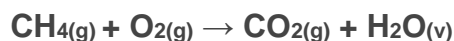


QUÍMICA GERAL I – AULA 9 – NONA LISTA DE EXERCÍCIOS
Balanceamento de massas de equações químicas

1 - Toda reação de combustão envolve a presença de gás oxigênio (comburente) e um combustível que é queimado. Quando o combustível é um composto orgânico, a reação completa sempre produz gás carbônico e água. Abaixo temos a equação química que representa a reação de combustão completa do gás metano:



Quais são os menores coeficientes que tornam essa equação corretamente balanceada?

Resposta:

1,2,1 e 2.

2 - Relacione abaixo os coeficientes (coluna B) que tornam as equações químicas de combustão completa (coluna A) corretamente balanceadas:

Coluna A:

- I. $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{v})$
- II. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{v}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{v})$
- III. $\text{CH}_4\text{O}(\text{v}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{v})$
- IV. $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}(\text{v}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{v})$

Coluna B:

- A- 2, 3, 2, 4
- B- 1, 3, 2, 3
- C- 1, 5, 3, 4
- D- 2, 11, 8, 8

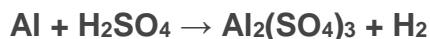
A relação correta é dada por:

- a) I-B, II-A, III-D, IV-C
- b) I-D, II-B, III-D, IV-C
- c) I-A, II-C, III-C, IV-D
- d) I-C, II-D, III-A, IV-B
- e) I-C, II-B, III-A, IV-D

Resposta:

Alternativa e)

3 - A equação



mostra que:

- a) A reação não está balanceada.
- b) Há maior quantidade de átomos de alumínio nos produtos que nos reagentes.
- c) Os coeficientes que ajustam a equação são: 2,3,1 e 3.

d) A massa dos reagentes não é igual a dos produtos.

Resposta:

Alternativa: todas corretas

a) Do jeito que apareceu no enunciado, essa equação não está balanceada, pois, no primeiro membro, temos 1 átomo de alumínio, 4 átomos de oxigênio e 1 átomo de enxofre, enquanto no segundo membro temos 2 átomos de alumínio, 12 átomos de oxigênio e 3 átomos de enxofre.

b) Como dito no item anterior, a quantidade de átomos de alumínio nos produtos é maior (2 átomos) que nos reagentes (1 átomo).

c) Veja que os coeficientes são exatamente esses por meio do balanceamento abaixo:

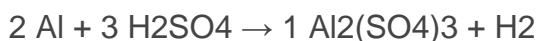
* Realizando o balanceamento da equação, começamos pelo elemento que aparece em apenas uma substância em um dos membros. Mas isso acontece com todos, então vamos começar pelo alumínio do segundo membro, que é o que possui maior índice:



* Visto que temos 2 átomos de alumínio no segundo membro, o coeficiente desse elemento no primeiro membro será 2:



* Observamos também que, no segundo membro, temos 3 átomos de enxofre, então esse será o coeficiente colocado para ele no primeiro membro:



* Temos então 6 átomos de hidrogênio no primeiro membro e, portanto, o coeficiente do hidrogênio no segundo membro será 3:



* Confirmamos que o balanceamento está correto com o oxigênio, que realmente possui a mesma quantidade de átomos (12) nos dois membros.

d) Visto que não está balanceada, a massa nos reagentes não é igual a dos produtos.

4 - Considere as equações:



A sequência correta dos coeficientes dos reagentes e produtos necessários para o balanceamento estequiométrico dessas equações é:

- I II III
- a) 6,3,3,2 / 1,2,1,1 / 2,1,2,2,2
b) 1,6,2,3 / 2,1,1,1 / 1,1,2,1,1
c) 1,3,3,2 / 2,1,2,2 / 1, 2,1,1,1

- d) 6,1,2,3 / 2,1,2,2 / 2,1,2,2,2
 e) 1,6,2,3 / 1,2,1,1 / 1, 2,1,1,1

Resposta:

Alternativa e)

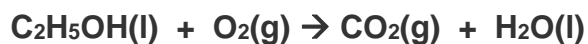
5 - Qual das equações abaixo está balanceada de forma incorreta:

