



UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Projeto Pró-Ensino de Química Geral

APOSTILA ESTEQUIOMETRIA

RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS

São Mateus/ES

2020

SUGESTÃO

Que tal testar seus conhecimentos de estequiometria de uma forma mais informal e divertida? [Aqui](#) você encontra um link para baixar o jogo Estequizz – balanceie equações, responda perguntas, e veja se você consegue chegar até o final!

QUESTÃO 1 (exer. 59. Cap. 3, BROWN, 2005, p. 98)

Os airbags automotivos enchem-se quando a azida de sódio, NaN_3 , decompõe-se rapidamente em seus elementos constituintes:



- Qual a quantidade de matéria de N_2 produzida pela decomposição de 2,50 mol de NaN_3 ?
- Quantos gramas de NaN_3 são necessários para formar 6,00 g de gás nitrogênio?

RESOLUÇÃO QUESTÃO 1

BALANCEAMENTO DE REAÇÃO

É de **extrema importância** que para os cálculos estequiométricos, a reação química esteja **balanceada**. Se os cálculos forem feitos fora da proporção estequiométrica, os resultados estarão incorretos. Você poderá encontrar um passo a passo detalhado de como fazer o balanceamento na [Apostila de Estequiometria](#) disponível no site do [Projeto de Ensino – Química Geral](#).

Primeiramente, devemos balancear a equação química de acordo com as regras estabelecidas na apostila de estequiometria:



- A questão está fazendo a relação entre a quantidade de número de mols de NaN_3 e de N_2 . Para isso, faremos uma relação estequiométrica (que pode ser feita usando uma regra de três) com as duas substâncias:

$$2 \text{ mols } \text{NaN}_3 \text{ --- } 3 \text{ mols } \text{N}_2$$

$$2,5 \text{ mols } \text{NaN}_3 \text{ --- } n \text{ N}_2$$

Fazendo uma multiplicação cruzada, temos:

$$n \text{ N}_2 = \frac{3 \text{ mols } \text{N}_2 \times 2,5 \text{ mols } \text{NaN}_3}{2 \text{ mols } \text{NaN}_3} = 3,75 \text{ mols de } \text{N}_2$$

Logo, serão formados 3,75 mols de N_2 a partir de 2,5 mols de NaN_3 .

- b) A alternativa b relaciona as quantidades em massa dos mesmos compostos que a alternativa a. Devemos, primeiramente, fazer a conversão do número de mols para massa. Para isso, utilizamos a massa molecular de cada composto através da seguinte fórmula:

$$\text{Número de mols} = \frac{\text{massa da amostra}}{\text{massa molecular}} \therefore n = \frac{m}{MM}$$

- ✓ Para o NaN_3 :

$$m \text{ NaN}_3 = 2 \text{ mols NaN}_3 \times 65 \frac{\text{g}}{\text{mol NaN}_3} = 130 \text{ g de NaN}_3$$

- ✓ Para o N_2 :

$$m \text{ N}_2 = 3 \text{ mols N}_2 \times 28 \frac{\text{g}}{\text{mol N}_2} = 84 \text{ g de N}_2$$

Tendo em mãos a conversão, podemos agora fazer a relação estequiométrica, respeitando a conversão estequiométrica determinada pela reação química:

$$\begin{array}{l} 130 \text{ g NaN}_3 \text{ --- } 84 \text{ g N}_2 \\ m \text{ NaN}_3 \text{ --- } 6 \text{ g N}_2 \end{array}$$

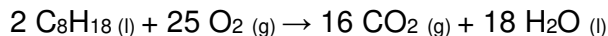
Fazendo a multiplicação cruzada, temos:

$$m \text{ NaN}_3 = \frac{130 \text{ g NaN}_3 \times 6 \text{ g N}_2}{84 \text{ g N}_2} = 9,28 \text{ g NaN}_3$$

Serão necessários 9,28 g de NaN_3 para a formação de 6 g de N_2 .

QUESTÃO 2 (exer. L7. Fundamentos, ATKINS, 2006, p. 105)

A combustão de um hidrocarboneto produz água e dióxido de carbono (por essa razão, nuvens de gota de água condensada são frequentemente vistas saindo do escapamento de automóveis, especialmente em dias frios. A massa específica da gasolina é 0,79 g/mL. Imagine que a gasolina está sendo representada pelo octano, C_8H_{18} , para o qual a reação de combustão é:



Calcule a massa de água produzida na combustão de 3,8 L de gasolina.

