o material inteiro. Porém, essa definição não deve ser aceita.

Um fato importante que você precisa saber é que **nem todas as substâncias são formadas por moléculas**. O conceito de molécula **exclui as substâncias formadas por ligações iônicas e metálicas**.

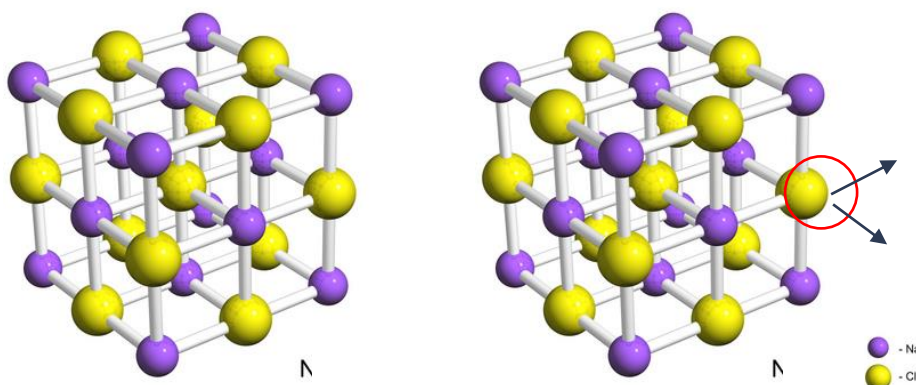


Figura 2: O cloreto de sódio não é uma molécula

Não é possível representar toda a estrutura desse composto, porque seu cristal cresce indefinidamente. Não existe, portanto, um limite teórico de número de átomos para o tamanho desse cristal. Como o cristal do NaCl não tem um limite, ele não é formado por moléculas.

## 1.2. Massa Atômica

Definiu-se a unidade de massa atômica (u ou UMA), que corresponde a  $1/12$  da massa do carbono-12.

Por consequência, o carbono-12 é **o único elemento da tabela periódica que possui a sua massa atômica exatamente igual ao seu número de massa**.

A massa atômica de um isótopo é normalmente muito próxima do seu número de massa. Em geral, o desvio é inferior a 1%. Dessa forma, se não for fornecida a massa atômica de um elemento ou isótopo qualquer, considere-a como sendo aproximadamente igual ao seu número de massa. Porém, a igualdade exata só acontece mesmo com o carbono-12.

### 1.2.1. Massa do Elemento Químico

Trata-se de uma das informações mais importantes a respeito de um elemento químico. Tão relevante que essa informação é uma das principais que aparecem na tabela periódica.

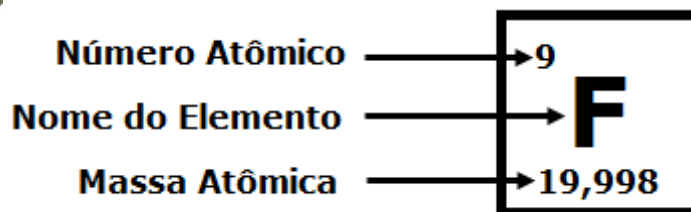


Figura 3: Representação Geral de um Elemento Químico

A massa do elemento químico deve ser calculada como a **média ponderada** das massas dos isótopos que o constituem. Tomemos como exemplo o elemento cloro, que apresenta dois isótopos estáveis predominantes.

Tabela 1: Abundância Relativa dos Isótopos do Cloro

Isótopo	Abundância
Cloro-35	75,8%
Cloro-37	24,2%

$$M_{Cl} = 0,758.35 + 0,242.37 = 26,53 + 8,96 = 35,49 \text{ u} \cong 35,5 \text{ u}$$

A massa atômica do cloro é, portanto, aproximadamente 35,5 u.

## 1.2.2. Mol

O mol é a unidade utilizada para expressar a quantidade de matéria na Química.



Um mol é a quantidade de substância de um sistema que contém tantas entidades elementares quanto são os átomos contidos em 0,012 quilograma de carbono-12.

Essa definição é ligeiramente complicada, mas vamos tentar facilitar para você.

Um átomo de carbono-12 tem a massa de 12 u. Um mol de átomos de carbono-12 tem a massa de 12 g. Vejamos mais alguns exemplos:

Tabela 2: Relação entre a Unidade de Massa Atômica e o Mol

Elemento ou Isótopo	Massa de uma Unidade	Massa de um Mol
Cloro	35,5 u	35,5 g
Oxigênio	16 u	16 g
Flúor	19 u	19 g
Chumbo-206	206 u	206 g



Eu recomendo que você adote a seguinte definição de mol. Um mol é o fator de conversão que transforma 1 u em 1 g.

A quantidade exata de átomos em 1 mol de átomos é dada pelo **Número de Avogadro**, que é um número adimensional.

$$N_{AV} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

## 2. Fórmula Molecular

A fórmula molecular indica **o número exato** de elementos numa molécula de um composto qualquer.

Tabela 3: Fórmulas Moleculares de Diversos Compostos

Composto	Fórmula Molecular
Água	$H_2O$
Ácido Fluorídrico	$HF$
Ácido Lático	$C_3H_6O_3$
Glicose	$C_6H_{12}O_6$
Frutose	$C_6H_{12}O_6$

Um fato importante é que a fórmula molecular **não é suficiente para determinar o composto**. É possível que vários compostos diferentes apresentem a mesma fórmula molecular. É o caso da glicose e da frutose.

Além disso, muitas substâncias, como os sólidos covalentes, os metais e os compostos iônicos, não são formados por moléculas. Portanto, essas substâncias não apresentam fórmula molecular.

### 2.1. Massa Molar

A massa molar de uma substância molecular representa a massa de um mol de moléculas daquela substância.

Para qualquer substância, a massa molar pode ser calculado como **a soma das massas molares** dos elementos que a constituem.

Por exemplo, consideremos as massas molares fornecidas na Tabela 4.

Tabela 4: Massas Molares de Elementos Fornecidas para Exemplos de Cálculo de Massas

Elemento	Número Atômico	Massa Molar (g/mol)
H	1	1
C	6	12
N	7	14
O	8	16

Vamos treinar o cálculo de massas molares de algumas substâncias.



- 1) **Água:**  $H_2O$
- 2) **Etanol:**  $C_2H_6O$
- 3) **Glicose:**  $C_6H_{12}O_6$
- 4) **Nicotina:**  $C_{10}H_{14}N_2$
- 5) **Ftalimida:**  $C_8H_5O_2N$

E aí, já tentou fazer por conta própria?

Organize as suas contas. Pense bem.

Já fez?

Então, vamos lá.

- 1) A molécula de água é formada por 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Portanto, basta somar as massas molares de cada elemento.

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

- 2) A molécula de etanol é  $C_2H_6O$ , portanto, é formada por 2 átomos de carbono, 6 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio.

$$M_{C_2H_6O} = 2.12 + 6.1 + 1.16 = 24 + 6 + 16 = 46 \text{ g/mol}$$

- 3) A molécula de glicose é  $C_6H_{12}O_6$ , portanto, é formada por 6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrogênio e 6 átomos de oxigênio.

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 6.12 + 12.1 + 6.16 = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ g/mol}$$

- 4) A molécula de nicotina é  $C_{10}H_{14}N_2$ , portanto, é formada por 10 átomos de carbono, 14 átomos de hidrogênio e 2 átomos de nitrogênio. Agora, devemos somar as massas.

$$M_{C_{10}H_{14}N_2} = 10.12 + 14.1 + 2.14 = 120 + 14 + 28 = 162 \text{ g/mol}$$

- 5) A molécula de ftalimida é  $C_8H_5O_2N$ , portanto, é formada por 8 átomos de carbono, 5 átomos de hidrogênio, 2 átomos de oxigênio e 1 átomo de nitrogênio. Agora, devemos somar as massas.

$$M_{C_8H_5O_2N} = 8.12 + 5.1 + 2.16 + 1.14 = 96 + 5 + 32 + 14 = 147 \text{ g/mol}$$



Rigorosamente, há uma sutil diferença entre 180 u e 180 g/mol. Podemos dizer que a massa de uma molécula de glicose é igual a 180 u. Já a massa de um mol de moléculas de glicose é igual a 180 g.

## 2.2. Relação entre Massa e Quantidade de Matéria

Essa é uma relação muito útil e simples que o aluno deve ter em mente para resolver muitos problemas de Estequiometria.

A massa atômica fornecida pela Tabela Periódica nos indica a massa de um 1 mol. Se queremos saber a massa de 2 mols, devemos multiplicá-la por 2. Se queremos saber a massa de 3 mols, devemos multiplicá-la por 3. E, assim, por diante, se quisermos saber a massa de n mols, devemos multiplicar a massa molar por n.

$$\text{massa da amostra} = \text{número de mols} \times \text{massa molar da substância}$$

## 3. Fórmula Mínima

Também chamada de **fórmula empírica**, a fórmula mínima **indica a proporção** do número de átomos dos elementos em uma substância química qualquer.

Como as substâncias químicas apresentam uma composição fixa, é sempre possível apontar uma proporção entre os seus elementos. Toda substância apresenta fórmula mínima, embora nem todos apresentem fórmula molecular. Vejamos exemplos.

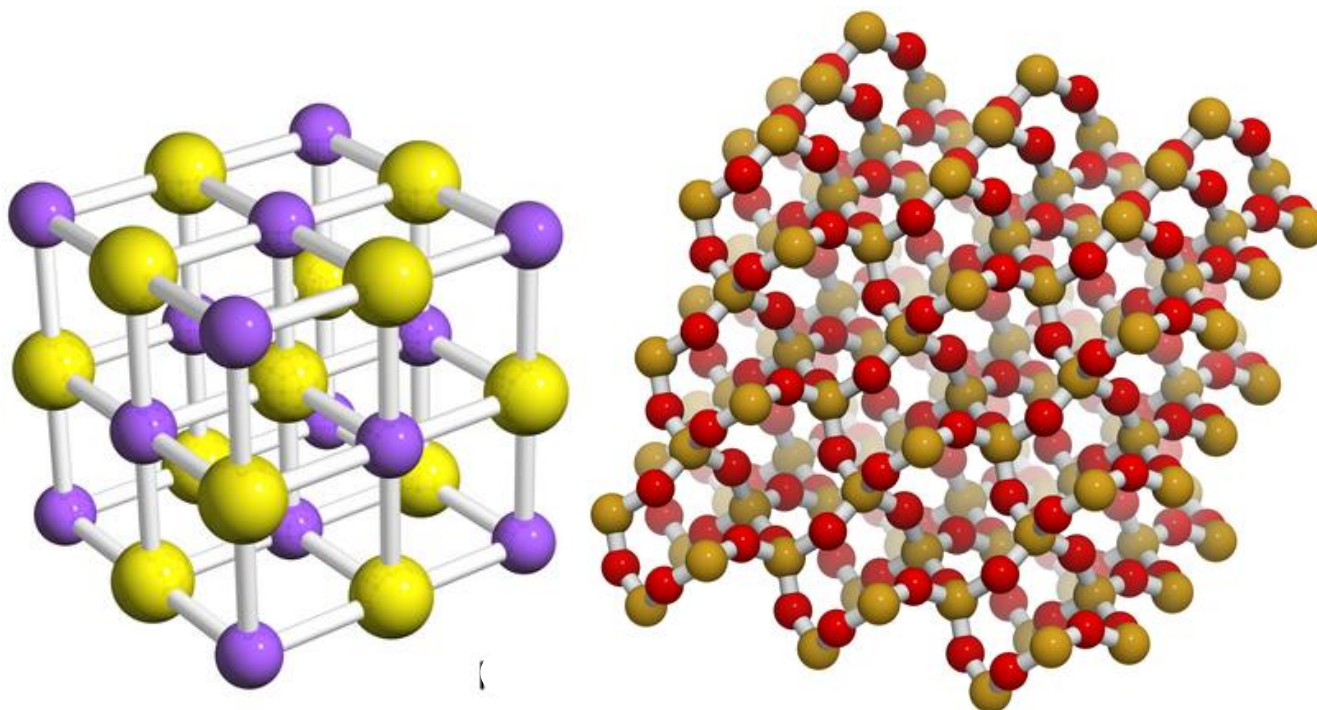


Figura 4: Estruturas do Cloreto de Sódio (NaCl) e do Dióxido de Silício (SiO<sub>2</sub>)

Nas estruturas mostradas na Figura 4, podemos visualizar que, para cada átomo de sódio no cristal de NaCl, existe um átomo de cloro. Por isso, a proporção entre esses dois elementos no cloreto de sódio é de 1:1. É por isso que esse composto apresenta fórmula mínima NaCl.

Ainda na mesma figura, note que, na estrutura do dióxido de silício, para cada um átomo de Silício (em marrom), existem dois átomos de oxigênio (em vermelho). É por isto que a fórmula mínima da sílica é SiO<sub>2</sub>.

É plenamente possível que compostos diferentes apresentem a mesma fórmula mínima. Vejamos alguns exemplos:

Substância	Fórmula Molecular	Fórmula Mínima
Água	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O
Ácido Fluorídrico	HF	HF
Ácido Láctico	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O <sub>3</sub>	CH <sub>2</sub> O
Glicose	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	CH <sub>2</sub> O
Frutose	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	CH <sub>2</sub> O
Hélio	He	He
Cloreto de Sódio	—	NaCl
Grafite	—	C
Diamante	—	C
Ferro	—	Fe

### 3.1. Massa de Fórmula

Analogamente à massa molar, pode-se calcular a massa de fórmula. Para aprender a lidar com a massa de fórmula, vamos considerar as massas molares de mais alguns elementos.



- 1) Cloreto de Sódio: NaCl
- 2) Sílica: SiO<sub>2</sub>
- 3) Cloreto de Magnésio: MgCl<sub>2</sub>
- 4) Carbonato de Cálcio: CaCO<sub>3</sub>

E aí, já tentou fazer por conta própria?

Organize as suas contas. Pense bem.

Já fez?

Então, vamos lá.