- a) $1 \text{ KClO}_4 \rightarrow 1 \text{ KCl} + 2 \text{ O}_2$
 b) $2 \text{ Fe} + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1 \text{ Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{ H}_2$
 c) $1 \text{ C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \rightarrow 12 \text{ C} + 11 \text{ H}_2\text{O}$
 d) $2 \text{ C}_2\text{H}_4\text{O} + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$
 e) $2 \text{ NaHCO}_3 \rightarrow 1 \text{ Na}_2\text{CO}_3 + 1 \text{ CO}_2 + 1 \text{ H}_2\text{O}$

Resposta:

Alternativa b)

6 – O álcool combustível queima de acordo com a seguinte reação:



- a) Torne balanceada a reação de queima do etanol.
 b) Quantos mols de CO₂ são produzidos quando 3,00 mol de C₂H₅OH são queimados de acordo com a reação dada?
 c) Quantos gramas de CO₂ se produzem na combustão de 3,00 g de C₂H₅OH?
 d) Quantas moléculas de O₂ teriam que reagir para formar 2,7x10²³ moléculas de H₂O?

Resposta:

- a) Torne balanceada a reação de queima do etanol.



- b) Quantos mols de CO₂ são produzidos quando 3,00 mol de C₂H₅OH são queimados de acordo com a reação dada?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH} \text{ -----} 2 \text{ mol de CO}_2 \\ 3 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH} \text{ -----} x \\ x = 3 \times 2 \text{ mol de CO}_2 \\ x = 6 \text{ mol de CO}_2 \end{array}$$

- c) Quantos gramas de CO₂ se produzem na combustão de 3,00 g de C₂H₅OH?

$$\begin{array}{l} 46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH} \text{ -----} (2 \times 44) \text{ g de CO}_2 \\ 3,00 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH} \text{ -----} x \end{array}$$

$$46x = 3,00 \times 88 \text{ g de CO}_2$$

$$x = (3,00 \times 88) / 46 \text{ g de CO}_2$$

$$x = 5,74 \text{ g de CO}_2$$

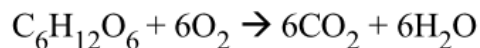
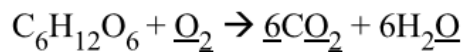
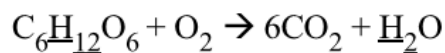
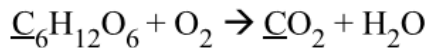
- d) Quantas moléculas de O₂ seriam necessárias para queimar 2,70x10²⁷ moléculas de C₂H₅OH?
- $$3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de O}_2 \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$
- $$x \text{ ----- } 2,70 \times 10^{27} \text{ moléculas de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$
- $$6,02 \times 10^{23} \times x = 3 \times 6,02 \times 10^{23} \times 2,70 \times 10^{27} \text{ moléculas de O}_2$$
- $$x = 8,1 \times 10^{27} \text{ moléculas de O}_2$$

7 - A glicose C₆H₁₂O₆ reage com oxigênio para formar CO₂ e H₂O.

- a) Escreva a reação balanceada de combustão da glicose
 b) Qual a massa de oxigênio (em gramas) necessária para reagir completamente com 25,0 g de glicose?
 c) Quais são as massas de dióxido de carbono e água formadas pela reação do item b)?

Resposta:

a)



b)

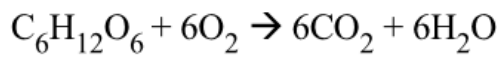
$$MM \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = (6 \times 12,0107) + (12 \times 1,00794) + (6 \times 15,9994) = 180,156 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } 180,156 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$x \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } 25,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$x = 0,139 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Segundo a reação 1 mol de glicose reage com 6 moles de oxigênio



$$1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } 6 \text{ mol } \text{O}_2$$

$$0,139 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } x \text{ mol } \text{O}_2$$

$$x = 0,833 \text{ mol } \text{O}_2$$

$$1 \text{ mol } \text{O}_2 \text{ --- } (2 \times 15,9994) \text{ g } \text{O}_2$$

