



UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO

Projeto Pró-Ensino de Química Geral

APOSTILA SOLUÇÕES

RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS

SÃO MATEUS/ES

2024

Questão 1(exer. 15. Cap 1.G, ATKINS, 2012, p.80, f59, 5° edição)

(a) Determine a massa de sulfato de cobre (II) anidro que deve ser usado na preparação de 250 ml de uma solução 0,20 M de $\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$.

(b) Determine a massa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ que tem de ser usada para preparar 250 ml de uma solução 0,20 M de $\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$.

RESOLUÇÃO QUESTÃO 1:

ITEM A:

O conceito de **massa molar (MM)** é de suma importância. Como sugestão dê uma olhada na Apostila de Estequiometria disponível no site do Projeto de Ensino - Química Geral

Concentração Molar (M)

Seria a razão entre a quantidade de matéria e o volume da solução. Podendo ser expressa por:

$$M = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar (MM)}} \times \frac{1}{\text{volume}}$$

Como sugestão dê uma olhada na Apostila de Soluções disponível no site do Projeto de Ensino - Química Geral, fornecido no link ao final da apostila.

Passo 1: Coletar os dados presentes no enunciado.

Volume (V) = 250 mL = 0,25 L

Concentração (M) de CuSO_4 = 0,20 M → 0,20 mol/L

Passo 2: Calcular a massa molar (MM) dos elementos envolvidos na questão.

MM de CuSO_4 = (63,54 g/mol) + (32,06 g/mol) + (4 x 16 g/mol)

MM de CuSO_4 = 159,6 g/mol → esse valor corresponde a 1 mol de CuSO_4

Passo 3: Descobrir a massa por meio da fórmula de concentração molar (M).

A mesma pode ser expressa por:

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ de mols}}{\text{volume}}$$

Porém, sabemos que o n° de mols pode ser expresso por:

$$n^{\circ} \text{ de mols} = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar}(MM)}$$

Nesse sentido, vamos substituir o n° de mols na primeira equação:

$$M = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar}(MM)} \times \frac{1}{\text{volume}}$$

Sempre fique atento em relação à unidade de medida. Geralmente as mesmas são pré-determinadas no sistema SI.

- Volume = litros
- Massa = gramas
- Massa molar = g/mol
- Concentração molar = mol/L

Substituindo os valores na fórmula citada anteriormente:

$$0,20 \text{ mol/L} = \frac{m \text{ CuSO}_4}{(159,6 \text{ g/mol}) \times (0,25 \text{ L})}$$

Multiplicando em cruz, têm-se:

$$\begin{aligned} m \text{ CuSO}_4 &= (0,20 \text{ mol/L}) \times (159,6 \text{ g/mol}) \times (0,25 \text{ L}) \\ m \text{ CuSO}_4 &= 7,98 \text{ g} \end{aligned}$$

Nesse sentido, são necessários cerca de 7,98 g de CuSO₄ para preparar a solução.

ITEM B:

Passo 1: Coletar os dados presentes no enunciado.

Volume (V) = 250 mL = 0,25 L
Concentração (M) CuSO₄ = 0,20 M → 0,20 mol/L

Passo 2: Calcular a massa molar (MM) dos elementos envolvidos na questão.

MM CuSO₄ .5H₂O = (63,54 g/mol) + (32,06 g/mol) + (4x16 g/mol) + (5x18 g/mol)
MM CuSO₄ .5H₂O = 249,6 g/mol → esse valor corresponde a 1 mol de CuSO₄ .5H₂O

Passo 3: Descobrir a massa por meio da fórmula de concentração (M).

$$M = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar}(MM)} \times \frac{1}{\text{volume}}$$

Substituindo:

$$0,20 \text{ mol/L} = \frac{m \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{(249,6 \text{ g/mol}) \times (0,25 \text{ L})}$$

Multiplicando em cruz, têm-se:

$$\begin{aligned} m \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} &= (0,20 \text{ mol/L}) \times (249,6 \text{ g/mol}) \times (0,25 \text{ L}) \\ m \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} &= 12,48 \text{ g} \end{aligned}$$

Nesse sentido, são necessários cerca de 12,48 g de CuSO₄ .5H₂O para preparar a solução.