- 1) A fórmula de cloreto de sódio é formada por 1 átomos de sódio e 1 átomo de cloro. Portanto, basta somar as massas molares de cada elemento.

$$M_{NaCl} = 1.23 + 1.35,5 = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

Essa massa de fórmula significa que 1 mol de fórmulas de NaCl tem a massa de 58,5 g. Não podemos dizer que 1 mol de moléculas de NaCl, porque essa substância não é molecular. Lembre-se que 1 mol de fórmulas de NaCl é constituído por 1 mol de átomos de sódio (Na) e 1 mol de átomos de cloro (Cl).

- 2) A fórmula da sílica é formada por 1 átomo de silício e 2 átomos de oxigênio. Façamos o mesmo procedimento do item anterior.

$$M_{SiO_2} = 1.28 + 2.16 = 28 + 32 = 60 \text{ g/mol}$$

Novamente, não podemos falar que 1 mol de moléculas de sílica, pois esse composto não é molecular. Porém, podemos dizer que 1 mol de fórmulas de sílica tem a massa de 60 g. Nessa quantidade de matéria, encontram-se 1 mol de átomos de silício e 2 mols de oxigênio devido à estequiometria do sólido covalente.

- 3) A fórmula de cloreto de magnésio é formada por 1 átomo de magnésio e 2 átomos de cloro. Façamos o mesmo procedimento do item anterior.

$$M_{MgCl_2} = 1.24 + 2.35,5 = 24 + 71 = 95 \text{ g/mol}$$

- 4) A fórmula do carbonato de cálcio é formada por 1 átomo de cálcio, 1 átomo de carbono e 3 átomos de oxigênio. Portanto, basta somar as massas molares de cada elemento.

$$M_{CaCO_3} = 1.40 + 1.12 + 3.16 = 40 + 12 + 48 = 100 \text{ g/mol}$$

## 3.2. Relação entre Fórmula Molecular e Fórmula Mínima

No caso de substâncias moleculares, a fórmula molecular é sempre um múltiplo da fórmula mínima.

Tabela 5: Relação entre Fórmulas Mínima e Molecular

Fórmula Mínima	Fórmula Molecular	Exemplos	
CH <sub>2</sub> O	C <sub>n</sub> H <sub>2n</sub> O <sub>n</sub>	Ácido Láctico (n = 3) C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O <sub>3</sub>	Glicose (n = 6) C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>

$\text{CH}_2$	$\text{C}_n\text{H}_{2n}$	Etileno ( $n = 2$ ) $\text{C}_2\text{H}_4$	Propeno ( $n = 3$ ) $\text{C}_3\text{H}_6$
---------------	---------------------------	---	---



### 1. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Por meio de espectrometria de massas, mostrou-se que a massa molar do ácido ascórbico, principal componente da vitamina C, era igual a 176 g. Sabendo-se que a sua fórmula mínima é  $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ , qual é a fórmula molecular dessa substância?

#### Comentários

A massa da fórmula mínima do ácido ascórbico é:

$$M_{\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3} = 3.12 + 4.1 + 3.16 = 36 + 4 + 48 = 88 \text{ g/mol}$$

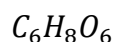
Como a fórmula molecular é um múltiplo da fórmula mínima, podemos afirmar que a sua massa molar é também um múltiplo da massa da fórmula mínima.

$$M = n.88$$

$$176 = n.88$$

$$\therefore n = \frac{176}{88} = 2$$

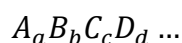
Dessa maneira, a fórmula molecular corresponde ao dobro da fórmula mínima ( $n = 2$ ). Basta, portanto, multiplicar os coeficientes da fórmula mínima por 2.



**Gabarito:**  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$

## 3.3. Teor Elementar

O teor elementar que realmente nos interessa é dado em percentuais de massa. Para isso, devemos utilizar a conversão de número de mols em massa.



Para isso, devemos notar que a massa ocupada pelo elemento A em 1 mol de fórmulas desse composto é igual ao produto de sua massa elementar pelo seu respectivo coeficiente estequiométrico.

Vejamos com exemplos para facilitar.



Determine o teor em massa de cada um dos elementos nas substâncias a seguir.

1) **Água:**  $H_2O$

2) **Cloreto de Sódio:**  $NaCl$

E aí, já tentou fazer por conta própria?

Organize as suas contas. Pense bem.

Já fez?

Então, vamos lá.

- 1) A molécula de água é formada por 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Já calculamos a massa molar dessa substância anteriormente.

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

Em 1 mol de moléculas de água, temos a massa de 18 g. Pela estequiometria da molécula, temos também 2 mols de átomos de hidrogênio. Podemos calcular a massa referente a eles.

$$m_H = 2.1 = 2 \text{ g/mol}$$

O teor em massa de hidrogênio pode ser calculado pela razão.

$$\%H = \frac{\text{porção de hidrogênio}}{\text{massa total}} = \frac{2}{18} = 0,1111 \cong 11,11\%$$

Como a molécula é formada apenas por hidrogênio e oxigênio, o teor em massa de oxigênio é o que falta para dar 100%.

$$\%O = 100\% - 11,11\% = 88,89\%$$

Podemos fazer a determinação do teor em massa de cada elemento, se notarmos uma interessante forma de destrinchar a fórmula molecular.



$M_{H_2O} =$	<b>2.1</b>	+	<b>1.16</b>	<b>= 18 g/mol</b>
	Porção de Hidrogênio		Porção de Oxigênio	Total

$$\%H = \frac{\text{porção de hidrogênio}}{\text{massa total}} = \frac{2.1}{2.1 + 1.16} = \frac{2}{18} = 0,1111 \cong 11,11\%$$

$$\%O = \frac{\text{porção de oxigênio}}{\text{massa total}} = \frac{1.16}{2.1 + 1.16} = \frac{16}{18} = 0,8889 \cong 88,89\%$$

Sendo assim, a composição mássica da água é 11,11% de hidrogênio e 88,89% de oxigênio.

- 2) A fórmula (lembre-se que não podemos dizer molécula) de cloreto de sódio é formada por 1 átomo de sódio (Na) e 1 átomo de cloro (Cl). Vamos utilizar o mesmo esquema que utilizamos anteriormente, destrinchando o cálculo da massa de fórmula.

$M_{NaCl} =$	<b>1.23</b>	+	<b>1.35,5</b>	<b>= 58,5 g/mol</b>
	Porção de Sódio (Na)		Porção de Cloro (Cl)	Total

Agora, podemos determinar o teor em massa de cada elemento no composto.

$$\%Na = \frac{\text{porção de sódio}}{\text{massa total}} = \frac{1.23}{1.23 + 1.35,5} = \frac{23}{58,5} = 0,393 \cong 39,3\%$$

$$\%O = \frac{\text{porção de oxigênio}}{\text{massa total}} = \frac{1.35,5}{1.23 + 1.35,5} = \frac{35,5}{58,5} = 0,607 \cong 60,7\%$$

### 3.4. Análise Centesimal

Também conhecida como análise de massa, é uma das técnicas mais utilizadas em laboratório para a determinação da **fórmula mínima** de um composto.

Consiste em determinar os percentuais de massa que cada elemento ocupa no composto. Por exemplo, a nicotina é composta em massa por:

- 74,1% de carbono;
- 17,3% de nitrogênio;
- 8,6% de hidrogênio



Além disso, deve-se considerar as massas atômicas: N = 14 u, C = 12 u, H = 1 u.

Com base nesses dados, qual é a fórmula mínima da substância?

Vamos lá, então. Em uma amostra de 100 g de nicotina, tem-se: 71,4 g de carbono, 17,3 g de nitrogênio e 8,6 g de hidrogênio. Agora, vamos calcular o número de mols de cada um dos elementos presentes na amostra.

$$C: \frac{71,4}{12} = 5,95 \text{ mol}$$

$$H: \frac{8,6}{1} = 8,6 \text{ mol}$$

$$N: \frac{17,3}{14} = 1,24 \text{ mol}$$

Como desejamos obter uma proporção entre os números de mols de cada elemento, podemos dividir pelo número de mols encontrado:

$$C: \frac{5,95}{1,24} = 4,79 \approx 5$$

$$H: \frac{8,6}{1,24} = 6,94 \approx 7$$

$$N: \frac{1,24}{1,24} = 1$$

Dessa forma, concluímos que a nicotina apresenta uma proporção de  $C_5H_7N_1$ . O índice 1 pode ser omitido, portanto, escrevemos simplesmente  $C_5H_7N$ .

### 3.5. Análise de Combustão

É muito comum, no caso de compostos orgânicos, realizar a análise centesimal depois de queimar uma amostra do material.

Melhor entender isso com um exemplo.

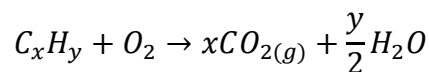
#### 2. (TFC – 2019 – Inédita)

A queima completa de um composto formado apenas por carbono e hidrogênio resultou numa mistura de gás carbônico e água com proporção em massa de 64,7% de gás carbônico. Determine a fórmula mínima desse composto.

Dadas as massas atômicas: C = 12, H = 1, O = 16.

## Comentários

Primeiramente, vamos escrever a equação genérica de uma combustão de um composto formado unicamente por carbono e hidrogênio.



A massa molar dos produtos é:

$$CO_2: 1.12 + 2.16 = 44 \text{ g/mol}$$

$$H_2O: 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

Em 100g do produto da combustão completa, temos 64,7g de gás carbônico e 35,3g de água. Precisamos transformar essa proporção em massa em número de mols. Para isso, devemos dividir pela massa molar.

$$(x) - n_{CO_2}: \frac{64,7}{44} = 1,47 \text{ mol}$$

$$\left(\frac{y}{2}\right) - n_{H_2O}: \frac{35,3}{18} = 1,96 \text{ mol}$$

Simplificando pelo menor índice, temos:

$$x = \frac{1,47}{1,47} = 1$$

$$\frac{y}{2} = \frac{1,96}{1,47} = 1,33$$

Nesse caso, o índice da água não deu inteiro. No entanto, podemos transformar esse índice em inteiro multiplicando por 3:

$$x = 1.3 = 3$$

$$\frac{y}{2} = 3.1,33 \cong 4 \therefore y = 2.4 = 8$$

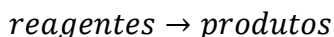
Sendo assim, temos que a fórmula mínima do hidrocarboneto é  $C_3H_8$ .

Esse hidrocarboneto é o propano, um derivado do petróleo que está entre os componentes do gás liquefeito de petróleo (GLP) ou gás de cozinha. É um gás inodoro, por isso costuma-se adicionar impurezas com odor forte para que seja possível identificar quando ocorrer um vazamento numa residência. Além disso, o propano também é utilizado como propulsor de aerossóis.

**Gabarito:  $C_3H_8$**

## 4. Equações Químicas

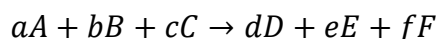
A equação química explicita os reagentes e os produtos e a proporção em que eles se combinam ou se formam. Tem a seguinte forma geral:



A seta  $\rightarrow$  deve ser interpretada como “produz” ou “se combinam para formar”.

### 4.1. Proporção Estequiométrica

Uma equação química virá na seguinte forma geral.



Os coeficientes estequiométricos em uma equação balanceada indicam a proporção molar da porção dos reagentes que **efetivamente reagem em uma reação química**.

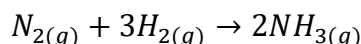
Esse conceito é bastante importante, pois os reagentes podem ser misturados em basicamente qualquer proporção. Porém, **o que reage sempre reage na proporção estequiométrica**.

Isso significa que podemos escrever:

$$-\frac{\Delta n_A}{a} = -\frac{\Delta n_B}{b} = -\frac{\Delta n_C}{c} = \frac{\Delta n_D}{d} = \frac{\Delta n_E}{e} = \frac{\Delta n_F}{f}$$

Com base nisso, uma das ferramentas mais úteis que você precisa aprender para a Química é **tabela estequiométrica**. Essa tabela indica a quantidade inicial dos reagentes e produtos que foram misturados, o quanto reagiu e o quanto ficou ao final.

Considere, por exemplo, a reação balanceada de formação da amônia a partir de nitrogênio e hidrogênio.



Suponha que tenhamos misturado 6 mol de  $N_2$ , 10 mol de  $H_2$  e 1 mol de  $NH_3$  e que exatamente 1 mol de  $N_2$  tenha sido consumido na reação para formar amônia. Com base nesses dados e na proporção estequiométrica, podemos montar a tabela estequiométrica da reação.

Tabela 6: Tabela Estequiométrica

	$N_{2(g)}$	$+ 3 H_{2(g)}$	$\rightarrow$	$2 NH_{3(g)}$	
<b>Início</b>	6 mol	10 mol		1 mol	
<b>Reage (forma)</b>	- 1 mol	-3 mol		+2 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
<b>Final</b>	<b>5 mol</b>	<b>7 mol</b>		<b>3 mol</b>	

### 4.1.1. Proporção em Massa

Os coeficientes estequiométricos indicam diretamente a proporção molar entre o que reagiu. Mas é também possível adaptar essa relação para tratar a proporção mássica.

Para atingir esse propósito, basta lembrar que o número de mols de um elemento qualquer em uma amostra é igual à razão entre a massa da amostra e a massa molar.

$$\text{número de mols de } X = \frac{\text{massa de } X}{\text{massa molar de } X} \quad \text{ou} \quad n = \frac{m}{M}$$

## 4.2. Reações de Combustão

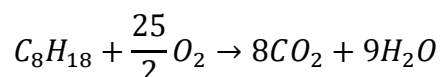
As reações de combustão são muito importantes com inúmeras aplicações práticas. Sua principal característica é a **grande liberação de energia**, por isso, são utilizadas tanto para cozinhar comida no fogão como para mover veículos motorizados, desde carros de passeio a foguetes.

Por enquanto, o comburente será a espécie química que doa um elemento muito eletronegativo, que, na maioria dos casos, será o oxigênio.

Já o combustível é a substância que será desintegrada. Todos os elementos da substância combustível são separados e receberão a maior quantidade de oxigênio possível. Vejamos os principais exemplos.

