



UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO  
PROJETO PRÓ ENSINO DE QUÍMICA GERAL

# 2023

## Exercícios resolvidos de Estequiometria



Referência: ATKINS, Peter; LORETTA, Jones; LAVERMAN, Leroy. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7 ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

São Mateus/ES

**Questão 1)***(Fundamentos, A estequiometria das reações, exercício L.3)*

Compostos que possam ser usados para acumular hidrogênio em veículos estão sendo ativamente procurados. Uma das reações estudadas para a armazenagem do hidrogênio é:



- (a) Que quantidade (em mols) de  $\text{H}_2$  é necessária para reagir com 1,5 mg de  $\text{Li}_3\text{N}$ ??  
 (b) Calcule a massa de  $\text{Li}_3\text{N}$  que produz 0,650 mol de  $\text{LiH}$

Resolução da questão 1**a)**

Para começar exercícios como esse, precisamos verificar se a reação dada está balanceada. Observamos que ela está balanceada, uma vez que a quantidade dos elementos químicos do lado dos reagentes (parte esquerda da reação) é igual à quantidade desses mesmos elementos do lado dos produtos (parte direita da equação).

Fazendo inicialmente a conversão de 1,5 mg de  $\text{Li}_3\text{N}$  para g, obtemos:

$$1 \text{ g} \quad \text{———} \quad 1000 \text{ mg}$$

$$x \quad \text{———} \quad 1,5 \text{ mg}$$

$$x = \frac{1,5 \text{ mg} \cdot 1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}}$$

$$x = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

Agora, precisamos calcular a massa molar (MM) do  $\text{Li}_3\text{N}$  para assim, encontrar o número de mols da massa dada pela questão.

Para encontrar a massa molar, precisamos dos valores de massa molar dos elementos individualmente. Sendo assim, consultando a tabela periódica e calculando a massa total, obtemos:

Dados da tabela periódica:

$$\text{Li} = 6,94 \text{ g/mol}$$

$$\text{N} = 14,00 \text{ g/mol}$$



Encontrando a MM de  $Li_3N$ :

$$MM(Li_3N) = 3 \cdot \left( \frac{6,94 \text{ g}}{\text{mol}} \right) + 14,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$MM(Li_3N) = 34,82 \text{ g/mol}$$

Obtendo o número de mol de  $Li_3N$ :

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{1,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{34,82 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n = 4,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol de } Li_3N \text{ presente na reação}$$

Pela reação,



A relação entre  $Li_3N$  e  $H_2$  é de 1 para 2, logo, por regra de 3, obtemos a quantidade necessária de  $H_2$  para a reação:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de } Li_3N & \text{———} & 2 \text{ mols de } H_2 \\ 4,3 \cdot 10^{-5} \text{ mols de } Li_3N & \text{———} & x \end{array}$$

$$x = \frac{4,3 \cdot 10^{-5} \text{ mols de } Li_3N \cdot 2 \text{ mols de } H_2}{1 \text{ mol } Li_3N}$$

➔  $x = 4,3 \cdot 10^{-5} \text{ mols de } H_2$  necessários para reagir com 1,5 mg de  $Li_3N$ .

**b)**

De forma análoga, observamos pela reação que a proporção de  $Li_3N$  e  $LiNH_2$  é de 1 para 2. Com isso, encontramos a quantidade molar de  $Li_3N$  necessários para formar 0,650 mols de  $LiNH_2$ .

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de } Li_3N & \text{———} & 2 \text{ mols de } LiNH_2 \\ x \text{ mols de } Li_3N & \text{———} & 0,650 \text{ mols de } LiNH_2 \end{array}$$

$$x = \frac{1 \text{ mol de } Li_3N \cdot 0,650 \text{ mols de } LiNH_2}{2 \text{ mol de } LiNH_2}$$

$$x = 0,325 \text{ mols de } Li_3N$$



Para encontrar a massa corresponde de  $Li_3N$ , em g, utilizamos a fórmula:

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$m = n \cdot MM(Li_3N)$$

$$m = 0,325 \text{ mol de } Li_3N \cdot 34,82 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m = 11,3 \text{ g de } Li_3N$$



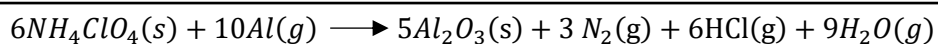
Em nosso site, você poderá ver mais sobre o assunto em nossas resoluções de exercícios em vídeo, acessando o seguinte link:

<https://proensinoquimica.wixsite.com/ceunes/video-aula>

### Questão 2)

(Fundamentos, A estequiometria das reações, exercício L.5)

O combustível sólido do foguete auxiliar do ônibus espacial é uma mistura de Perclorato de amônio e pó de alumínio. Na ignição, a reação que ocorre é:



(a) Que massa de alumínio deve ser misturada com 1,325 kg de  $NH_4ClO_4$  para essa reação?