Questão 2(exer. 19. Cap 1.G, ATKINS, 2012, p.80, f59, 5° edição)

Que massa (em gramas) do soluto anidro é necessária para preparar: (a) 1,00 L de uma solução 0,125 M de $K_2SO_{4(aq)}$; (b) 375 mL de uma solução 0,015 M de $NaF_{(aq)}$; (c) 500 mL de uma solução 0,35 M de $C_{12}H_{22}O_{11(aq)}$

RESOLUÇÃO QUESTÃO 2

LEMBRETE!

Soluto: substância que será dissolvida, geralmente em menor quantidade.

Solvente: substância que dissolve o soluto, geralmente em maior quantidade.

ITEM A:

Passo 1: Coletar os dados presentes no enunciado.

Volume (V) = 1 L

Concentração (M) $K_2SO_4 = 0,125 M \rightarrow 0,125 \text{ mol/L}$

Massa molar (MM) $K_2SO_4 = (2 \times 39 \text{ g/mol}) + (32,07 \text{ g/mol}) + (4 \times 16 \text{ g/mol})$

Massa molar (MM) $K_2SO_4 = 174,27 \text{ g/mol}$

Passo 2: Substituir na fórmula de concentração molar, descrita abaixo:

$$M = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar}(MM)} \times \frac{1}{\text{volume}}$$

Ao substituir os valores, têm-se que:

$$0,125 \text{ mol/L} = \frac{m K_2SO_4}{(174,27 \text{ g/mol}) \times (1 \text{ L})}$$

Multiplicando em cruz, chegamos na seguinte relação:

$$\begin{aligned} m K_2SO_4 &= (0,125 \text{ mol/L}) \times (174,27 \text{ g/mol}) \times (1 \text{ L}) \\ m K_2SO_4 &= 21,78 \text{ g} \end{aligned}$$

Sempre procure colocar as unidades nos cálculos. Essa parte é fundamental e colabora para que você enxergue melhor qual será a unidade de medida final na sua resposta.

Por meio dos cálculos, é possível afirmar que para preparar a solução será necessário cerca de 21,78 g do anidro K_2SO_4 .

ITEM B:

Para não esquecer!!

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

Passo 1: Coletar os dados presentes no enunciado.

Volume (V) = 375 mL ou 0,375 L

Concentração (M) NaF = 0,015 M \rightarrow 0,015 mol/L

Massa molar (MM) NaF = (23 g/mol) + (19 g/mol)

Massa molar (MM) NaF = 42 g/mol

Passo 2: Substituir na fórmula de concentração molar, descrita abaixo:

$$M = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar}(MM)} \times \frac{1}{\text{volume}}$$

Ao substituir os valores, têm-se que:

$$0,015 \text{ mol/L} = \frac{m \text{ NaF}}{(42 \text{ g/mol}) \times (0,375 \text{ L})}$$

Multiplicando em cruz, chegamos na seguinte relação:

$$\begin{aligned} m \text{ NaF} &= (0,015 \text{ mol/L}) \times (42 \text{ g/mol}) \times (0,375 \text{ L}) \\ m \text{ NaF} &= 0,236 \text{ g} \end{aligned}$$

Por meio dos cálculos, é possível afirmar que para preparar a solução será necessário cerca de 0,236 g do anidro NaF.

ITEM C:

Passo 1: Coletar os dados presentes no enunciado.