Vejamos, agora, alguns exemplos de combustões químicas.

- **Combustão do Iso-octano** (principal componente da gasolina)



- **Combustão do Etanol:**



Há, porém, duas importantes exceções que caem bastante em prova.



Quando se queima um composto com nitrogênio e/ou enxofre, esses elementos se convertem, respectivamente, em nitrogênio gasoso ( $N_2$ ) e dióxido de enxofre ( $SO_2$ ).



### 4.3. Balanceamento pelo Método das Tentativas

O método das tentativas pode ser utilizado para balancear equações simples. Consiste em balancear isoladamente cada um dos elementos.

É um método muito útil para balancear reações mais simples por ser prático e rápido.

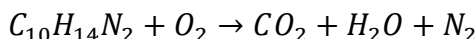
A melhor forma de aprendê-lo é por meio de um exemplo.

#### 3. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

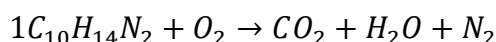
Escreva a equação balanceada da combustão completa da nicotina ( $C_{10}H_{14}N_2$ ).

#### Comentários

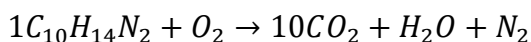
A combustão completa da nicotina consiste na reação com o oxigênio com quebra total da molécula, levando o carbono a  $CO_2$ , o hidrogênio a  $H_2O$  e o nitrogênio a  $N_2$  – muito cuidado com essa pegadinha. O nitrogênio sempre se converte em nitrogênio gasoso nas combustões.



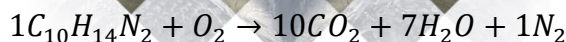
Escolhemos a substância com o maior número de elementos, que, no caso, é a nicotina. A ela atribuímos o coeficiente 1.



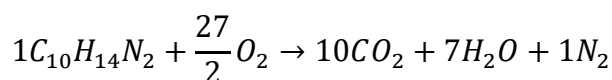
De um lado, temos 10 carbonos. Então, do outro, temos que ter 10 carbonos, portanto.



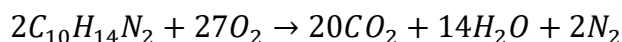
Devemos fazer o mesmo para o hidrogênio e para o nitrogênio:



Finalmente, para balancear o oxigênio, temos 27 do lado direito. Portanto, precisamos de 27 no lado esquerdo. Sendo assim, a equação balanceada é:



Muitas vezes, é indesejável deixar coeficientes fracionários, por isso, podemos multiplicar a equação por 2 para eliminar as frações.



**Gabarito:  $2C_{10}H_{14}N_2 + 27O_2 \rightarrow 20CO_2 + 14H_2O + 2N_2$**

## 4.4. Balanceamento pelo Método Algébrico

No método algébrico, atribui-se incógnitas aos coeficientes das equações. Então, utiliza-se a conservação dos elementos para estabelecer relações entre essas incógnitas.

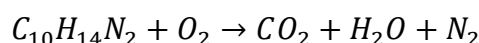
A melhor forma de entender é por meio de um exemplo.

### 4. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

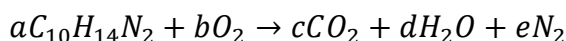
**Escreva a equação balanceada da combustão completa da nicotina ( $C_{10}H_{14}N_2$ ) pelo Método Algébrico.**

#### Comentários

A combustão completa da nicotina consiste na reação com o oxigênio com quebra total da molécula, levando o carbono a  $CO_2$ , o hidrogênio a  $H_2O$  e o nitrogênio a  $N_2$  – muito cuidado com essa pegadinha. O nitrogênio sempre se converte em nitrogênio gasoso nas combustões.



Agora, vamos associar uma incógnita a cada uma das substâncias que participam da reação.



Agora, vamos utilizar o princípio de que os elementos não podem ser criados nem destruídos. Portanto, o número de mols de carbono no lado dos reagentes deve ser igual ao número de mols de carbono no lado dos produtos. E, assim, por diante.

$$C: 10a = c$$

$$H: 14a = 2d$$

$$N: 2a = 2e$$



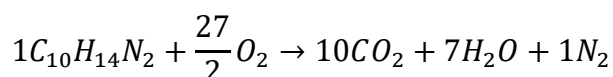
$$O: 2b = 2c + d$$

Chegamos a várias equações. Podemos agora atribuir um valor arbitrário ao coeficiente a, por exemplo,  $a = 1$ . Desse modo, teremos:

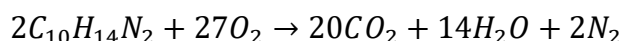
$$c = 10; d = 7; e = 1$$

$$b = \frac{2 \cdot 10 + 7}{2} = \frac{27}{2}$$

Chegamos, portanto, à seguinte equação balanceada.



Para eliminar os coeficientes fracionários, podemos multiplicar a equação por 2.



**Gabarito:  $2C_{10}H_{14}N_2 + 27O_2 \rightarrow 20CO_2 + 14H_2O + 2N_2$**

## 4.5. Balanceamento por Oxirredução

Esse método somente é aplicável nas reações que envolvem oxirredução, em especial, as mais complicadas. Sendo assim, eu recomendo que você o domine bem, pois ele será uma grande ajuda nos balanceamentos mais difíceis que você precisar fazer na sua prova.

Memorize os passos.

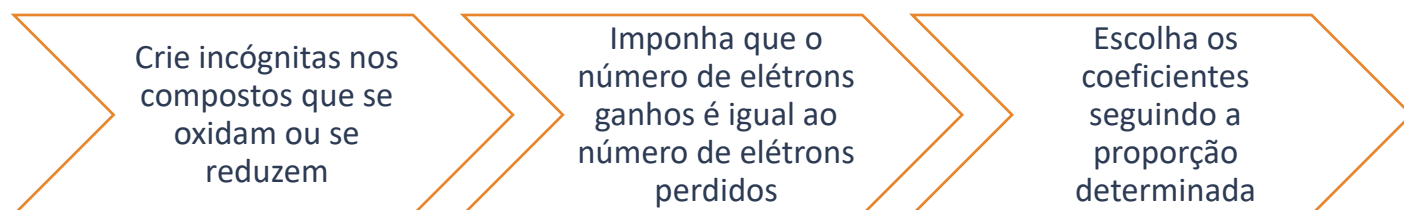


Figura 5: Passo a Passo do Balanceamento por Oxirredução

E, agora, vamos treinar um pouco mais sobre balanceamento de equações químicas?

### 5. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

**Balanceie as seguintes equações:**

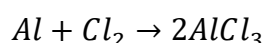


- a)  $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$
- b)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
- c)  $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
- d)  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e)  $\text{FeS}_2(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$

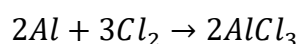
### Comentários

Vamos comentar sobre as técnicas que poderiam ser utilizadas para balancear as equações.

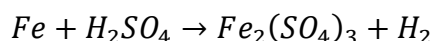
- a) Como temos um número ímpar de cloro no lado dos produtos, podemos multiplicar por dois para facilitar.



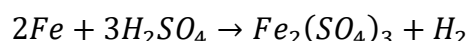
Agora, basta balancear os dois elementos envolvidos. Como temos 2 mols de alumínio nos produtos, precisamos de 2 mols no reagente, logo, o coeficiente 2 Al. Como temos 6 mols de cloro nos produtos, precisamos de 6 mols no reagente, logo, precisamos do coeficiente 3 Cl<sub>2</sub>.



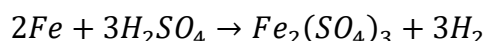
- b) A forma mais interessante de balancear essa reação é agrupando o (SO<sub>4</sub>). Perceba que, como o enxofre e o oxigênio só aparecem nessa forma, fica bem mais fácil de balancear a reação.



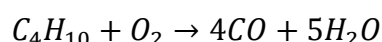
Do lado dos produtos, temos 2 mols de ferro, portanto, precisamos de 2 Fe nos reagentes. Do lado dos reagentes, temos 3 mols de SO<sub>4</sub>, portanto, precisamos de 3 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> nos reagentes.



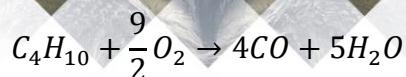
Faltou somente balancear o hidrogênio. Do lado dos reagentes, temos 6 mols de hidrogênio, portanto, precisamos de 6 mols no reagente, logo, precisamos do coeficiente 3 H<sub>2</sub>.



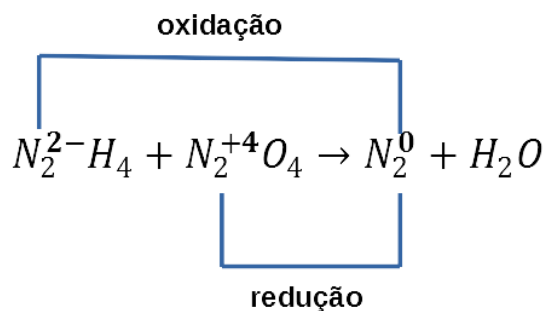
- c) Temos 4 mols de carbono e 10 mols de hidrogênio do lado dos reagentes, portanto, precisamos da mesma quantidade nos produtos. Os coeficientes necessários para balancear são 4 CO e 5 H<sub>2</sub>O.



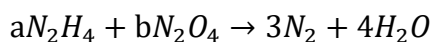
Faltou somente balancear o oxigênio. Para isso, observamos que temos 9 mols de oxigênio do lado dos produtos. Precisamos, portanto, de 9 mols nos reagentes. Para isso, precisamos do coeficiente 9/2 O<sub>2</sub>.



- d) Essa é uma interessante reação em que o mesmo elemento se oxida e se reduz ao mesmo tempo.



Perceba o nitrogênio presente na hidrazina ( $N_2H_4$ ) se oxida, enquanto que o nitrogênio presente no tetróxido de dinitrogênio ( $N_2O_4$ ) se reduz. Portanto, devemos utilizar esses dois elementos na nossa comparação para escolher os coeficientes adequados no balanceamento.

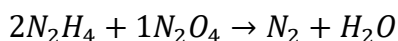


Utilizaremos agora o princípio de que o número de elétrons ganhos é igual ao número de elétrons perdidos.

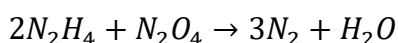
Número de nitrogênio que perdem elétrons (2a)		Número de nitrogênio que ganham elétrons (2b)
. Número de elétrons perdidos (2)		. Número de elétrons ganhos (4)
<b>(2a). (2)</b>	=	<b>(2b). (4)</b>
<b>Elétrons Perdidos</b>		<b>Elétrons Ganhos</b>

$$2a.2 = 2b.4 \therefore a = 2b$$

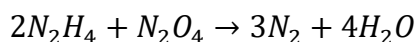
Fazendo  $b = 1$ , temos  $a = 2$ . Assim, já podemos escrever:



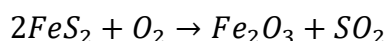
Do lado dos reagentes, temos 8 mols de hidrogênio, portanto, precisamos de 8 mols no produto para balancear a equação. Para isso, precisamos do coeficiente 4  $H_2O$ .



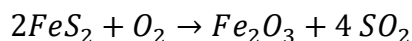
Faltou apenas balancear o nitrogênio. Temos 6 átomos no lado dos reagentes, portanto, precisamos do coeficiente 3  $N_2$  do lado os produtos.



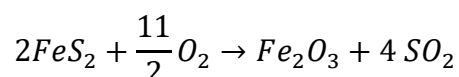
- e) As reações de combustão costumam ser mais fáceis de balancear pelo Método das Tentativas. Vamos colocar o coeficiente 2 em  $\text{FeS}_2$  que é o composto que tem mais elementos que sofrem variação de nox.



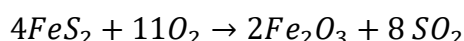
Com isso, já balanceamos o ferro. Para balancear o enxofre, basta colocar 4  $\text{SO}_2$ .



Note que temos 11 átomos de oxigênio do lado dos produtos, portanto, precisamos de 11 átomos no lado dos reagentes. Precisamos, portanto, do coeficiente 11/2.



Como chegamos a um coeficiente fracionário, podemos multiplicar por 2 para deixar todos os coeficientes inteiros.



**Gabarito: discursiva**

## 5. Leis Ponderais

*Ponderal* significa “relacionado a massa”. As Leis Ponderais começaram a ser estudadas no Século XVIII, e permanecem até hoje como a base da Estequiometria.

### 5.1. Lei da Conservação das Massas

A Lei de Conservação das Massas (ou Lei de Lavoisier) é resumida pela célebre frase de Lavoisier: “Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.”

Porém, é muito importante que você conheça também o seu enunciado original, que é o seguinte:



Em um sistema fechado, a massa dos reagentes é igual à massa dos produtos.

## 6. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

O aspartame é um aditivo alimentar utilizado para substituir o açúcar comum. Ele é cerca de 200 vezes mais doce que a sacarose. É formado quimicamente uma combinação do aminoácido fenil-alanina, ácido aspártico e metanol.

Um mol de aspartame ( $C_{14}H_{18}N_2O_5$ ) reage com dois mols de água produzindo um mol de ácido aspártico ( $C_4H_7NO_4$ ), um mol de metanol ( $CH_4O$ ) e um mol do aminoácido denominado fenil-alanina. Determine a massa de fenil-alanina produzida a partir de 588 g de aspartame.

### Comentários

Primeiramente, devemos calcular o número de mols de aspartame presentes na amostra. Esse número é dado pela razão entre essa massa e a massa molar da substância. Então, primeiramente, precisamos da massa molar.

$$M_{C_{14}H_{18}N_2O_5} = 14.12 + 18.1 + 2.14 + 5.16 = 168 + 18 + 28 + 80 = 294 \text{ g/mol}$$

Agora, calculemos o número de mols de aspartame.

$$n_{C_{14}H_{18}N_2O_5} = \frac{m_{C_{14}H_{18}N_2O_5}}{M_{C_{14}H_{18}N_2O_5}} = \frac{588}{294} = 2 \text{ mol}$$

Os examinadores costumam trabalhar os números para facilitar suas contas. Sendo assim, quando você conseguir simplificar frações desse jeito é um sinal de que você está no caminho certo. Tem que haver algum motivo para ele ter fornecido 588, e não 600, não acha?