$$0,833 \text{ mol } \text{O}_2 \text{ --- } x \text{ g } \text{O}_2$$

$$x = 26,6 \text{ g } \text{O}_2$$

c)

$$44,0095 \text{ g } \text{CO}_2 \text{ --- } 1 \text{ mol } \text{CO}_2$$

$$x \text{ g } \text{CO}_2 \text{ --- } 0,833 \text{ mol } \text{CO}_2$$

$$x = 36,6 \text{ g } \text{CO}_2$$

$$18,01528 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \text{ --- } 1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$x \text{ g } \text{H}_2\text{O} \text{ --- } 0,833 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$x = 15,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

8 - Calcule a composição percentual do estradiol, C₁₈H₂₄O₂

Resposta:

Porcentagem de C:

$$272 \text{ g} \text{ ----- } 100 \%$$

$$216 \text{ g de C} \text{ ----- } x$$

$$272 x = 216 \times 100 \% \text{ de C}$$

$$x = \frac{216 \times 100}{272} = 79,4 \% \text{ de C}$$

Porcentagem de H:

$$272 \text{ g} \text{ ----- } 100 \%$$

$$24 \text{ g de H} \text{ ----- } x$$

$$272 x = 24 \times 100 \% \text{ de H}$$

$$x = \frac{24 \times 100}{272} = 8,8 \% \text{ de H}$$

Porcentagem de O:

$$272 \text{ g} \text{ ----- } 100 \%$$

$$32 \text{ g de O} \text{ ----- } x$$

$$272 x = 32 \times 100 \% \text{ de O}$$

$$x = \frac{32 \times 100}{272} = 11,8 \% \text{ de O}$$

9 - Uma amostra desconhecida foi analisada por um estudante que constatou que a amostra era composta apenas por nitrogênio (26,17 %), cloro (66,36 %) e hidrogênio (7,47 %). Dê a fórmula mínima deste composto.

Resposta:

$$N = \frac{26,17 \text{ g}}{100} \times \frac{1 \text{ mol de N}}{14 \text{ g}} = 0,0187 \text{ mol de N} \div 0,0187 = 1$$

$$Cl = \frac{66,36 \text{ g}}{100} \times \frac{1 \text{ mol de Cl}}{35,5 \text{ g}} = 0,0187 \text{ mol de Cl} \div 0,0187 = 1$$

$$H = \frac{7,47 \text{ g}}{100} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g}} = 0,0747 \text{ mol de H} \div 0,0187 = 4$$

Fórmula mínima = NH₄Cl

10 - O peróxido de hidrogênio e a água são duas substâncias compostas apenas por hidrogênio e oxigênio, nas proporções de 1:1 (H:O) e 2:1 (H:O), respectivamente. Apresente a fórmula empírica e molecular de cada uma

das substâncias sabendo que a massa molecular da água é 18 g/mol e do peróxido de hidrogênio é 34 g/mol.

Resposta:

De acordo com a proporção dada, encontramos a fórmula empírica:

Peróxido de hidrogênio: 1:1 (H:O) = HO

Água: 2:1 (H:O) = H₂O

Para encontrar a fórmula molecular encontramos a massa da fórmula empírica e dividimos a massa molecular pela massa da fórmula empírica:

Peróxido de hidrogênio: HO = 17 g

$$34 \div 17 = 2$$

Fórmula molecular: HO (x 2) = H₂O₂

Água: H₂O = 18 g

$$18 \div 18 = 1$$

Fórmula molecular: H₂O (x 1) = H₂O

11 - Dê a fórmula molecular do composto que possui fórmula mínima NO₂ e massa molecular igual a 92,02 g/mol.

Resposta:

Sendo a fórmula mínima NO₂, calcula-se a massa da fórmula mínima:

NO₂ = 46 g aproximadamente

Divide-se a massa molecular pela massa mínima:

$$92,02 \text{ g} \div 46 \text{ g} = 2$$

Portanto, a fórmula molecular é duas vezes a fórmula mínima:

Fórmula molecular = NO₂ (x 2) = N₂O₄

12 - Determine a fórmula empírica e molecular para o etileno glicol, sabendo que ele é composto por 38,7 % de C, 9,7 % de H e 51,6 % de O e sua massa molecular é 62,1 g/mol.