Volume(V) = 500 mL ou 0,500 L

Concentração (M) $C_{12}H_{22}O_{11} = 0,35 \text{ M} \rightarrow 0,35 \text{ mol/L}$

Massa molar (MM) $C_{12}H_{22}O_{11} = (12 \times 12 \text{ g/mol}) + (22 \times 1 \text{ g/mol}) + (11 \times 16 \text{ g/mol})$

Massa molar (MM) $C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g/mol}$

Passo 2: Substituir na fórmula de concentração molar, descrita abaixo:

$$M = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar}(MM)} \times \frac{1}{\text{volume}}$$

Ao substituir os valores, têm-se que:

$$0,35 \text{ mol/L} = \frac{m_{C_{12}H_{22}O_{11}}}{(342 \text{ g/mol}) \times (0,500 \text{ L})}$$

Multiplicando em cruz, chegamos na seguinte relação:

$$\begin{aligned} m_{C_{12}H_{22}O_{11}} &= (0,35 \text{ mol/L}) \times (342 \text{ g/mol}) \times (0,500 \text{ L}) \\ m_{C_{12}H_{22}O_{11}} &= 59,85 \text{ g} \end{aligned}$$

Por meio dos cálculos, é possível afirmar que para preparar a solução será necessário cerca de 59,85 g do anidro $C_{12}H_{22}O_{11}$.

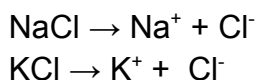
Questão 3(exer. 21. Cap 1.G, ATKINS, 2012, p.80, f59, 5° edição)

Em medicina, às vezes é necessário preparar soluções com uma dada concentração de um determinado íon. Um técnico de laboratório preparou 100,0 mL de uma solução que contém 0,50 g de NaCl e 0,30 g de KCl, bem como glicose e outros açúcares. Qual é a concentração de íons cloreto na solução?

RESOLUÇÃO QUESTÃO 3:

SEMPRE verifique se a equação está balanceada. Uma proporção estequiométrica muda TUDO na questão

Passo 1: Escrever as equações químicas e analisar o balanceamento.



A equação já está balanceada e podemos afirmar que a proporção de cátions e ânions é de 1:1. Isso quer dizer que:

1 mol de Na^+ está para 1 mol de Cl^-
1 mol de K^+ está para 1 mol de Cl^-

Passo 2: Calcular a massa molar do NaCl e KCl.

$$\text{MM NaCl} = (23 \text{ g/mol}) + (35,45 \text{ g/mol})$$
$$\text{MM NaCl} = 58,45 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM KCl} = (39,09 \text{ g/mol}) + (35,45 \text{ g/mol})$$
$$\text{MM KCl} = 74,54 \text{ g/mol}$$

Passo 3: Descobrir o nº de mols dos elementos, usando a fórmula abaixo.

$$n^{\circ} \text{ de mols} = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar}(MM)}$$

Substituindo:

$$n^{\circ} \text{ de mol NaCl} = \frac{0,50 \text{ g}}{58,45 \text{ g/mol}}$$

$$n^{\circ} \text{ de mol NaCl} = 8,55 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n^{\circ} \text{ de mol KCl} = \frac{0,30 \text{ g}}{74,54 \text{ g/mol}}$$

$$n^{\circ} \text{ de mol KCl} = 4,02 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Passo 4: Descobrir o n° de mol de cada íon.

A equação já está balanceada e podemos afirmar que a proporção de cátions e ânions é de 1:1. Isso quer dizer que:

1 mol de Na^+ está para 1 mol de Cl^-
1 mol de K^+ está para 1 mol de Cl^-

Nesse sentido é possível afirmar que:

$$n^{\circ} \text{ de mols NaCl} = n^{\circ} \text{ de mols Na}^+ = n^{\circ} \text{ de mols Cl}^- = 8,55 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n^{\circ} \text{ de mols KCl} = n^{\circ} \text{ de mols K}^+ = n^{\circ} \text{ de mols Cl}^- = 4,02 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Passo 5: Calcular a concentração do íon cloreto.