Agora, podemos calcular o número de mols de cada uma das espécies reagentes e dos demais produtos pela estequiometria da reação.

$$\frac{n_{C_{14}H_{18}N_2O_5}}{1} = \frac{n_{H_2O}}{2} \therefore n_{H_2O} = 2 \cdot n_{C_{14}H_{18}N_2O_5} = 2 \cdot 2 = 4 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{C_{14}H_{18}N_2O_5}}{1} = \frac{n_{C_4H_7NO_4}}{1} \therefore n_{C_4H_7NO_4} = 1.1 = 1 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{C_{14}H_{18}N_2O_5}}{1} = \frac{n_{CH_4O}}{1} \therefore n_{CH_4O} = 1.1 = 1 \text{ mol}$$

A massa de cada uma dessas substâncias pode ser calculada multiplicando-se o número de mols pela respectiva massa molar. Portanto, precisamos calcular primeiramente as massas molares das substâncias envolvidas.

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$M_{C_4H_7NO_4} = 4.12 + 7.1 + 1.14 + 4.16 = 48 + 7 + 14 + 64 = 133 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{CH_4O} = 1.12 + 4.1 + 1.16 = 12 + 4 + 16 = 32 \text{ g/mol}$$

Agora, calculemos as massas de cada uma das substâncias envolvidas na reação.

$$m_{C_{14}H_{18}N_2O_5} = 588 \text{ g}$$

$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{H_2O} = 4.18 = 72 \text{ g}$$

$$m_{C_4H_7NO_4} = n_{C_4H_7NO_4} \cdot M_{C_4H_7NO_4} = 2.133 = 266 \text{ g}$$

$$m_{CH_4O} = n_{CH_4O} \cdot M_{CH_4O} = 2.32 = 64 \text{ g}$$

Com base nisso, podemos montar a tabela estequiométrica em massa da reação. A massa faltante corresponde exatamente à fenil-alanina.

	$C_{14}H_{18}N_2O_5$	+ 2 $H_2O$	→	$C_4H_7NO_4$	+ $CH_4O$	+Fenil-Alanina	Total
<b>Início</b>	588 g	72 g		0 g	0 g	0 g	660 g
<b>Reage (forma)</b>	588 g	72 g		266 g	64 g	<i>m</i>	
<b>Final</b>	0 g	0 g		266 g	64 g	<i>m</i>	<i>m + 330 g</i>

Pela Lei de Lavoisier, a massa no início da reação deve ser igual à massa no final da reação.

$$660 = m + 164 \therefore m = 660 - 330 = 330 \text{ g}$$

**Gabarito: 330 g**

### 5.1.1. Lei da Lavoisier Elementar

A lei de Lavoisier é também válida **para cada um dos elementos individualmente**. Isso significa que a massa de um elemento X nos produtos deve ser igual à massa desse mesmo elemento X nos reagentes.

#### 7. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

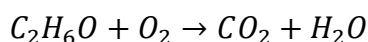
Uma massa de 920 g de etanol ( $C_2H_6O$ ) sofre combustão total diante do ar atmosférico. Calcule a massa de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) que é formada nessa reação.

Dados: H = 1, C = 12, O = 16.



## Comentários

A reação não-balanceada para a combustão do etanol é dada por.



Pela Lei de Lavoisier, podemos dizer que a massa de carbono nos reagentes é igual à massa de carbono nos produtos.

Essa massa pode ser calculada facilmente a partir do teor mássico.

$$m_{C,antes} = m_{C,depois}$$

$$(\%C) \cdot m_{C_2H_6O} = (\%C) \cdot m_{CO_2}$$

O teor de carbono no etanol pode ser calculado por:

$$\%C_{etanol} = \frac{\text{porção do carbono}}{\text{massa total do } C_2H_6O} = \frac{2.12}{2.12 + 6.1 + 1.16} = \frac{24}{24 + 6 + 16} = \frac{24}{46}$$

$$\%C_{CO_2} = \frac{\text{porção do carbono}}{\text{massa total do } CO_2} = \frac{1.12}{1.12 + 2.16} = \frac{12}{12 + 32} = \frac{12}{44}$$

Agora, basta colocar os valores obtidos nas equações selecionadas.

$$(\%C) \cdot m_{C_2H_6O} = (\%C) \cdot m_{CO_2}$$

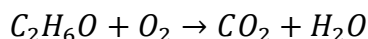
$$\frac{24}{46} \cdot 920 = \frac{12}{44} \cdot m_{CO_2}$$

$$24.20 = \frac{3}{11} \cdot m_{CO_2}$$

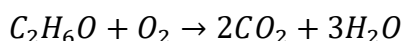
$$\therefore m_{CO_2} = \frac{24.20.11}{3} = 8.20.11 = 1760 \text{ g}$$

A Lei de Lavoisier permite resolver esse tipo de problema envolvendo massa de um elemento químico de maneira rápida, sem precisar balancear a equação. Por isso, eu recomendaria que você aprendesse a fazer assim, pois vai lhe ajudar em muitas questões de prova.

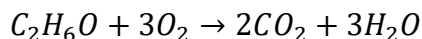
Uma alternativa para resolver essa questão seria começar balanceando.



Do lado dos reagentes, temos dois átomos de carbono, portanto, precisamos de  $2CO_2$  nos produtos para equilibrar. Analogamente, temos 6 átomos de hidrogênio, portanto, precisamos de 6 hidrogênios nos produtos para equilibrar. Como a molécula de água tem dois átomos de hidrogênio, o coeficiente a ser utilizado é  $3H_2O$ .



Faltou somente balancear o oxigênio. Como temos 7 átomos nos produtos e já temos 1 átomo nos reagentes na molécula de etanol, precisamos de mais 6.



Podemos, agora, montar a tabela estequiométrica para a reação. Mas, para isso, precisamos determinar o número de mols de etanol presentes na amostra. No caso, é importante observar que pouco importa a massa de oxigênio na questão.

$$n_{C_2H_6O} = \frac{m_{C_2H_6O}}{M_{C_2H_6O}} = \frac{920}{2.12 + 6.1 + 1.16} = \frac{920}{46} = 20 \text{ mol}$$

	<b>C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O</b>	<b>+ 3O<sub>2(g)</sub></b>	<b>→</b>	<b>2CO<sub>2(g)</sub></b>	<b>+ 3H<sub>2</sub>O</b>
<b>Início</b>	20 mol			0 mol	0 mol
<b>Reage (forma)</b>	20 mol			40 mol	60 mol
<b>Final</b>	0 mol			40 mol	60 mol
<b>Massa</b>	0 g			m	

A massa de CO<sub>2</sub> produzida na reação pode ser calculada a partir da massa molar dessa substância e do número de mols obtido pela tabela estequiométrica.

$$M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

$$\therefore m_{CO_2} = n_{CO_2} \cdot M_{CO_2} = 40.44 = 1760 \text{ g}$$

Para fins de treinar, podemos completar a tabela estequiométrica. Podemos calcular a massa que reagiu de oxigênio atmosférico e também a massa forma de água.

$$M_{O_2} = 2.16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\therefore m_{O_2} = n_{O_2} \cdot M_{O_2} = 60.32 = 1920 \text{ g}$$

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$\therefore m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{H_2O} = 60.18 = 1080 \text{ g}$$

Para a construção dessa tabela, consideraremos que havia uma quantidade muito grande para ser medida de oxigênio na sala. Marcaremos a quantidade inicial de gás oxigênio com uma interrogação.

	<b>C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O</b>	<b>+ 3O<sub>2(g)</sub></b>	<b>→</b>	<b>2CO<sub>2(g)</sub></b>	<b>+ 3H<sub>2</sub>O</b>
<b>Início</b>	20 mol	?		0 mol	0 mol
<b>Reage (forma)</b>	20 mol	60 mol		40 mol	60 mol

<b>Final</b>	0 mol	? – 60 mol	40 mol	60 mol
<b>Massa</b>	0 g	? – 1920g	1760 g	1080 g

Houve, portanto, consumo de 920 g de etanol e 1920 g de oxigênio. Portanto, foram consumidos 2840 g de reagentes.

Do lado dos produtos, houve produção de 1760 g de dióxido de carbono e 1080 g de água, portanto, foi produzido o total de 2840 g de reagentes.

Como a massa consumida dos produtos é igual à massa produzida dos reagentes, houve conservação da massa global do sistema, portanto, a reação seguiu a Lei de Lavoisier.

**Gabarito: 1760 g**

## 5.2. Lei da Composição Definida



### Lei de Proust:

Toda substância pura é composta por elementos que aparecem sempre na mesma proporção independentemente da origem dessa substância.

### 5.2.1. Reagente Limitante



**Reagente Limitante** é aquele que foi adicionado em proporção menor que a característica da reação. Por isso, ele é completamente consumido na reação.

Devemos prestar muita atenção quando a reação possui um reagente limitante, pois ele é que determina o máximo rendimento da reação. Vejamos um exemplo em uma questão:

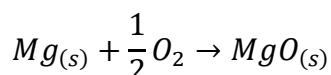
**8. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Calcule a quantidade de óxido de magnésio (MgO) formado a partir de uma mistura de 60 g de magnésio e 20 g de oxigênio.

Dados: O = 16, Mg = 24.

**Comentários**

Primeiramente, devemos calcular a proporção estequiométrica da reação entre o magnésio e o oxigênio. Para isso, consideremos a reação.



O modo mais simples de fazer a questão é utilizando a proporção em número de mols. Para isso, você poderia utilizar a tabela estequiométrica em número de mols. Para isso, primeiramente, devemos calcular o número de mols dos reagentes iniciais que foram lançados na reação.

$$n_{Mg} = \frac{\text{massa de Mg}}{\text{massa molar de Mg}} = \frac{60}{24} = 2,5 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{\text{massa de } O_2}{\text{massa molar de } O_2} = \frac{20}{2 \cdot 16} = \frac{20}{32} = 0,625 \text{ mol}$$

Para saber qual dos dois reagentes está em excesso, podemos calcular a quantidade de magnésio que seria necessária para consumir todo o oxigênio.

$$\frac{n_{Mg}}{1} = \frac{n_{O_2}}{1/2}$$

$$\frac{n_{Mg}}{1} = \frac{0,625}{1/2} \therefore n_{O_2} = \frac{2}{1} \cdot 0,625 = 1,25 \text{ mol}$$

Como existe mais magnésio (2,5 mol) do que o necessário, o magnésio está em excesso, portanto, o oxigênio é o reagente limitante da reação. Logo, todo o oxigênio será consumido.

	Mg	+ 1/2 O <sub>2(g)</sub>	→	MgO	
<b>Início</b>	2,5 mol	0,625 mol		0 mol	
<b>Reage (forma)</b>	1,25 mol	0,625 mol		1,25 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
<b>Final</b>	1,25 mol	0 mol		1,25 mol	

Podemos calcular, agora, tanto a massa de magnésio que sobrou na reação como a massa de óxido de magnésio que foi produzida.

Para isso, vamos obter a massa molar do óxido de magnésio.

$$M_{MgO} = 1.24 + 1.16 = 40 \text{ g/mol}$$

$$m_{MgO} = n_{MgO} \cdot M_{MgO} = 1,25 \cdot 40 = 50 \text{ g}$$

Analogamente, podemos fazer a conta para a massa de magnésio que sobrou na reação.

$$m_{Mg} = n_{Mg} \cdot M_{Mg} = 1,25 \cdot 24 = 30 \text{ g}$$

**Gabarito: 50 g**

## 5.2.2. Combustões Incompletas

Uma combustão completa é aquela realizada em **quantidade insuficiente de oxigênio**. Portanto, o oxigênio é o reagente limitante.

Nesse caso, o composto orgânico em excesso não ficará em sobra, mas sim, será queimado parcialmente. A combustão incompleta pode produzir certo teor de monóxido de carbono (CO). Se a quantidade de oxigênio for menor ainda, será produzido carbono grafite (C), também conhecido nesse caso como *fuligem* ou *negro de fumo*.

É bastante comum vermos fumaça preta ser liberada de veículos antigos. Essa fumaça é formada pela dispersão de partículas de carbono grafite (C) no ar. Esse comportamento é fruto de uma má regulagem no motor que faz que a combustão não seja completa e o combustível não seja aproveitado completamente.

## 5.3. Lei das Proporções Múltiplas


Essa lei, também conhecida como Lei de Dalton, é baseada na Lei da Composição Definida. Apresenta o seguinte enunciado.



Dois elementos se combinam para formar um composto numa razão de pequenos números inteiros.

Tabela 7: Proporção de Massa nos Óxidos de Nitrogênio

Óxido	Nitrogênio	Oxigênio
$N_2O$	28g	16g
$NO, N_2O_2$	28g	32g
$N_2O_3$	28g	48g



$NO_2, N_2O_4$	28g	64g
$N_2O_5$	28g	80g

Em todos os óxidos, a proporção é sempre de pequenos números inteiros.

## 6. Imperfeições nas Reações

Embora as leis de Lavoisier e Proust sejam válidas, é preciso ter atenção a dois fatos:

- Os materiais não são 100% puros;
- O rendimento de reação não é 100%.

### 6.1. Pureza

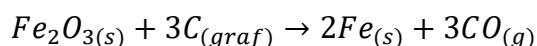
Na natureza, é muito raro que os materiais sejam encontrados como substâncias completamente puras. Eles sempre estarão associados a outras substâncias.

A pureza de um material é dada pela razão entre a massa que realmente existe da substância desejada pela massa total do material. Ela é geralmente determinada em laboratório por meio de várias reações químicas.

$$\text{pureza} = \frac{\text{massa da substância desejada}}{\text{massa total do material}}$$

### 6.2. Rendimento de Reação

Considere agora que a massa de 200 g de  $Fe_2O_3$  seja misturada com carvão para extrair o ferro metálico. Essa reação é bastante comum em usinas siderúrgicas.