(b) Determine a massa de  $Al_2O_3$  (alumina, um pó branco finamente dividido que é produzido como uma enorme nuvem de fumaça branca) formada na reação de  $3,500 \cdot 10^3$  kg de alumínio.

### Resolução da questão 2

a)

Conforme a questão anterior, verificamos inicialmente se a equação está balanceada. A quantidade a quantidade dos elementos químicos nos produtos é a mesma que a dos reagentes, portanto a equação está balanceada.

Para sabermos a quantidade de alumínio necessária na reação, primeiramente precisamos encontrar o valor em mol que temos em 1,325 kg de  $NH_4ClO_4$ . Após isso, podemos relacionar essa quantidade com a estequiometria da reação e chegar na resposta desejada.



Cálculo da massa molar de  $NH_4ClO_4$ :

$$MM = \frac{14g}{mol} + (4 \cdot \frac{1g}{mol}) + \frac{35,5g}{mol} + (4 \cdot \frac{16g}{mol})$$

$$MM = 117,5 g/mol$$

Convertendo a quantidade dada de  $NH_4ClO_4$  em kg para g, temos:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ Kg} & \text{———} & 1000 \text{ g} \\ 1,325 \text{ Kg} & \text{———} & x \end{array}$$

$$x = \frac{1,325 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}}$$

$$x = 1325 \text{ g de } NH_4ClO_4$$

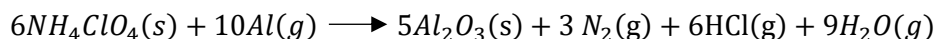
Calculando o número de mol de  $NH_4ClO_4$ , obtemos:

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{1325 \text{ g de } NH_4ClO_4}{117,5 \text{ g/mol}}$$

$$n = 11,28 \text{ mols de } NH_4ClO_4$$

Pela reação, observamos que a proporção estequiométrica entre  $NH_4ClO_4$  e  $Al$  é de 6 para 10, ou melhor, precisamos de 10 mol de  $Al$  para reagir com cada 6 mol de  $NH_4ClO_4$ :



Com isso, obtemos, por regra de 3, a quantidade necessária:

$$\begin{array}{ccc} 11,28 \text{ mol de } NH_4ClO_4 & \text{———} & x \text{ mol de } Al \\ 6 \text{ mol de } NH_4ClO_4 & \text{———} & 10 \text{ mol de } Al \end{array}$$

$$x = \frac{11,28 \text{ mol de } NH_4ClO_4 \cdot 10 \text{ mol de } Al}{6 \text{ mol de } NH_4ClO_4}$$

$$x = 18,80 \text{ mol de } Al$$

Encontrando essa quantidade em massa (g), obtemos:



$$n = \frac{m}{MM}$$

$$m = n \cdot MM(Al)$$

$$m = 18,80 \text{ mol} \cdot 26,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m = 507,1 \text{ g de Al}$$

**b)**

Precisamos encontrar o valor, em quantidade molar, que temos em  $3,500 \cdot 10^3$  Kg de alumínio. Após isso, relacionamos essa quantidade pela estequiometria da reação, verificando a proporção entre o  $Al$  e o  $Al_2O_3$ . Com a proporção, montamos a regra de 3 e chegamos a resposta desejada.

Encontrando a massa molar do  $Al_2O_3$ :

$$MM(Al_2O_3) = 2 \cdot \left(26,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) + 3 \cdot \left(16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)$$

$$MM(Al_2O_3) = 101,96 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Convertendo  $3,500 \cdot 10^3$  Kg para g, temos:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ Kg} & \text{---} & 1000 \text{ g} \\ 1,325 \cdot 10^3 \text{ Kg} & \text{---} & x \end{array}$$

$$x = \frac{1,325 \cdot 10^3 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}}$$

$$x = 1,325 \cdot 10^6 \text{ g de Al}$$

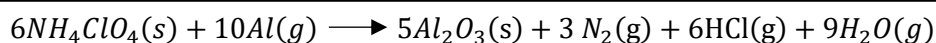
Encontrando a quantidade molar de  $Al$ , obtemos

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{1325 \cdot 10^6 \text{ g de Al}}{26,98 \text{ g/mol}}$$

$$n = 12,97 \cdot 10^4 \text{ mol de Al}$$

Pela reação, observamos que a relação estequiométrica entre o  $Al$  e o  $Al_2O_3$  é de 10 para 5, conforme:



Com isso, montamos a regra de 3 e encontramos a quantidade (em mol) necessária de  $Al_2O_3$ :

$$\begin{array}{ccc} 10 \text{ mol de } Al & \text{---} & 5 \text{ mol de } Al_2O_3 \\ 12,97 \cdot 10^4 \text{ mol de } Al & \text{---} & x \end{array}$$

$$x = \frac{12,97 \cdot 10^4 \text{ mol de } Al \cdot 5 \text{ mol de } Al_2O_3}{10 \text{ mol de } Al}$$

$$x = 6,485 \cdot 10^4 \text{ mol de } Al_2O_3$$

Para achar a quantidade de  $Al_2O_3$  em g, basta multiplicarmos esse valor pela massa molar do composto:

$$m = n \cdot MM(Al_2O_3)$$

$$m = 6,485 \cdot 10^4 \text{ mol} \cdot \frac{101,96 \text{ g}}{\text{mol}}$$

$$m(Al_2O_3) = 6,612 \cdot 10^6 \text{ g}$$



Ficou com dúvida de como calcular a quantidade molar? Em nosso site, você encontra sobre esse assunto na apostila de Estequiometria, página 6. Para seguir com os estudos, acesse link:

[https://4c9dc6f6-5a41-4bf6-962d-f96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e\\_2a3233fdf79743c9b9328bd4d3870803.pdf](https://4c9dc6f6-5a41-4bf6-962d-f96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e_2a3233fdf79743c9b9328bd4d3870803.pdf)

### Questão 3)

(Fundamentos, A estequiometria das reações, exercício L.9)

A combustão de um hidrocarboneto produz água e dióxido de carbono. A densidade da gasolina é  $0,79 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ . Suponha que a gasolina está representada pelo octano,  $C_8H_{18}$ , para o qual a reação de combustão é  $2 C_8H_{18} + 25 O_2(g) \rightarrow 16 CO_2(g) + 18 H_2O(g)$ . Calcule a massa de água produzida na combustão de gasolina.

#### Resolução da questão 3

Para encontrarmos a massa de água produzida na combustão de 3,8 L de gasolina,  $C_8H_{18}$ , precisamos relacionar essa quantidade com a água na reação, pelos coeficientes estequiométricos. No entanto, a questão deu a quantidade de gasolina em volume, é preciso converter isso para quantidade molar. Afinal, como faremos isso? Simples! Basta lembrarmos o conceito de densidade, conforme:

$$d = \frac{\text{massa } (m)}{\text{volume } (v)}$$



A densidade foi dada na questão, assim como o volume. Sendo assim, podemos encontrar a massa da gasolina:

$$m = \text{volume} \cdot d$$

$$m = 3,8 \cdot 10^3 \text{ mL} \cdot 0,79 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

$$m = 3,0 \cdot 10^3 \text{ g de gasolina}$$

Agora, precisamos converter esse valor em número molar, uma vez que a relação estequiométrica da reação será dada em mol. Conforme:

Cálculo da massa molar do  $C_8H_{18}$ :

$$MM = 8 \cdot \left( 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) + 18 \cdot \left( 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)$$

$$MM = 114,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} (C_8H_{18})$$

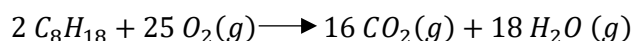
Número de mol:

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{3,0 \cdot 10^3 \text{ g}}{114,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n = 26,26 \text{ mol de } C_8H_{18}$$

Após essa conversão, agora podemos relacionar pela estequiometria. Pela relação, observamos a proporção de 2 para 18 entre  $C_8H_{18}$  e  $H_2O$ , conforme:



Por fim, montando a regra de 3, encontramos:

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ mol de } C_8H_{18} & \text{———} & 18 \text{ mol de } H_2O \\ 26,26 \text{ mol de } C_8H_{18} & \text{———} & x \end{array}$$

$$x = \frac{26,26 \text{ mol de } C_8H_{18} \cdot 18 \text{ mol de } H_2O}{2 \text{ mol de } C_8H_{18}}$$

$$x = 236,4 \text{ mol de } H_2O$$

Agora que temos a quantidade da água em mol, podemos converter para unidades de massa (g), conforme:

Massa molar da água:

$$MM = 2 \cdot \left( 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) + \left( 15,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)$$



$$MM = 18,02 \frac{g}{mol} \quad (H_2O)$$

Sendo assim:

$$m = n \cdot MM(H_2O)$$

$$m = 236,4 \text{ mol} \cdot 18,02 \frac{g}{mol}$$

$$m = 4260,4 \text{ g de } H_2O$$

Caso sinta dúvidas, na apostila de Estequiometria você encontra mais sobre o cálculo da massa molecular. Para isso, vá na página 8 do material, acessando o link: [https://4c9dc6f6-5a41-4bf6962d-f96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e\\_2a3233fdf79743c9b9328bd4d3870803.pdf](https://4c9dc6f6-5a41-4bf6962d-f96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e_2a3233fdf79743c9b9328bd4d3870803.pdf)