Resposta:

$$C = \frac{38,7 \text{ g}}{100} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g}} = 0,0323 \text{ mol de C} \div 0,0323 = 1$$

$$H = \frac{9,7 \text{ g}}{100} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g}} = 0,0970 \text{ mol de H} \div 0,0323 = 3$$

$$O = \frac{51,6 \text{ g}}{100} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g}} = 0,0323 \text{ mol de O} \div 0,0323 = 1$$

Fórmula empírica = CH₃O

Para encontrar a fórmula molecular calculamos a massa da fórmula empírica e dividimos a massa molecular pela massa da fórmula empírica:

Massa da fórmula empírica = 31 g

62,1 ÷ 31 = 2 aproximadamente, o que significa que a fórmula molecular é duas vezes a fórmula empírica.

Fórmula molecular = CH₃O (x 2) = C₂H₆O₂

13 - O butirato de etila, responsável pelo odor característico do abacaxi, é composto apenas por carbono, hidrogênio e oxigênio. A combustão de 4,17 mg de butirato de etila produz 9,48 mg de CO₂ e 3,87 mg de H₂O. Qual a fórmula mínima deste composto?

Resposta:

Massa de C:

44 g de CO₂ ----- 12 g de C

9,48x10⁻³ g de CO₂ ----- x

$$44 x = 12 \times 9,48 \times 10^{-3} \text{ g de C}$$

$$x = \frac{12 \times 9,48 \times 10^{-3}}{44} \text{ g de C}$$

$$x = 2,59 \times 10^{-3} \text{ g de C}$$

Massa de H:

18 g de H₂O ----- 2 g de H

3,87x10⁻³ g de H₂O ----- x

$$18x = 2 \times 3,87 \times 10^{-3} \text{ g de H}$$

$$x = \frac{2 \times 3,87 \times 10^{-3}}{18} \text{ g de H}$$

$$x = 4,30 \times 10^{-4} \text{ g de H}$$

Massa de O:

Massa total menos as massas de C e H:

$$\text{Massa de O} = 4,17 \times 10^{-3} \text{ g} - 2,59 \times 10^{-3} \text{ g de C} - 4,30 \times 10^{-4} \text{ g de H} = 1,15 \times 10^{-3} \text{ g de O}$$

Tendo as massas:

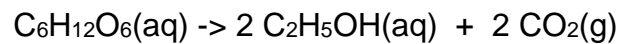
$$\text{C} = \frac{2,59 \times 10^{-3} \text{ g}}{1} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g}} = 2,16 \times 10^{-4} \text{ mol de C} \div 7,19 \times 10^{-5} = 3$$

$$\text{H} = \frac{4,30 \times 10^{-4} \text{ g}}{1} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g}} = 4,30 \times 10^{-4} \text{ mol de H} \div 7,19 \times 10^{-5} = 6$$

$$\text{O} = \frac{1,15 \times 10^{-3} \text{ g}}{1} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g}} = 7,19 \times 10^{-5} \text{ mol de O} \div 7,19 \times 10^{-5} = 1$$

Fórmula mínima = C₃H₆O

14 - A fermentação da glicose produz álcool etílico e dióxido de carbono:



- Quantos mols de CO₂ são produzidos quando 0,330 mol de C₆H₁₂O₆ são fermentados?
- Quantos gramas C₆H₁₂O₆ são necessários para produzir 2,00 mol de C₂H₅OH?
- Quantos gramas de CO₂ se desprendem quando 2 g de C₂H₅OH são produzidos?

Resposta:

- a) Quantos mols de CO_2 são produzidos quando 0,330 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ são fermentados? 0,660

1 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ----- 2 mol de CO_2

0,330 ----- x

$$x = 2 \times 0,330 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$x = 0,660 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

- b) Quantos gramas $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ são necessários para produzir 2,80 mol de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$? 180

180 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ----- 2 mol de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

x ----- 2,80 mol de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

$$2x = 180 \times 2,80 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$x = \frac{180 \times 2,80}{2} \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$x = 252 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

- c) Quantos gramas de CO_2 se desprendem quando 2,00 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ são produzidos? Qual o rendimento percentual da reação se a massa de CO_2 produzida for 1,57 g?