Teoricamente, o máximo de ferro que seria possível extrair da massa de  $Fe_2O_3$  corresponde ao teor desse elemento no composto, que corresponde a:

$$\%Fe = \frac{2.56}{2.56 + 3.16} = \frac{112}{112 + 48} = \frac{112}{160} \cong 0,70 = 70\%$$

$$m_{Fe} = 0,70.200 = 140 \text{ g}$$

O rendimento deve ser calculado como a razão entre a quantidade do produto que realmente foi obtida e a máxima quantidade teórica.

$$\text{Rendimento} = \frac{\text{massa de produto obtida na realidade}}{\text{massa de produto teoricamente possível}}$$



## 7. Lista de Questões Propostas

### CONSTANTES

Constante de Avogadro ( $N_A$ )	$= 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Faraday (F)	$= 9,65 \times 10^4 \text{ } ^\circ\text{C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Volume molar de gás ideal	$= 22,4 \text{ L (CNTP)}$
Carga elementar	$= 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Constante dos gases (R)	$= 8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Constante gravitacional (g)	$= 9,81 \text{ m s}^{-2}$
Constante de Planck (h)	$= 6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-1}$
Velocidade da luz no vácuo	$= 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Número de Euler (e)	$= 2,72$

### DEFINIÇÕES

Pressão:  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01325 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} = 760 \text{ Torr} = 1,01325 \text{ bar}$

Energia:  $1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):  $0^\circ\text{C}$  e  $760 \text{ mmHg}$

Condições ambientes:  $25^\circ\text{C}$  e  $1 \text{ atm}$

Condições padrão:  $1 \text{ bar}$ ; concentração das soluções  $= 1 \text{ mol L}^{-1}$  (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [X] = concentração da espécie química em  $\text{mol L}^{-1}$

### MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar ( $\text{g mol}^{-1}$ )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar ( $\text{g mol}^{-1}$ )
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55
O	8	16,00	Zn	30	65,39

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

**1. (TFC – 2019 – INÉDITA)**

Por meio de espectrometria de massas, mostrou-se que a massa molar do ácido ascórbico, principal componente da vitamina C, era igual a 176 g. Sabendo-se que a sua fórmula mínima é C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>O<sub>3</sub>, qual é a fórmula molecular dessa substância?

**2. (TFC – 2019 – INÉDITA)**

A queima completa de um composto formado apenas por carbono e hidrogênio resultou numa mistura de gás carbônico e água com proporção em massa de 64,7% de gás carbônico. Determine a fórmula mínima desse composto.

Dadas as massas atômicas: C = 12, H = 1, O = 16.

**3. (TFC – 2019 – INÉDITA)**

Escreva a equação balanceada da combustão completa da nicotina (C<sub>10</sub>H<sub>14</sub>N<sub>2</sub>).

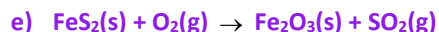
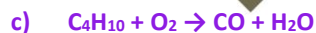
**4. (TFC – 2019 – INÉDITA)**

Escreva a equação balanceada da combustão completa da nicotina (C<sub>10</sub>H<sub>14</sub>N<sub>2</sub>) pelo Método Algébrico.

**5. (TFC – 2019 – INÉDITA)**

Balanceie as seguintes equações:





6. (TFC – 2019 – INÉDITA)

O aspartame é um aditivo alimentar utilizado para substituir o açúcar comum. Ele é cerca de 200 vezes mais doce que a sacarose. É formado quimicamente uma combinação do aminoácido fenil-alanina, ácido aspártico e metanol.

Um mol de aspartame ( $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$ ) reage com dois mols de água produzindo um mol de ácido aspártico ( $\text{C}_4\text{H}_7\text{NO}_4$ ), um mol de metanol ( $\text{CH}_4\text{O}$ ) e um mol do aminoácido denominado fenil-alanina. Determine a massa de fenil-alanina produzida a partir de 588 g de aspartame.

7. (TFC – 2019 – INÉDITA)

Uma massa de 920 g de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) sofre combustão total diante do ar atmosférico. Calcule a massa de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) que é formada nessa reação.

Dados: H = 1, C = 12, O = 16.

8. (TFC – 2019 – INÉDITA)

Calcule a quantidade de óxido de magnésio ( $\text{MgO}$ ) formado a partir de uma mistura de 60 g de magnésio e 20 g de oxigênio.

Dados: O = 16, Mg = 24.

9. (ITA – 2020 – 1ª FASE)

O tiocianato de cobre é um condutor sólido do tipo p com aplicações optoeletrônicas e fotovoltaicas, como células solares. O  $\text{CuSCN}$  reage com o iodato de potássio na presença de ácido clorídrico para formar sulfato de cobre, ácido cianídrico, cloreto de potássio e monocloreto de iodo. O valor da soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros da reação líquida é igual a

A ( ) 32

B ( ) 36

C ( ) 49

D ( ) 50

E ( ) 54

10. (ITA – 2007)

Uma amostra de 1,222 g de cloreto de bário hidratado ( $\text{BaCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ) é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, resultando em uma massa de 1,042 g.

Com base nas informações fornecidas e mostrando os cálculos efetuados, determine:

a) o número de mols de cloreto de bário,

- b) o número de mols de água e
- c) a fórmula molecular do sal hidratado.

### 11. (ITA – 2016)

Considere que 20 g de tiosulfato de potássio com pureza de 95% reagem com ácido clorídrico em excesso, formando 3,2 g de um sólido de coloração amarela. Assinale a alternativa que melhor representa o rendimento desta reação.

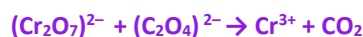
Dados: Massas Molares: K = 39, S = 32, O = 16

- a) 100%
- b) 95%
- c) 80%
- d) 70%
- e) 65%

Dica: Caso você tenha dificuldade em determinar a equação envolvida nessa reação, consulte a dica na seção de comentários. Se você estiver lendo esse material em pdf, basta apertar CTRL + botão esquerdo do mouse para chegar lá.

### 12. (ITA – 2010)

A seguinte reação não-balanceada e incompleta ocorre em meio ácido:



A soma dos coeficientes estequiométricos da reação completa e balanceada é igual a:

- a) 11.
- b) 22.
- c) 33.
- d) 44.
- e) 55.

### 13. (ITA – 2011)

Quando aquecido ao ar, 1,65g de um determinado elemento X forma 2,29g de um óxido de fórmula  $\text{X}_3\text{O}_4$ . Das alternativas, assinale a opção que identifica o elemento X.

- a) Antimônio
- b) Arsênio
- c) Ouro
- d) Manganês
- e) Molibdênio



**MASSAS MOLARES**

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

**14. (ITA – 2003)**

Uma mistura de azoteto de sódio,  $\text{NaN}_3(\text{c})$ , e de óxido de ferro (III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{c})$ , submetida a uma centelha elétrica reage muito rapidamente produzindo, entre outras substâncias, nitrogênio gasoso e ferro metálico. Na reação entre o azoteto de sódio e o óxido de ferro (III) misturados em proporções estequiométricas, a relação (em mol/mol)  $\text{N}_2(\text{g})/\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{c})$  é igual a:

- a)  $1/2$
- b) 1
- c)  $3/2$
- d) 3
- e) 9

**15. (ITA – 2001)**

A calcinação de 1,42g de uma mistura sólida constituída de  $\text{CaCO}_3$  e  $\text{MgCO}_3$  produziu um resíduo sólido que pesou 0,76g e um gás. Com essas informações, qual das opções a seguir é a relativa à afirmação CORRETA?

- a) borbulhando o gás liberado nessa calcinação em água destilada contendo fenolftaleína, com o passar do tempo, a solução irá adquirir uma coloração rósea.
- b) a coloração de uma solução aquosa, contendo fenolftaleína, em contato com o resíduo sólido é incolor.
- c) o volume ocupado pelo gás liberado devido à calcinação da mistura, nas CNTP, é de 0,37L.
- d) a composição da mistura sólida inicial é de 70% (m/m) de  $\text{CaCO}_3$  e 30% (m/m) de  $\text{MgCO}_3$ .
- e) o resíduo sólido é constituído pelos carbeto de cálcio e magnésio

**16. (ITA – 2005)**

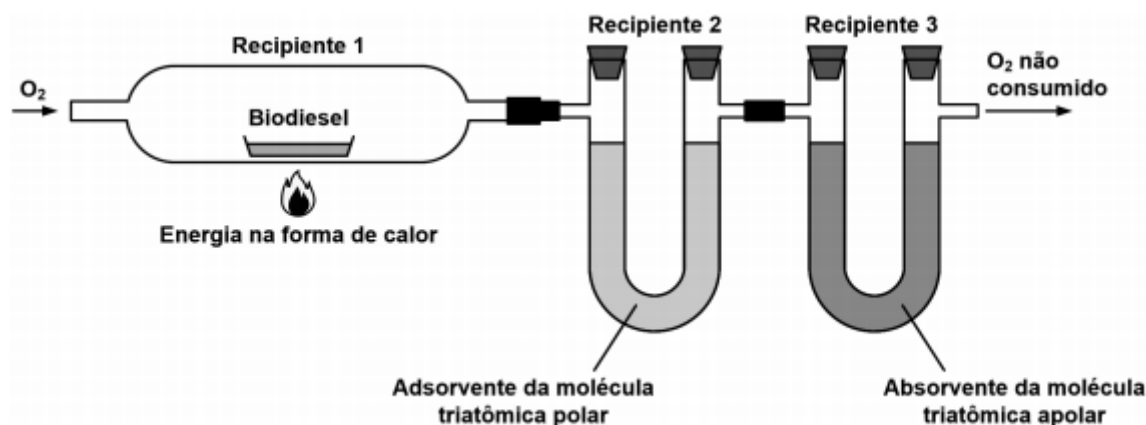
Vidro de janela pode ser produzido por uma mistura de óxido de silício, óxido de sódio e óxido de cálcio, nas seguintes proporções (% m/m): 75, 15 e 10, respectivamente.

Os óxidos de cálcio e de sódio são provenientes da decomposição térmica de seus respectivos carbonatos.

Para produzir 1,00 kg de vidro, quais são as massas de óxido de silício, carbonato de sódio e carbonato de cálcio que devem ser utilizadas? Mostre os cálculos e as equações químicas balanceadas de decomposição dos carbonatos.

**17. (IME – 2016 – 1ª FASE)**

Uma amostra de 59,6 g de biodiesel ( $C_xH_yO_z$ ) passa por um processo de combustão completa no recipiente 1 conforme a representação a seguir.



Nesse processo, foram admitidos 264,0 g de oxigênio, sendo rejeitados na forma de oxigênio não consumido, 88,0 g. Observou-se ainda que, no recipiente 2, um acréscimo de massa de 68,4 g e, no recipiente 3, um acréscimo de massa de 167,2 g.

A alternativa que apresenta a fórmula molecular do biodiesel compatível com as informações apresentadas anteriormente é:

(Massas molares: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; C = 12 g/mol)

- a)  $C_{20}H_{36}O_2$
- b)  $C_{19}H_{38}O_2$
- c)  $C_{16}H_{28}O$
- d)  $C_{19}H_{28}O_4$
- e)  $C_{16}H_{22}O_4$

**18. (IME – 2011)**

Sabendo que 18,0g de um elemento X reagem exatamente com 7,75g de oxigênio para formar um composto de fórmula  $X_2O_5$ , a massa de um mol de X é:

- a) 99,2 g
- b) 92,9 g
- c) 74,3 g





d) 46,5 g

e) 18,6 g

**19. (TFC – 2019 – INÉDITA)**

Uma amostra de 0,50g de um hidrocarboneto (composto formado por apenas carbono e hidrogênio) foi queimada na presença de oxigênio obtendo-se 1,65g de dióxido de carbono e 0,45g de água. Determine o percentual de carbono em massa no hidrocarboneto.

**20. (OLIMPÍADA NORTE-NORDESTE DE QUÍMICA – 2006 – ADAPTADA)**

Um composto orgânico A contém apenas C, H e O. A combustão completa de 0,749g de A produz 1,124g de dióxido de carbono e 0,306 g de água. A massa molar do composto A, determinada por espectrometria de massas, é 176 g/mol.

a) Determine a fórmula empírica de A.

b) Determine a fórmula molecular de A.



## 7.1. Gabarito

1.  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$
2.  $\text{C}_3\text{H}_8$
3.  $2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2 + 27\text{O}_2 \rightarrow 20\text{CO}_2 + 14\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$
4.  $2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2 + 27\text{O}_2 \rightarrow 20\text{CO}_2 + 14\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$
5. discursiva
6. 330 g
7. 1760 g
8. 50 g
9. Nula
10. a) 0,005 mol  $\text{BaCl}_2$ ; b) 0,01 mol  $\text{H}_2\text{O}$ ; c)  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
11. A
12. C
13. D
14. E
15. D
16. 750 g de  $\text{SiO}_2$ ; 179 g de  $\text{CaCO}_3$ ; 256 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
17. B
18. B
19. 90%
20. a)  $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ ; b)  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$

## 8. Lista de Questões Comentadas

### 9. (ITA – 2020 – 1ª Fase)

O tiocianato de cobre é um condutor sólido do tipo p com aplicações optoeletrônicas e fotovoltaicas, como células solares. O  $\text{CuSCN}$  reage com o iodato de potássio na presença de ácido clorídrico para formar sulfato de cobre, ácido cianídrico, cloreto de potássio e monocloreto de iodo. O valor da soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros da reação líquida é igual a

A ( ) 32

B ( ) 36

C ( ) 49

D ( ) 50

E ( ) 54

#### Comentários:

Esse é um dos balanceamentos mais difíceis que já vi na minha vida. Muito interessante.

Segundo o próprio enunciado, os reagentes são:  $\text{CuSCN}$ , iodato de potássio e ácido clorídrico.