RESOLUÇÃO QUESTÃO 2

Como a quantidade de gasolina foi dada em unidade de volume, usamos a massa específica dada na questão para fazer a transformação de volume para massa:

$$\rho = \frac{m}{V} \therefore m = \rho \times V$$

$$m_{C_8H_{18}} = \rho_{C_8H_{18}} \times V = 0,79 \text{ g/mL} \times 3800 \text{ mL}$$
$$m_{C_8H_{18}} = 3002 \text{ g}$$

A partir disso, podemos fazer a relação estequiométrica respeitando a proporção (2:18) entre as massas dos compostos analisados. Fazendo a conversão entre número de mols e massa usando a relação:

$$\text{Número de mols} = \frac{\text{massa da amostra}}{\text{massa molecular}} \therefore n = \frac{m}{MM}$$

✓ Para o C_8H_{18} : $MM = 114 \text{ g/mol}$

$$m_{C_8H_{18}} = 2 \text{ mol } C_8H_{18} \times 114 \frac{\text{g}}{\text{mol } C_8H_{18}} = 228 \text{ g } C_8H_{18}$$

✓ Para o H_2O : $MM = 18 \text{ g/mol}$

$$m_{H_2O} = 18 \text{ mol } H_2O \times 18 \frac{\text{g}}{\text{mol } H_2O} = 324 \text{ g } H_2O$$

Fazendo a relação estequiométrica para descobrir a massa de água:

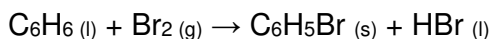
$$\begin{array}{ccc} 228 \text{ g } C_8H_{18} & \text{---} & 324 \text{ g } H_2O \\ 3002 \text{ g } C_8H_{18} & \text{---} & m \text{ } H_2O \end{array}$$

$$m_{H_2O} = \frac{3002 \text{ g } C_8H_{18} \times 324 \text{ g } H_2O}{228 \text{ g } C_8H_{18}} = 4266 \text{ g } H_2O$$

Serão formados 4266 g de água a partir da combustão de 3,8 L de gasolina.

QUESTÃO 3 (exer. 75. Cap. 3, BROWN, 2005, p. 99)

Quando o benzeno (C₆H₆) reage com o bromo (Br₂), obtém-se bromobenzeno (C₆H₅Br):



- Qual o rendimento teórico de bromobenzeno nessa reação quando 30,0 g de benzeno reagem com 65,0 g de bromo?
- Se o rendimento real de bromobenzeno foi de 56,7 g, qual foi o rendimento percentual?

RESOLUÇÃO QUESTÃO 3

Desconfiamos que nessa questão há um reagente em excesso uma vez que foram dadas informações sobre os dois reagentes.

COMO IDENTIFICAR O REAGENTE LIMITANTE?

O **reagente limitante** é aquele que é consumido completamente. Os demais reagentes estão todos em **excesso**. Como o reagente limitante determina a quantidade de produtos que podem ser formados, o *rendimento teórico deve ser calculado a partir da quantidade de reagente limitante.* (ATKINS, JONES; 2006, p. 107).

Para maiores informações, você poderá acessar a [Apostila de Estequiometria](#) disponível no site do [Projeto de Ensino – Química Geral](#).

Sendo assim, vamos fazer a verificação.

Primeiramente vamos calcular a quantidade em mols do soluto em C₆H₆ e Br₂:

$$\text{Número de mols} = \frac{\text{massa da amostra}}{\text{massa molecular}} \therefore n = \frac{m}{MM}$$

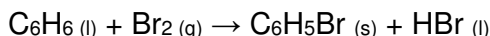
- ✓ Para C₆H₆: MM = 78 g/mol

$$n \text{ C}_6\text{H}_6 = \frac{30 \text{ g}}{78 \frac{\text{g}}{\text{mol C}_6\text{H}_6}} = 0,384 \text{ mol C}_6\text{H}_6$$

- ✓ Para Br₂: MM = 160 g/mol

$$n \text{ Br}_2 = \frac{65 \text{ g}}{160 \frac{\text{g}}{\text{mol Br}_2}} = 0,406 \text{ mol Br}_2$$

Pela estequiometria da reação:



Ou seja, temos 1 mol de C_6H_6 reagindo com 1 mol de Br_2 . Como foi calculada maior quantidade molar de Br_2 , esse reagente está em excesso, logo, o benzeno será o reagente limitante.

Agora, podemos seguir com o exercício e fazer a relação estequiométrica solicitada.

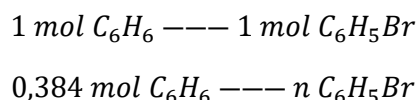
a)

RENDIMENTO DA REAÇÃO

O **rendimento teórico** de uma reação é a quantidade máxima (mols, massa ou volume) de produto que pode ser obtida a partir de uma determinada quantidade de reagente. O **rendimento percentual** é a fração do rendimento teórico que é realmente obtida, em porcentagem (ATKINS; JONES. 2006, p. 106).