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ de mol}}{\text{volume}}$$

Para isso, é necessário somar o n° de mols de Cl^- no qual estão presentes no total.

$$n^{\circ} \text{ de mol Cl}^- = (8,55 \times 10^{-3} \text{ mol}) + (4,02 \times 10^{-3} \text{ mol})$$
$$n^{\circ} \text{ de mol Cl}^- = 0,01257$$

Como Cl^- está presente na mesma solução que contém 100 mL, vamos substituir na fórmula de concentração (M).

$$M = \frac{0,01257 \text{ mols}}{0,1 \text{ L}}$$

$$M = 0,1257 \text{ mol/L}$$

Logo, a concentração de íons cloreto será cerca de 0,1257 mol/L.

Questão 4(exer.25. Cap 1.G, ATKINS, 2012, p.80, f59, 5° edição)

O ácido clorídrico concentrado contém 37,50% de HCl em massa e tem densidade $1,205 \text{ g.cm}^{-3}$. Que volume (em mililitros) de ácido clorídrico concentrado deve ser usado para preparar 10,0 L de uma solução 0,7436 M de $\text{HCl}_{(aq)}$?

RESOLUÇÃO QUESTÃO 4:

DENSIDADE

Representada pela razão entre a massa e o volume de uma solução.

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

Passo 1: Coletar os dados presentes no enunciado.

Volume (V) = 10 L

Concentração molar (M) HCl = 0,7436 M \rightarrow 0,7436 mol/L

Massa molar (MM) HCl = (1 g/mol) + (35,45 g/mol)

Massa molar (MM) HCl = 36,45 g/mol

Densidade (d) = $1,205 \text{ g.cm}^{-3}$

Passo 2: Calcular o valor da massa de HCl que é necessária na solução final. A mesma pode ser encontrada por meio da fórmula de concentração molar (MM) descrita abaixo.

$$M = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar (MM)}} \times \frac{1}{\text{volume}}$$

Ao substituir os valores, têm-se que:

$$0,7436 \text{ mol/L} = \frac{\text{massa}(m)}{(36,45 \text{ g/mol}) \times (10 \text{ L})}$$

Multiplicando em cruz, chegamos na seguinte relação:

$$m = (0,7436 \text{ mol/L}) \times (36,45 \text{ g/mol}) \times (10 \text{ L})$$
$$m = 271,04 \text{ g}$$

Essa massa que foi encontrada corresponde a apenas 37,50% da massa total de HCl.

Nesse sentido, agora precisamos descobrir qual o valor da massa inicial que corresponde à massa total de HCl, no qual equivale a 100%.

Passo 3: Calcular o valor da massa que é necessária de HCl na solução final.

$$271,04 \text{ g} \text{ — } 37,50\%$$
$$x \text{ — } 100\%$$

Multiplicando em cruz, têm-se:

$$37,50x = 27.104$$
$$x = 722,77 \text{ g}$$

Por meio dos cálculos, é possível afirmar que são necessárias cerca de 722,77 g da solução inicial. Porém, a questão está de fato interessada no quesito volume. Sendo assim, vamos utilizar o conceito de densidade em nosso favor.

Passo 4: Utilizar o conceito de densidade (d) para encontrar o volume.

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

Substituindo:

$$1,205 \text{ g.cm}^{-3} \text{ HCl} = \frac{722,77 \text{ g HCl}}{\text{volume}}$$

Multiplicando em cruz, têm-se:

$$1,205 \text{ g.cm}^{-3} \times V (\text{HCl}) = 722,77 \text{ g HCl}$$

Passando o valor da densidade dividindo:

$$V \text{ HCl} = \frac{722,77 \text{ g}}{1,205 \text{ g.cm}^{-3}}$$

$$V \text{ HCl} = 599,81 \text{ cm}^{-3} \text{ ou } 599,81 \text{ mL.}$$

O volume que deve ser usado de HCl para preparar a solução será cerca de 599,81 mL.