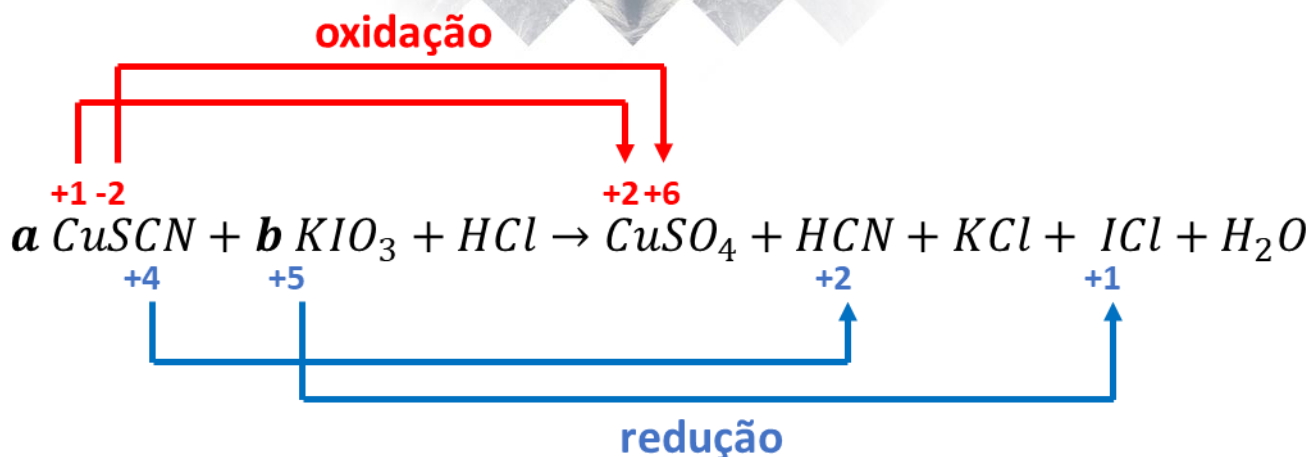
Agora, vamos anotar os produtos: sulfato de cobre, ácido cianídrico, cloreto de potássio e monocloreto de iodo. Também podemos sempre considerar a presença de água em algum dos lados da reação.



Vamos registrar todos os elementos que variam o seu número de oxidação.

- **Oxidação:** O cobre passa de +1 em  $\text{CuSCN}$  para +2 em  $\text{CuSO}_4$ ;
- **Oxidação:** O enxofre passa de -2 em  $\text{CuSCN}$  para +6 em  $\text{CuSO}_4$ ;
- **Redução:** O carbono passa de +4 em  $\text{CuSCN}$  para +2 em  $\text{HCN}$ ;
- **Redução:** O iodo passa de +5 em  $\text{KIO}_3$  para +1 em  $\text{ICl}$ ;

Vamos marcar as variações dos números de oxidação dos elementos destacados acima.



Agora, vamos utilizar o princípio de que o número de elétrons ganhos é igual ao número de elétrons perdidos. Note que:

- O cobre perde 1 elétron;
- O enxofre perde 8 elétrons;
- O carbono ganha 2 elétrons;
- O iodo ganha 4 elétrons.

Agora, vamos ponderar cada elemento pelo seu respectivo coeficiente estequiométrico.

$$1. a + 8. a = 2. a + 4. b$$

Resolvendo a equação, temos:

$$9a = 2a + 4b$$

$$\therefore 7a = 4b$$

Podemos assumir  $a = 4$  e  $b = 7$ .



Agora, podemos balancear pelo Método das Tentativas. Temos 4 átomos de cobre do lado dos reagentes, portanto, precisamos de 4 átomos no lado dos produtos. Logo, precisamos do coeficiente 4  $\text{CuSO}_4$ . Esse coeficiente balanceia automaticamente os átomos de enxofre.



Temos 4 átomos de carbono no lado dos reagentes, portanto, precisamos de 4 átomos de carbono no lado dos produtos. Portanto, precisamos do coeficiente 4 HCN, que também balanceia os átomos de nitrogênio automaticamente.



Agora, vamos balancear os átomos de potássio e iodo presentes no iodato de potássio (KIO<sub>3</sub>).

Temos 7 átomos de potássio no lado dos reagentes, logo, precisamos de 7 átomos no lado dos produtos. Portanto, precisamos do coeficiente 7 KCl.

Temos 7 átomos de iodo no lado dos reagentes. Portanto, precisamos do coeficiente 7 ICl para chegar a 7 átomos de iodo no lado dos produtos.



Vamos balancear, agora, os átomos de cloro. Observe que temos 14 átomos de cloro nos produtos (7 em KCl e 7 em ICl). Portanto, precisamos de 14 átomos no reagente, ou seja, precisamos do coeficiente 14 HCl.



Agora, vamos balancear os átomos de hidrogênio. Temos 14 átomos de hidrogênio no lado dos reagentes. Portanto, precisamos de 14 átomos nos produtos. Já temos 4 átomos no HCN, portanto, precisamos de mais 10 que virão da água. Logo, precisamos do coeficiente 5 H<sub>2</sub>O.



Podemos conferir se a equação está, de fato, balanceando conferindo os átomos de oxigênio.

No lado dos reagentes, temos 21 átomos de oxigênio encontrados em 7 KIO<sub>3</sub>. Do lado dos produtos, encontramos 16 átomos em 4 CuSO<sub>4</sub> e 5 átomos de oxigênio em 5 H<sub>2</sub>O.



$$\text{O: } 7 \cdot 3 = 4 \cdot 4 + 5 \cdot 1$$

$$\text{O: } 21 = 16 + 5 \text{ (ok)}$$

Sendo assim, o número de átomos de oxigênio está balanceado. Logo, chegamos ao balanceamento completo da nossa reação.

O que foi pedido foi a soma dos coeficientes estequiométricos.

$$S = 4 + 7 + 14 + 4 + 4 + 7 + 7 + 5 = 52$$

Como a soma dos coeficientes estequiométricos encontrado foi igual a 52, a questão está nula.

### Gabarito: Nula

#### 10. (ITA – 2007)

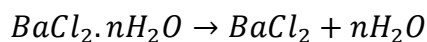
Uma amostra de 1,222 g de cloreto de bário hidratado ( $\text{BaCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ) é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, resultando em uma massa de 1,042 g.

Com base nas informações fornecidas e mostrando os cálculos efetuados, determine:

- a) o número de mols de cloreto de bário,
- b) o número de mols de água e
- c) a fórmula molecular do sal hidratado.

### Comentários

A reação em estudo é a decomposição térmica do cloreto de bário hidratado, liberando toda a água de cristalização.



Pela Lei de Lavoisier, podemos calcular a massa de água que foi eliminada.

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1,222 - 1,042 = 0,180 \text{ g}$$

Dessa forma temos a seguinte distribuição de massa na reação.

$\text{BaCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{BaCl}_2$	$+n\text{H}_2\text{O}$
1,222 g	1,042 g	0,180 g

Agora, podemos calcular o número de mols do sal anidro ( $\text{BaCl}_2$ ) e da água que foi liberada.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{massa de H}_2\text{O}}{\text{massa molar de H}_2\text{O}} = \frac{0,18}{18} = 0,01 \text{ mol}$$

A massa molar do  $\text{BaCl}_2$  pode ser calculada pela sua fórmula mínima:

$$M_{\text{BaCl}_2} = 1.137 + 2.35,5 = 137 + 71 = 208 \text{ g/mol}$$

Então, o número de mols de fórmulas do sal anidro liberada é:



$$n_{BaCl_2} = \frac{\text{massa de } BaCl_2}{\text{massa molar de } BaCl_2} = \frac{1,042}{208} = 0,005 \text{ mol}$$

Por fim, devemos saber que os números de mols liberados de  $BaCl_2$  e  $H_2O$  devem seguir a proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{BaCl_2}}{1} = \frac{n_{H_2O}}{n}$$

$$\frac{0,005}{1} = \frac{0,01}{n} \therefore n = \frac{0,01}{0,005} = 2$$

**Gabarito: a) 0,005 mol  $BaCl_2$ ; b) 0,01 mol  $H_2O$ ; c)  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$**

### 11. (ITA – 2016)

Considere que 20 g de tiosulfato de potássio com pureza de 95% reagem com ácido clorídrico em excesso, formando 3,2 g de um sólido de coloração amarela. Assinale a alternativa que melhor representa o rendimento desta reação.

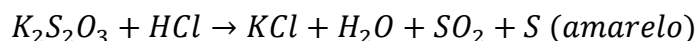
Dados: Massas Molares: K = 39, S = 32, O = 16

- a) 100%
- b) 95%
- c) 80%
- d) 70%
- e) 65%

**Dica:** Caso você tenha dificuldade em determinar a equação envolvida nessa reação, consulte a dica na seção de comentários. Se você estiver lendo esse material em pdf, basta apertar CTRL + botão esquerdo do mouse para chegar lá.

#### Dica

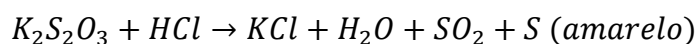
O sólido amarelo liberado é o enxofre (S) e a equação não-balanceada para essa reação é:



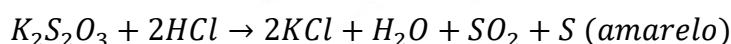
#### Comentários

O sulfato de potássio tem a fórmula  $K_2SO_4$ . O prefixo **tio-** indica que houve substituição de um dos átomos de oxigênio por enxofre, portanto, o tiosulfato é  $K_2S_2O_3$ .

Os tiosulfatos se decompõem em água, enxofre e dióxido de enxofre ( $SO_2$ ). Como a reação acontece com HCl, o potássio irá para a forma de KCl.



Note que, para balancear essa equação, precisamos apenas de um coeficiente.



A massa de 20 g de tiosulfato de potássio tem pureza de 95%. Isso significa que a massa efetiva de tiosulfato presente nessa amostra é:

$$m = 0,95 \cdot 20 = 19 \text{ g}$$

Com o auxílio da sua massa molar, podemos calcular

$$M_{K_2S_2O_3} = 2 \cdot 39 + 2 \cdot 32 + 3 \cdot 16 = 190 \text{ g/mol}$$

O número de mols de fórmulas desse sal presentes na amostra é, portanto:

$$n_{K_2S_2O_3} = \frac{\text{massa de } K_2S_2O_3}{\text{massa molar de } K_2S_2O_3} = \frac{19}{190} = 0,1 \text{ mol}$$

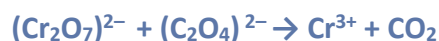
Com base nisso, a quantidade esperada de mols de enxofre a serem produzidos é dada pela proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{K_2S_2O_3}}{1} = \frac{n_S}{1} \therefore n_S = n_{K_2S_2O_3} = 0,1 \text{ mol}$$

#### Gabarito: A

#### 12. (ITA – 2010)

A seguinte reação não-balanceada e incompleta ocorre em meio ácido:

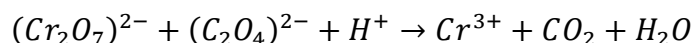


A soma dos coeficientes estequiométricos da reação completa e balanceada é igual a:

- a) 11.
- b) 22.
- c) 33.
- d) 44.
- e) 55.

#### Comentários

Para balancear a carga, deve-se considerar, entre os reagentes, íons  $H^+$ . No produto, o hidrogênio deve aparecer na forma de água.

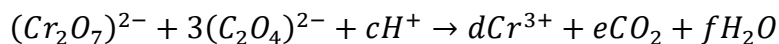


Podemos, então, estabelecer coeficientes incógnitas.



Trata-se de uma reação de oxirredução, em que o cromo se reduz de +6 a +3, enquanto que o carbono se oxida de +3 a +4. Portanto:

$$3a = 1b \quad \therefore a = 1, b = 3$$



Podemos, agora, balancear o cromo:

$$d = 2$$

Balanceando o dióxido de carbono:

$$e = 6$$

Balanceando a carga:

$$-2 + 3 \cdot (-2) + c = 3d = 6$$

$$c = 6 + 2 + 8 = 14$$

Por fim, balanceando os hidrogênios:

$$2f = c = 14 \quad \therefore f = 7$$

Portanto, a equação balanceada é:



Desse modo, a soma dos coeficientes da equação balanceada é:

$$1 + 3 + 14 + 2 + 6 + 7 = 33$$

### Gabarito: C

#### 13. (ITA – 2011)

Quando aquecido ao ar, 1,65g de um determinado elemento X forma 2,29g de um óxido de fórmula  $\text{X}_3\text{O}_4$ . Das alternativas, assinale a opção que identifica o elemento X.

a) Antimônio

b) Arsênio

c) Ouro

d) Manganês

e) Molibdênio

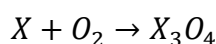


### MASSAS MOLARES

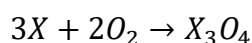
Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

### Comentários

Primeiramente, precisamos obter a equação química balanceada que representa a combustão do elemento X.



As combustões são simples de balancear. Como temos 3 mols de X no lado dos produtos e 4 mols de O no lado dos produtos, precisamos igualar essa quantidade no lado dos reagentes.



Pela Lei da Conservação das massas, a massa total dos produtos deve ser igual à soma das massas dos reagentes. Sendo assim, podemos calcular a massa de oxigênio que foi utilizada na reação.

$$m_X + m_{O_2} = m_{X_3O_4}$$

$$\therefore 1,65 + m_{O_2} = 2,29$$

$$\therefore m_{O_2} = 2,29 - 1,65 = 0,64g$$

Agora, podemos calcular o número de mols de oxigênio utilizados na combustão, utilizando a massa molar como relação de conversão.

$$M_{O_2} = 2.16 = 32$$

$$n_{O_2} = \frac{\text{massa de } O_2}{\text{massa molar de } O_2} = \frac{0,64}{32} = 0,02 \text{ mol}$$

Podemos calcular o número de mols do elemento X que foi queimada utilizando a proporção estequiométrica.

$$\frac{n_X}{3} = \frac{n_{O_2}}{2}$$

$$\therefore n_X = 3 \cdot \frac{n_{O_2}}{2} = 3 \cdot \frac{0,02}{2} = 0,03 \text{ mol}$$

Chegamos à conclusão, portanto, que a massa de 1,65 g de X corresponde a 0,03 mol desse elemento. Com base nesses fatos, podemos concluir a sua massa molar.

$$M_X = \frac{1,65}{0,03} = 55 \text{ g/mol}$$

Pelos dados informados no enunciado, descobrimos que X é o manganês.