Para maiores informações, você poderá acessar a [Apostila de Estequiometria](#) disponível no site do [Projeto de Ensino – Química Geral](#).

Como o enunciado não especifica a unidade de medida, a resposta pode ser dada em massa ou mol. Para esse caso, calcularemos em termos de mol:



$$n \text{ } C_6H_5Br = \frac{0,384 \text{ mol } C_6H_6 \times 1 \text{ mol } C_6H_5Br}{1 \text{ mol } C_6H_6} = 0,384 \text{ mol } C_6H_5Br$$

Logo, 0,384 mols de C_6H_5Br serão formados a partir de 30 g de C_6H_6 considerando 100% de rendimento da reação.

b) Foi dado que o rendimento real foi de 56,7 g de bromobenzeno. Transformando esse dado para número de mols:

$$n \text{ } C_6H_5Br = \frac{56,7 \text{ g}}{157 \frac{\text{g}}{\text{mol } C_6H_5Br}} = 0,361 \text{ mol } C_6H_5Br$$

Usando a fórmula do rendimento percentual:

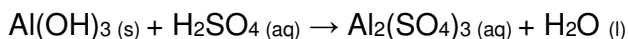
$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{Rendimento real}}{\text{Rendimento teórico}} \times 100\%$$

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{0,361 \text{ mol } C_6H_5Br}{0,384 \text{ mol } C_6H_5Br} \times 100\% = 94,01\%$$

O rendimento percentual da reação foi de 94,01%.

QUESTÃO 4 (exer. 70. Cap. 3, BROWN, 2005, p. 99)

O hidróxido de alumínio reage com ácido sulfúrico como a seguir:



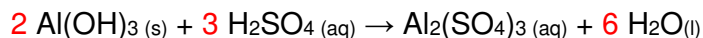
- Qual o reagente limitante quando 0,450 mol de Al(OH)_3 reage com 0,550 mol de H_2SO_4 ?
- Qual a quantidade de matéria de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ pode ser formada sob essas condições?
- Qual quantidade de matéria do reagente em excesso sobra após a reação se completar?

RESOLUÇÃO QUESTÃO 4

LEMBRANDO: BALANCEAMENTO DA REAÇÃO

É de **extrema importância** que para os cálculos estequiométricos, a reação química esteja **balanceada**. Se os cálculos forem feitos fora da proporção estequiométrica, os resultados estarão incorretos. Você poderá encontrar um passo a passo detalhado de como fazer o balanceamento na [Apostila de Estequiometria](#) disponível no site do [Projeto de Ensino – Química Geral](#).

A reação balanceada é:



- Para determinação do reagente limitante, devemos analisar a relação estequiométrica entre os reagentes. Fazendo isso, percebemos que cada 2 mols de Al(OH)_3 reagem com 3 mols de H_2SO_4 .

Podemos escolher aleatoriamente um reagente e calcular a quantidade do outro que seria necessária para reagir completamente, respeitando a proporção da reação química balanceada. Analisando o resultado, saberemos qual é o limitante e o em excesso.

Fixando o número de mols fornecido do H_2SO_4 e fazendo a estequiometria:

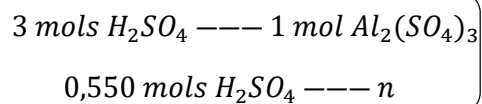
$$\begin{array}{l} 2 \text{ mols Al(OH)}_3 \text{ ---- } 3 \text{ mols H}_2\text{SO}_4 \\ x \text{ ---- } 0,550 \text{ mols H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

$$x = \frac{0,550 \text{ mols H}_2\text{SO}_4 \cdot 2 \text{ mols Al(OH)}_3}{3 \text{ mols H}_2\text{SO}_4} = 0,367 \text{ mols Al(OH)}_3$$

Ou seja, precisaríamos de 0,367 mols de Al(OH)_3 para reagirmos com 0,550 mols de H_2SO_4 , mas o enunciado informou que há 0,450 mols de Al(OH)_3 no sistema.

Como temos uma quantidade maior de Al(OH)_3 do que a necessária, então o Al(OH)_3 está em excesso e o H_2SO_4 é o reagente limitante.

- b) Para esse cálculo, precisamos usar os dados fornecidos do reagente limitante (H_2SO_4) na letra a e fazer a relação estequiométrica utilizando a reação balanceada:



$$n = \frac{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3 \times 0,550 \text{ mols } H_2SO_4}{3 \text{ mols } H_2SO_4} = 0,183 \text{ mols } Al_2(SO_4)_3$$

Serão formados 0,183 mols de $Al_2(SO_4)_3$ a partir de 0,550 mols de H_2SO_4 .