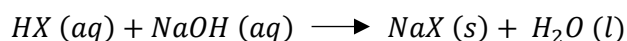
#### Questão 4)

(Fundamentos, A estequiometria das reações, exercício L.19)

Em uma titulação, 3,25 g de um ácido, HX, requerem 68,8mL de uma solução 0,750 mol/L de NaOH (aq) para completar a reação. Qual é a massa molar do ácido?

#### Resolução da questão 4

Primeiramente, montando a reação e verificando se está balanceada, temos:



Precisamos encontrar a quantidade molar de NaOH em 68,8mL de solução, numa concentração 0,750 (mol/L). Para isso, faremos:

$$M = \frac{n}{v}$$

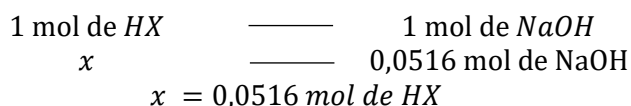
$$n = M \cdot v$$

$$n = 0,750 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 68,8 \cdot 10^{-3} L$$

$$n = 0,0516 \text{ mol de NaOH}$$

Na estequiometria da reação, a proporção entre HX e NaOH é de 1 para 1. Sendo assim, montando a regra de 3, podemos encontrar a quantidade necessária do ácido:





Com o número de mol do ácido, podemos relacionar com a massa dada pela questão e encontrar a massa molar (MM) do ácido:

$$MM = \frac{m}{n}$$

$$MM = \frac{3,25g}{0,0516 \text{ mol}}$$

$$MM = 62,98 \frac{g}{mol}$$

A fórmula  $M = \frac{n}{v}$  é utilizada para a relação da quantidade molar por um volume de solução. Para entender mais um pouco sobre ela, acesse a apostila de Soluções, na página 6, disponibilizada no link: [https://4c9dc6f6-5a41-4bf6-962d-f96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e\\_ff6c38c048e64cc3b66f79e816394cd4.pdf](https://4c9dc6f6-5a41-4bf6-962d-f96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e_ff6c38c048e64cc3b66f79e816394cd4.pdf)

### Questão 5)

(Fundamentos, A estequiometria das reações, exercício L.21)

Excesso  $NaI$  foi adicionado a 50 mL de solução de  $AgNO_3$  em água e formou-se 1,76 g de precipitado de  $AgI$ . Qual era a concentração molar de  $AgNO_3$  na solução original?

### Resolução da questão 5:

A reação para essa questão é:



Primeiramente, encontrando a quantidade molar de  $AgI$ , temos:

Massa molar do  $AgI$ :

$$MM = \left( 107,86 \frac{g}{mol} \right) + \left( 126,90 \frac{g}{mol} \right)$$

$$MM = 234,8 \frac{g}{mol}$$

Cálculo do número de mol do  $AgI$ :



$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{1,76 \text{ g}}{234,8 \text{ g/mol}}$$

$$n = 0,00750 \text{ mol de AgI}$$

Pela reação, observamos que a proporção entre NaI e  $\text{AgNO}_3$  é de 1 para 1. Sendo assim, montando a regra de 3 e encontrando a quantidade de  $\text{AgNO}_3$ :

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de AgNO}_3 & \text{---} & 1 \text{ mol de NaI} \\ x & \text{---} & 0,00750 \text{ mol de NaI} \\ x = 0,00750 \text{ mol de AgNO}_3 & & \end{array}$$

Dessa forma,  $0,00750 \text{ mol de AgNO}_3$  é necessário precipitar  $1,76 \text{ g}$  de AgI.

Por fim, encontrando a concentração molar do  $\text{AgNO}_3$ , temos:

$$C = \frac{n}{v}$$

$$C = \frac{0,00750 \text{ mol}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ L}}$$

$$C = 0,150 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



Lembrando que para montar a regra de 3, na relação entre os compostos, devemos observar se os fatores estequiométricos da reação estão corretos, uma vez que eles serão utilizados na proporção para encontrar a quantidade desejada. Para saber mais, acesse na página 9 da apostila de Estequiometria, pelo link: [https://4c9dc6f6-5a41-4bf6-962d-f96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e\\_2a3233fdf79743c9b9328bd4d3870803.pdf](https://4c9dc6f6-5a41-4bf6-962d-f96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e_2a3233fdf79743c9b9328bd4d3870803.pdf)