### Gabarito: D

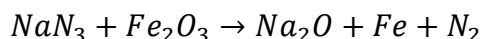
#### 14. (ITA – 2003)

Uma mistura de azoteto de sódio,  $\text{NaN}_3(\text{c})$ , e de óxido de ferro (III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{c})$ , submetida a uma centelha elétrica reage muito rapidamente produzindo, entre outras substâncias, nitrogênio gasoso e ferro metálico. Na reação entre o azoteto de sódio e o óxido de ferro (III) misturados em proporções estequiométricas, a relação (em mol/mol)  $\text{N}_2(\text{g})/\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{c})$  é igual a:

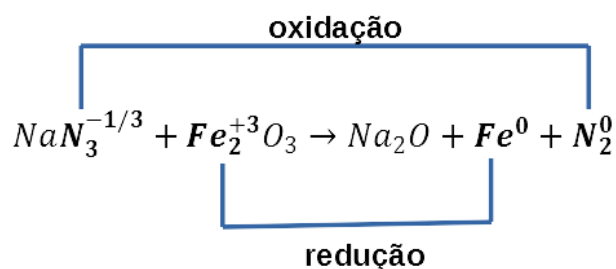
- a) 1/2
- b) 1
- c) 3/2
- d) 3
- e) 9

### Comentários

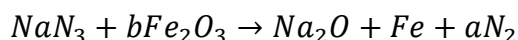
O azoteto de sódio se decompõe diante de centelha elétrica liberando sódio metálico (Na) e nitrogênio gasoso. Diante de óxido de ferro, o sódio metálico reage absorvendo oxigênio.



Essa reação envolve oxirredução. Marcaremos os números de oxidação dos elementos que se oxidam ou se reduzem.



A questão pediu a proporção entre  $N_2$  e  $Fe_2O_3$  que é dada pela proporção estequiométrica. Para isso, precisamos somente balancear a reação. Pelo método da Oxirredução, notamos que todo o ferro em  $Fe_2O_3$  se reduz e todo o nitrogênio em  $N_2$  se oxida, portanto, podemos usar diretamente esses coeficientes.

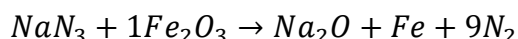


Agora, basta usar o princípio de que o número de elétrons ganhos é igual ao número de elétrons perdidos.

<i>(número de átomos de Fe). elétrons ganhos por cada átomo</i>		<i>(número de átomos de N). elétrons perdidos por cada átomo</i>
$(2b) \cdot 3$	=	$2a \cdot \left(\frac{1}{3}\right)$
<b>Número de elétrons ganhos</b>	=	<b>Número de elétrons perdidos</b>

$$b \cdot 3 = 2a \cdot \left(\frac{1}{3}\right) \therefore \frac{a}{b} = \frac{2 \cdot 3 \cdot 3}{2} = 9$$

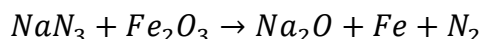
Portanto, já podemos colocar os coeficientes na equação. Fazendo  $b = 1$ .



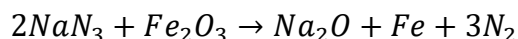
A relação molar que foi pedida é dada pela relação entre os coeficientes estequiométricos.

$$\frac{n_{N_2}}{9} = \frac{n_{Fe_2O_3}}{1} \therefore \frac{n_{N_2}}{n_{Fe_2O_3}} = 9$$

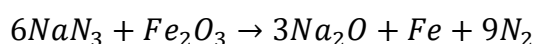
Outra forma de resolver é balancear pelo método de tentativas. Voltemos à reação não-balanceada original.



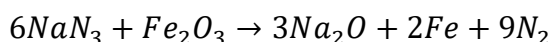
Precisamos somente balancear a equação. Para isso, podemos observar que o nitrogênio só está presente em dois elementos. Portanto, podemos colocar coeficientes convenientes.



Notamos que o sódio já está balanceado. Para balancear o oxigênio, precisamos colocar o coeficiente 3 em  $Na_2O$ . Porém, para isso, seria mais conveniente, multiplicar todo o restante da equação por 3.

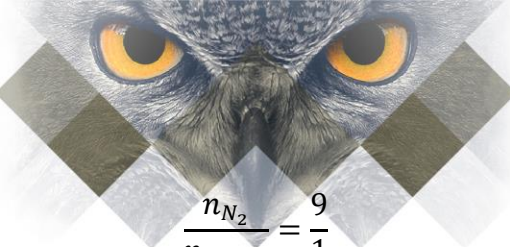


Agora, para balancear a equação, precisamos apenas balancear o ferro.



A razão molar que foi pedida depende unicamente dos coeficientes estequiométricos.




$$\frac{n_{N_2}}{n_{Fe_2O_3}} = \frac{9}{1}$$

Portanto, a razão pedida é igual a 9.

### Gabarito: E

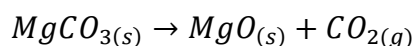
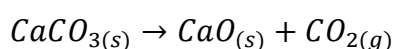
#### 15. (ITA – 2001)

A calcinação de 1,42g de uma mistura sólida constituída de  $CaCO_3$  e  $MgCO_3$  produziu um resíduo sólido que pesou 0,76g e um gás. Com essas informações, qual das opções a seguir é a relativa à afirmação CORRETA?

- a) borbulhando o gás liberado nessa calcinação em água destilada contendo fenolftaleína, com o passar do tempo, a solução irá adquirir uma coloração rósea.
- b) a coloração de uma solução aquosa, contendo fenolftaleína, em contato com o resíduo sólido é incolor.
- c) o volume ocupado pelo gás liberado devido à calcinação da mistura, nas CNTP, é de 0,37L.
- d) a composição da mistura sólida inicial é de 70% (m/m) de  $CaCO_3$  e 30% (m/m) de  $MgCO_3$ .
- e) o resíduo sólido é constituído pelos carbetos de cálcio e magnésio

### Comentários

As reações de calcinação para os carbonatos de cálcio e magnésio são semelhantes e liberam  $CO_2(g)$ .



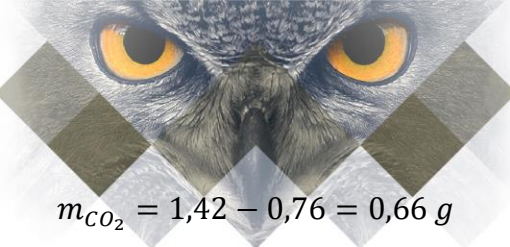
Note que as reações já estão balanceadas dessa forma.

O gás liberado na calcinação é o  $CO_2$  que é um óxido ácido, portanto, ele não torna rosa a solução de fenolftaleína. Portanto, a letra a) está errada.

O resíduo sólido é formado por óxidos básicos, portanto, ao interagir com a fenolftaleína, produzirão uma solução rosa. Portanto, a letra b) está errada.

A letra e) está errada, porque os resíduos são os óxidos de cálcio e magnésio, não os carbetos, que seriam  $CaC_2$  e  $MgC_2$ .

Para avaliar a composição da mistura, podemos, primeiramente, obter a massa de gás liberada, que corresponde à diferença entre as massas de sólidos, devido à Lei de Lavoisier.


$$m_{CO_2} = 1,42 - 0,76 = 0,66 \text{ g}$$

Podemos obter, agora, o número de mols desse gás que foi produzido na reação. Basta, para isso, dividir pela massa molar.

$$M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

$$n_{CO_2} = \frac{\text{massa de } CO_2}{\text{massa molar de } CO_2} = \frac{0,66}{44} = 0,015$$

Observe que cada uma das duas reações químicas libera exatamente 1 mol de  $CO_2$  para cada mol do carbonato sólido. Como o número de mols de  $CO_2$  total é igual à soma do  $CO_2$  em cada uma das reações, tem-se:

$$n_{CO_2} = n_{CaCO_3} + n_{MgCO_3} = 0,015$$

Perceba que temos duas incógnitas. Para facilitar podemos fazer uma substituição de variáveis. Considere:

$$x = n_{CaCO_3}$$

$$y = n_{MgCO_3}$$

Já temos que:

$$x + y = 0,015$$

Agora, podemos fazer um raciocínio semelhante para a massa total da mistura inicial, que é composto por parte de  $CaCO_3$  e parte de  $MgCO_3$ .

$$m_{\text{inicial}} = m_{CaCO_3} + m_{MgCO_3} = 1,42$$

As massas de carbonato de cálcio e magnésio podem ser obtidas multiplicando o número de mols de cada um encontrado na mistura pela respectiva massa molar. Primeiramente, calculemos as massas molares.

$$M_{CaCO_3} = 1.40 + 1.12 + 3.16 = 40 + 12 = 48 = 100$$

$$M_{MgCO_3} = 1.24 + 1.12 + 3.16 = 24 + 12 + 48 = 84$$

Dessa maneira, temos que:

$$n_{CaCO_3} \cdot 100 + m_{MgCO_3} \cdot 84 = 1,42$$

Fazendo a substituição de variáveis que já havíamos começado a trabalhar.

$$100x + 84y = 0,76$$

Temos, portanto, um sistema de duas equações e duas incógnitas.

$$x + y = 0,015$$

$$100x + 84y = 1,42$$

Podemos multiplicar a primeira equação por 84.

$$84x + 84y = 0,015.84 = 1,26$$

$$100x + 84y = 1,42$$

Subtraindo a primeira equação da segunda, temos:

$$100x - 84x = 1,42 - 1,26$$

$$16x = 0,16 \therefore x = \frac{0,16}{16} = 0,01 \text{ mol}$$

De posse do número de mols de calcário na mistura original, podemos calcular a sua composição. Para saber a massa de calcário, basta multiplicar esse número pela massa molar.

$$m_{CaCO_3} = 0,01.100 = 1,00 \text{ g}$$

Dessa maneira, o teor de calcário na mistura é:

$$\%CaCO_3 = \frac{1}{1,42} \cong 0,70 = 70\%$$

O teor de  $MgCO_3$  na mistura, portanto, equivale aos outros 30% do material.

### Gabarito: D

#### 16. (ITA – 2005)

Vidro de janela pode ser produzido por uma mistura de óxido de silício, óxido de sódio e óxido de cálcio, nas seguintes proporções (% m/m): 75, 15 e 10, respectivamente.

Os óxidos de cálcio e de sódio são provenientes da decomposição térmica de seus respectivos carbonatos.

Para produzir 1,00 kg de vidro, quais são as massas de óxido de silício, carbonato de sódio e carbonato de cálcio que devem ser utilizadas? Mostre os cálculos e as equações químicas balanceadas de decomposição dos carbonatos.

### Comentários

Trata-se de uma questão bastante trabalhosa, como muitas de Estequiometria. Nesse tipo de questão, eu recomendo que você saiba bem o que está fazendo, seja paciente e siga o passo a passo.

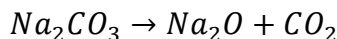
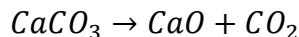
Para produzir 1 kg (ou 1000 g) de vidro, são necessárias as seguintes massas dos óxidos que o compõem.

$$m_{SiO_2} = 0,75.1000 = 750 \text{ g}$$

$$m_{Na_2O} = 0,15.1000 = 150 \text{ g}$$

$$m_{CaO} = 0,10.1000 = 100 \text{ g}$$

Podemos escrever as reações de decomposições térmicas dos carbonatos de sódio e cálcio.



Note que essas reações já estão balanceadas e seguem a proporção 1:1 entre o carbonato e o óxido. Portanto, podemos relacionar bem facilmente as massas necessárias, pois elas são proporcionais às massas molares.

$$\frac{m_{CaCO_3}}{M_{CaCO_3}} = \frac{m_{CaO}}{M_{CaO}} \therefore m_{CaCO_3} = \frac{M_{CaCO_3}}{M_{CaO}} \cdot m_{CaO} \text{ (I)}$$

$$\frac{m_{Na_2CO_3}}{M_{Na_2CO_3}} = \frac{m_{Na_2O}}{M_{Na_2O}} \therefore m_{Na_2CO_3} = \frac{M_{Na_2CO_3}}{M_{Na_2O}} \cdot m_{Na_2O} \text{ (II)}$$

Sendo assim, para calcular as massas dos carbonatos, é necessário calcular as massas molares dessas quatro espécies químicas. Então, mãos à obra.

$$M_{CaCO_3} = 1.40 + 1.12 + 3.16 = 40 + 12 + 48 = 100$$

$$M_{CaO} = 1.40 + 1.16 = 40 + 16 = 56$$

$$M_{Na_2CO_3} = 2.23 + 1.12 + 3.16 = 46 + 12 + 48 = 106$$

$$M_{Na_2O} = 2.23 + 1.16 = 46 + 16 = 62$$

Agora, basta fazer as contas que já estavam preparadas nas equações (I) e (II).