2 x 46 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ----- 2 x 44 g de CO_2

2,00 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ----- x

$$92x = 2,00 \times 2 \times 44 \text{ g de } \text{CO}_2$$

$$x = \frac{2,00 \times 2 \times 44}{92} \text{ g de } \text{CO}_2$$

$$x = 1,91 \text{ g de } \text{CO}_2$$

1,91 g de CO_2 ----- 100 %

1,57 g de CO_2 ----- x

$$1,91x = 1,57 \times 100 \%$$

$$x = \frac{1,57 \times 100}{1,91} \%$$

$$x = 82,2 \%$$

15 - A conversão do NH₃ a NO ocorre da seguinte forma: NH₃(g) + O₂(g) -> NO(g) + H₂O(g)

a) Torne a reação balanceada.

b) Quantos gramas de NO são formados quando 3,70 mol de NH₃ reagem?

c) Quando 1,50 g de NH₃ reagem com 1,85 g de O₂, quantos gramas de NO se formam? Qual dos reagentes está em excesso e quanto sobrá deste reagente após todo o reagente limitante ser consumido?

d) Quantos mols de H₂O serão formados quando 5,00 g de O₂ reagirem e o rendimento for de 80 %?

a) Torne a reação balanceada.



b) Quantos gramas de NO são formados quando 3,70 mol de NH₃ reagem?

4 x 30 g de NO ----- 4 mol NH₃

x ----- 3,70 mol de NH₃

$$4 x = 4 \times 30 \times 3,70 \text{ g de NO}$$

$$x = \frac{4 \times 30 \times 3,70}{4} \text{ g de NO}$$

$$x = 111 \text{ g de NO}$$

c) Quando 1,50 g de NH₃ reagem com 1,85 g de O₂, quantos gramas de NO se formam? Qual dos reagentes está em excesso e quanto sobrá deste reagente após todo o reagente limitante ser consumido?

4 x 17 g de NH₃ ----- 5 x 32 g de O₂

1,50 g de NH₃ ----- x

$$68 x = 1,50 \times 5 \times 32 \text{ g de O}_2$$

$$x = \frac{1,50 \times 5 \times 32}{68} \text{ g de O}_2$$

$$x = 3,53 \text{ g de O}_2$$

Isto mostra que para reagir com 1,50 g de NH₃ seriam necessários 3,53 g de O₂, portanto, o O₂ é o reagente limitante e o NH₃ o reagente em excesso.

Para saber quantos gramas de NO se formam utilizaremos os dados do reagente limitante:



$$160 x = 1,85 \times 4 \times 30 \text{ g de NO}$$

$$x = \frac{1,85 \times 4 \times 30}{160} \text{ g de NO}$$

$$x = 1,39 \text{ g de NO}$$

Para saber a massa do reagente em excesso que irá sobrar é necessário calcular a massa que será gasta:



$$160 x = 1,85 \times 4 \times 17 \text{ g de NH}_3$$

$$x = \frac{1,85 \times 4 \times 17}{160} \text{ g de NH}_3$$

$$x = 0,786 \text{ g de NH}_3$$

Massa restante = massa total fornecida – massa consumida

$$\text{Massa restante} = 1,50 - 0,786 = 0,714 \text{ g de NH}_3$$

d) Quantos mols de H₂O serão formados quando 5,00 g de O₂ reagirem e o rendimento for de 80 %?



$$160 x = 5,00 \times 6 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$x = \frac{5,00 \times 6}{160} \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$x = 0,188 \text{ mol de H}_2\text{O para 100 \% de rendimento}$$

Para 80 % de rendimento teremos:



$$100 x = 0,188 \times 80 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$x = \frac{0,188 \times 80}{100} \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$x = 0,150 \text{ mol de H}_2\text{O}$$