- c) A quantidade de reagente em excesso que sobra é o que tinha inicialmente, descontando o que reagiu.

$$n_{sobra} = n_{inicial} - n_{reagiu}$$

$$n_{sobra} = (0,450 - 0,367) \text{ mol } Al(OH)_3 = 0,083 \text{ mol } Al(OH)_3$$

Após a reação se completar, sobram 0,083 mols de $Al(OH)_3$.

QUESTÃO 5 (exer. 78. Cap. 3, BROWN, 2005, p. 100)

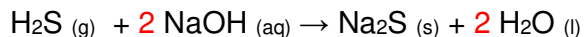
Quando o gás sulfeto de hidrogênio é borbulhado em uma solução de hidróxido de sódio, a reação forma sulfeto de sódio e água. Quantos gramas de sulfeto de sódio são formados se 2,00 g de sulfeto de hidrogênio são borbulhados em uma solução contendo 2,00 g de hidróxido de sódio, supondo que o sulfeto de sódio é produzido com 92,0% de rendimento?

RESOLUÇÃO QUESTÃO 5

PARA NÃO ESQUECER! BALANCEAMENTO DA REAÇÃO

É de **extrema importância** que para os cálculos estequiométricos, a reação química esteja **balanceada**. Se os cálculos forem feitos fora da proporção estequiométrica, os resultados estarão incorretos. Você poderá encontrar um passo a passo detalhado de como fazer o balanceamento na [Apostila de Estequiometria](#) disponível no site do [Projeto de Ensino – Química Geral](#).

A reação química balanceada que está acontecendo é a seguinte:



Devemos determinar qual reagente está em excesso e qual é o limitante.

REAGENTE EM EXCESSO E LIMITANTE

Lembrando que é primordial fazer os cálculos estequiométricos com o reagente limitante, e não com o reagente que estiver em excesso.

Para maiores informações, você poderá acessar a [Apostila de Estequiometria](#) disponível no site do [Projeto de Ensino – Química Geral](#).

Tendo 2,00 g de cada reagente, temos que fazer a conversão para mol e analisar a proporção estequiométrica entre eles:

$$\text{Número de mols} = \frac{\text{massa da amostra}}{\text{massa molecular}} \therefore n = \frac{m}{MM}$$

✓ Para H_2S : $MM = 34 \text{ g/mol}$

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{2,00 \text{ g}}{34 \frac{\text{g}}{\text{mol H}_2\text{S}}} = 0,06 \text{ mols de H}_2\text{S}$$

✓ Para NaOH : $MM = 40 \text{ g/mol}$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{2,00 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol NaOH}}} = 0,05 \text{ mols de NaOH}$$

Como a proporção entre o H_2S e o $NaOH$ é de 1:2, percebemos que há um excesso de H_2S , uma vez que a quantidade necessária para reagir com 0,05 mols de $NaOH$ é de apenas 0,025 mols. Sendo assim, usamos os dados do $NaOH$ para os cálculos.

Analisando a proporção estequiométrica entre o $NaOH$ e o Na_2S e fazendo as conversões necessárias:

✓ Para $NaOH$: $MM = 40 \text{ g/mol}$

$$m \text{ NaOH} = 1 \text{ mol NaOH} \times 40 \frac{\text{g}}{\text{mol NaOH}} = 40 \text{ g NaOH}$$

✓ Para Na_2S : $MM = 78 \text{ g/mol}$

$$m \text{ Na}_2\text{S} = 1 \text{ mol Na}_2\text{S} \times 78 \frac{\text{g}}{\text{mol Na}_2\text{S}} = 78 \text{ g Na}_2\text{S}$$

Para calcularmos a quantidade de Na_2S formada com rendimento de 92%, primeiramente calculamos a quantidade teórica:

$$\begin{array}{l} 2 \times 40 \text{ g NaOH} \text{ ---- } 78 \text{ g Na}_2\text{S} \\ 2 \text{ g NaOH} \text{ ---- } \text{Rendimento teórico} \end{array}$$

$$\text{Rendimento teórico} = \frac{2 \text{ g NaOH} \times 78 \text{ g Na}_2\text{S}}{2 \times 40 \text{ g NaOH}} = 1,95 \text{ g Na}_2\text{S}$$

Agora, usamos a fórmula do rendimento percentual:

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

$$\text{Rendimento real} = \frac{92,0\% \times 1,95 \text{ g Na}_2\text{S}}{100\%} = 1,794 \text{ g Na}_2\text{S}$$

Serão formados aproximadamente 1,80 g de Na_2S a partir de 2,00 g de $NaOH$ considerando 92% de rendimento.

FICOU COM ALGUMA DÚVIDA?

Acesse o [Fórum de Química Geral!](#)

O Fórum de Dúvidas de Química Geral é um espaço feito para que os estudantes tirem dúvidas com os monitores do projeto – é *online e de fácil acesso!*

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Prentice-Hall, 2005.