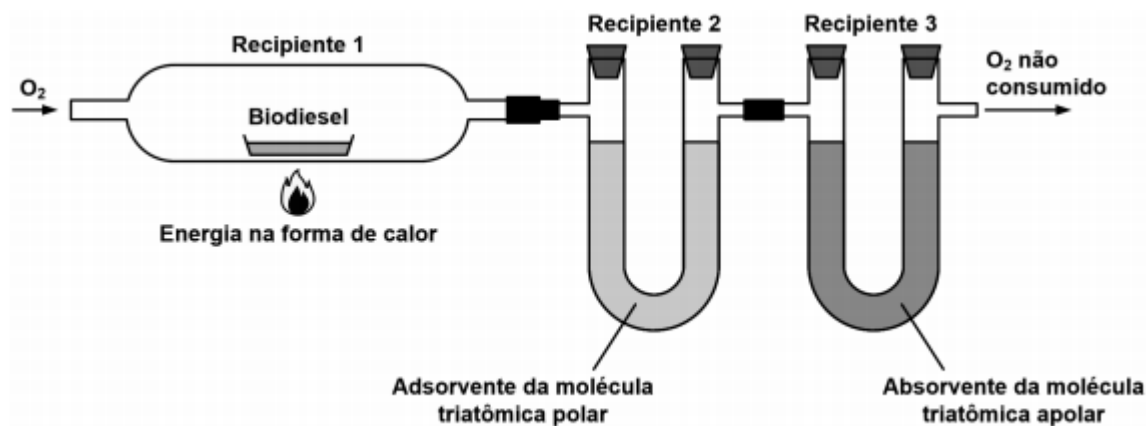
$$m_{CaCO_3} = \frac{M_{CaCO_3}}{M_{CaO}} \cdot m_{CaO} = \frac{100}{56} \cdot 100 \cong 179 \text{ g}$$

$$m_{Na_2CO_3} = \frac{M_{Na_2CO_3}}{M_{Na_2O}} \cdot m_{Na_2O} = \frac{106}{62} \cdot 150 \cong 256 \text{ g}$$

**Gabarito: 750 g de  $SiO_2$ ; 179 g de  $CaCO_3$ ; 256 g de  $Na_2CO_3$**

## 17. (IME – 2016 – 1ª Fase)

Uma amostra de 59,6 g de biodiesel ( $C_xH_yO_z$ ) passa por um processo de combustão completa no recipiente 1 conforme a representação a seguir.



Nesse processo, foram admitidos 264,0 g de oxigênio, sendo rejeitados na forma de oxigênio não consumido, 88,0 g. Observou-se ainda que, no recipiente 2, um acréscimo de massa de 68,4 g e, no recipiente 3, um acréscimo de massa de 167,2 g.

A alternativa que apresenta a fórmula molecular do biodiesel compatível com as informações apresentadas anteriormente é:

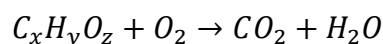
(Massas molares: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; C = 12 g/mol)

- a)  $C_{20}H_{36}O_2$
- b)  $C_{19}H_{38}O_2$
- c)  $C_{16}H_{28}O$
- d)  $C_{19}H_{28}O_4$
- e)  $C_{16}H_{22}O_4$

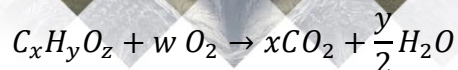
### Comentários

Note que a prova do IME cometeu uma imprecisão, porque as análises de combustão dão subsídio apenas para revelar a fórmula mínima do composto, não sendo capazes de revelar a fórmula molecular. Mas, você não vai brigar com a questão, não é mesmo?

A combustão completa do biodiesel libera dióxido de carbono ( $CO_2$ ) e água ( $H_2O$ ).



Balanceando a equação, temos:



Interpretando o enunciado, temos que o recipiente 2 absorveu a massa de água, que é polar, enquanto que o recipiente 3 absorveu a massa de dióxido de carbono, que é apolar.

Dessa maneira, temos que a massa absorvida de água foi de 68,4 g e que a massa absorvida de CO<sub>2</sub> foi de 167,2 g. Podemos, então, calcular os números de mols referentes a essas massas. Basta dividir pela massa molar. Então, primeiramente, calculemos as massas molares.

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 12 + 32 = 44$$

Agora, vamos aos cálculos dos números de mols.

$$n_{H_2O} = \frac{\text{massa de } H_2O}{\text{massa molar de } H_2O} = \frac{68,4}{18} = 3,8 \text{ mol}$$

$$n_{CO_2} = \frac{\text{massa de } CO_2}{\text{massa molar de } CO_2} = \frac{167,2}{44} = 3,8 \text{ mol}$$

Os números de mols produzidos de água e de dióxido de carbono devem seguir a proporção estequiométrica. Observando que os coeficientes referentes a essa substância são, respectivamente, y/2 e x, podemos escrever:

$$\frac{n_{H_2O}}{y/2} = \frac{n_{CO_2}}{x}$$

$$\frac{3,8}{\frac{y}{2}} = \frac{3,8}{x} \therefore \frac{y/2}{x} = \frac{3,8}{3,8} = 1$$

$$\therefore \frac{y}{x} = \frac{2}{1}$$

Observe que a fórmula mínima do biodiesel é C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>O<sub>z</sub> e que y é igual ao dobro de x. Olhando as alternativas, somente na letra B, essa situação acontece. Portanto, você poderia economizar bastante tempo precioso de prova já marcando aqui a letra B. Porém, nesse material, vamos continuar resolvendo a questão, pois você ainda pode treinar muita Estequiometria com ela.

Podemos calcular o número de mols do biodiesel.

$$n_{bio} = \frac{59,6}{12x + 1y + 16z}$$

Pela proporção estequiométrica, temos que:

$$\frac{n_{bio}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{x}$$

Segue, portanto, que:



$$\frac{59,6}{12x + 1y + 16z} = \frac{3,8}{x}$$

$$\therefore \frac{x}{12x + y + 16z} = \frac{3,8}{59,6}$$

$$\frac{x}{12x + 2x + 16z} = \frac{3,8}{59,6}$$

$$\frac{x}{14x + 16z} = \frac{3,8}{59,6}$$

Podemos multiplicar por 14 em cima e em baixo:

$$\frac{14x}{14x + 16z} = \frac{3,8 \cdot 14}{59,6} = \frac{53,2}{59,6}$$

Aplicando as propriedades da razão e proporção.

$$\frac{14x}{16z} = \frac{53,2}{59,6 - 53,2} = \frac{53,2}{6,4}$$

Podemos agora obter a razão z/x:

$$\frac{x}{z} = \frac{53,2 \cdot 16}{14 \cdot 6,4}$$

Colocando um zero e simplificando:

$$\frac{x}{z} = \frac{532 \cdot 16}{14 \cdot 64} = 38 \cdot \frac{1}{4} = \frac{19}{2}$$

$$\therefore \frac{x}{19} = \frac{z}{2}$$

Portando, podemos assumir um coeficiente arbitrário  $z = 2$  e temos:

$$x = \frac{19 \cdot 2}{2} = 19$$

$$y = 2x = 2 \cdot 19 = 38$$

Sendo assim, a fórmula mínima do biodiesel é  $C_{19}H_{38}O_2$ .

**Gabarito: B**

**18. (IME – 2011)**

Sabendo que 18,0g de um elemento X reagem exatamente com 7,75g de oxigênio para formar um composto de fórmula  $X_2O_5$ , a massa de um mol de X é:

- a) 99,2 g
- b) 92,9 g
- c) 74,3 g
- d) 46,5 g
- e) 18,6 g

**Comentários**

Devido à estequiometria do composto formado, a proporção molar do composto X e de átomos de oxigênio na mistura deve ser exatamente 2:5. Podemos anotar, portanto:

$$\frac{n_X}{2} = \frac{n_O}{5}$$

O número de mols do elemento X e dos átomos de oxigênio pode ser obtido diretamente pela massa reagente dividida pela massa molar de cada elemento em apreço.

$$n_X = \frac{18,0}{M_X}$$

$$n_O = \frac{7,75}{16}$$

Agora, podemos utilizar a proporção estequiométrica.

$$n_X = \frac{2}{5} n_O$$

$$n_X = \frac{18,0}{M_X} = \frac{2}{5} \frac{7,75}{16}$$

$$\therefore M_X = \frac{18 \cdot 5 \cdot 16}{2 \cdot 7,75} = \frac{18 \cdot 5 \cdot 16}{15,5}$$

Para facilitar as contas, podemos multiplicar o denominador por 2

$$M_X = \frac{18 \cdot 10 \cdot 16}{31}$$

Como não há nenhum fator em comum para simplificar, o jeito é fazer a conta.

$$M_X = \frac{2880}{31} \cong 92,9 \text{ g/mol}$$

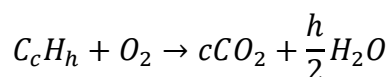
**Gabarito: B**

**19. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Uma amostra de 0,50g de um hidrocarboneto (composto formado por apenas carbono e hidrogênio) foi queimada na presença de oxigênio obtendo-se 1,65g de dióxido de carbono e 0,45g de água. Determine o percentual de carbono em massa no hidrocarboneto.

**Comentários**

Escreveremos o hidrocarboneto como  $C_cH_h$



A massa de carbono no hidrocarboneto pode ser obtida como o produto entre o teor de carbono no composto e a massa total do hidrocarboneto.

$$m_{\text{carbono antes}} = \%C \cdot 0,50$$

O percentual de carbono no dióxido de carbono é dado por:

$$\%C = \frac{\text{porção de carbono}}{\text{massa total de } CO_2} = \frac{1 \cdot 12}{1 \cdot 12 + 2 \cdot 16} = \frac{12}{12 + 32} = \frac{12}{44}$$

Analogamente, a massa de carbono no dióxido de carbono é igual ao produto entre o teor de carbono no  $CO_2$  e a massa total de  $CO_2$  liberada.

$$m_{\text{carbono depois}} = \frac{12}{44} \cdot 1,65$$

Devido à Lei da Conservação das Massas, a massa de carbono deve se conservar, portanto:

$$m_{\text{carbono antes}} = m_{\text{carbono depois}}$$

$$\%C \cdot 0,50 = \frac{12}{44} \cdot 1,65$$

$$\%C = \frac{12 \cdot 1,65}{44 \cdot 0,50} = \frac{12 \cdot 1,65}{22} = \frac{6 \cdot 1,65}{11} = 6,0,15 = 0,9 = 90\%$$

O teor de carbono no hidrocarboneto é igual a 90%. Porém, poderíamos ir além e descobrir a fórmula mínima desse hidrocarboneto. Para isso, basta escrever a expressão do teor de carbono.

$$\%C = \frac{\text{porção de carbono}}{\text{massa total de } C_cH_h} = \frac{12c}{12c + 1 \cdot h} = \frac{12c}{12c + h}$$

$$\frac{12c}{12c + h} = 0,9 = \frac{9}{10}$$

Podemos usar as propriedades da razão e proporção.

$$\frac{12c}{h} = \frac{9}{10 - 9} = \frac{9}{1}$$

$$\therefore \frac{c}{h} = \frac{9}{12} = \frac{3}{4}$$

Encontramos a proporção entre carbono e hidrogênio. Agora, podemos fazer  $c = 3$  e teremos  $h = 4$ . Portanto, a fórmula mínima do hidrocarboneto é  $C_3H_4$ .

**Gabarito: 90%**

## 20. (Olimpíada Norte-Nordeste de Química – 2006 – adaptada)

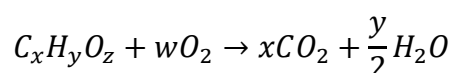
Um composto orgânico A contém apenas C, H e O. A combustão completa de 0,749g de A produz 1,124g de dióxido de carbono e 0,306 g de água. A massa molar do composto A, determinada por espectrometria de massas, é 176 g/mol.

a) Determine a fórmula empírica de A.

b) Determine a fórmula molecular de A.

### Comentários

Deixaremos a fórmula molecular desse composto em função de coeficientes a serem determinados  $C_xH_yO_z$ . A combustão desse composto orgânico é dada pela reação:



Podemos começar calculando os números de mols de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) e água ( $H_2O$ ) que foram produzidos nessa reação. Para isso, primeiramente, calcularemos as massas molares.

$$M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

A seguir, dividiremos as massas formadas pela respectiva massa molar.

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{1,124}{44} \cong 0,026 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{0,306}{18} = 0,017 \text{ mol}$$

Sabemos que o número de mols dessas duas espécies químicas deve seguir à proporção dada por seus respectivos coeficientes estequiométricos, que são  $x$  e  $y/2$ .

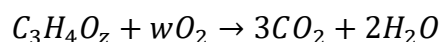
$$\frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{n_{H_2O}}{y/2}$$

$$\frac{0,026}{x} = \frac{0,017}{y/2} \therefore \frac{x}{y/2} = \frac{0,026}{0,017} \cong 1,5$$

Portanto, já temos uma proporção aproximada para  $x$  e  $y$ :

$$\frac{x}{y/2} = \frac{3}{2} \therefore \frac{2x}{y} = \frac{3}{2} \therefore \frac{x}{y} = \frac{3}{4}$$

Podemos, portanto, associar  $x = 3$  e  $y = 4$  para termos a razão  $\frac{3}{4}$ . É importante observar que esses termos se referem à fórmula empírica ou fórmula mínima, pois a análise de combustão não revela a fórmula molecular. Atualizando a equação de combustão, temos:



O número de mols do composto orgânico A pode ser calculado pela proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{C_3H_4O_z}}{1} = \frac{n_{H_2O}}{2} = \frac{0,017}{2} = 0,0085$$

O número de mols também pode ser obtido como a razão entre a massa e a massa molar.

$$n_{C_3H_4O_z} = \frac{m_{C_3H_4O_z}}{M_{C_3H_4O_z}}$$

Daí, podemos calcular a massa da fórmula mínima desse composto.

$$M_{C_3H_4O_z} = \frac{m_{C_3H_4O_z}}{n_{C_3H_4O_z}} = \frac{0,749}{0,0085} = \frac{7490}{85} \cong 88 \text{ g/mol}$$

A massa da fórmula mínima, por sua vez, pode ser obtida como:

$$M_{C_3H_4O_z} = 88$$

$$3 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + z \cdot 16 = 88$$

$$36 + 4 + 16z = 88$$

$$16z = 88 - 36 - 4 = 48$$

$$\therefore z = \frac{48}{16} = 3$$

Dessa maneira, a fórmula empírica de A é  $C_3H_4O_3$ .

A sua fórmula molecular pode ser obtida a partir da fórmula mínima, pois é um múltiplo dela ( $C_{3n}H_{4n}O_{3n}$ ). Como sabemos a massa molar, podemos fazer:


$$M_{\text{fórmula molecular}} = M_{\text{fórmula mínima}} \cdot n$$

$$176 = 88n \therefore n = \frac{176}{88} = 2$$

Dessa maneira, devemos multiplicar a fórmula mínima por 2 para obter a fórmula molecular do composto A. Sendo assim, a fórmula molecular de A é  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ .

**Gabarito: a)  $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ ; b)  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$**

---