Questão 5(exer. 60. Cap 4, BROWN, 2016, p.189, f162, 13° edição)

Seu colega de laboratório diz que preparou uma solução aquosa que contém 1,50 mol de NaOH em 1,50 L de solução, e portanto, que a concentração de NaOH é 1,5 M. (a) Ele está correto? (b) Caso não esteja, qual é a concentração correta?

RESOLUÇÃO QUESTÃO 5

RELEMBRANDO!

Solução: mistura homogênea resultante da junção de dois ou mais compostos.

Mistura Homogênea: apresenta uma fase, ou seja, não é possível verificar a olho nú mais de um componente.

Em caso de dúvida, revise os conceitos da Apostila de Soluções disponível no site do Projeto de Ensino - Química Geral

Passo 1: Analisar os dados expostos no enunciado.

Na questão foi dado que:

n° de mols NaOH = 1,50 mol
volume da solução = 1,50 L

Para encontrar a concentração (M) usa-se a seguinte fórmula:

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ de mols}}{\text{volume}}$$

Substituindo com os dados da questão:

$$M = \frac{1,50 \text{ mols de NaOH}}{1,50 \text{ L solução}}$$

$$M = 1,00 \text{ mol/L de NaOH}$$

Por meio dos cálculos é possível perceber que o colega de laboratório não está correto.

ITEM B:

Com o cálculo realizado anteriormente, pode-se afirmar que a real concentração do NaOH é cerca de 1,00 mol/L.

Questão 6(exer. 72. Cap 4, BROWN, 2016, p.190, f163, 13° edição)

Indique a concentração de cada íon presente na solução formada pela mistura de (a) 42,0 ml de NaOH 0,170 M e 37,6 mL de NaOH 0,400 M; (b) 44,0 mL de Na₂SO₄ 0,100 M e 25,0 mL de KCl 0,150 M; Suponha que os volumes sejam aditivos.

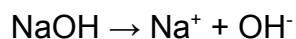
RESOLUÇÃO QUESTÃO 6

ITEM A:

Ao misturar duas soluções de um mesmo composto, é necessário somar o volume e o número de mols das soluções e de cada íon.

PRIMEIRA SOLUÇÃO:

Passo 1: Escrever a equação química e analisar o balanceamento.



A equação já está balanceada e podemos afirmar que a proporção de cátions e ânions é de 1:1.

Passo 2: Encontrar o n° de mols dos compostos.

Foi dado na questão o volume e a concentração molar (M), logo podemos relacionar esses itens com a fórmula de concentração (M).

$$M = \frac{n^\circ \text{ de mols}}{\text{volume}}$$

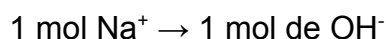
Multiplicando cruzado, têm-se:

$$n^\circ \text{ de mols} = M \times V$$

Substituindo:

$$\begin{aligned}n^\circ \text{ de mols NaOH} &= (0,170 \text{ mol/L}) \times (0,042 \text{ L}) \\n^\circ \text{ de mols NaOH} &= 7,14 \times 10^{-3} \text{ mols}\end{aligned}$$

A equação já está balanceada e podemos afirmar que a proporção de cátions e ânions é de 1:1. Isso quer dizer que:

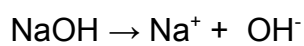


Nesse sentido:

$$\begin{aligned}n^\circ \text{ de mols Na}^+ &= 7,14 \times 10^{-3} \text{ mols} \\n^\circ \text{ de mols OH}^- &= 7,14 \times 10^{-3} \text{ mols}\end{aligned}$$

SEGUNDA SOLUÇÃO:

Passo 1: Escrever a equação química e analisar o balanceamento.



A equação já está balanceada e podemos afirmar que a proporção de cátions e ânions é de 1:1.

Passo 2: Encontrar o n° de mols dos compostos.

Foi dado na questão o volume e a concentração molar (M), logo podemos relacionar esses itens com a fórmula de concentração (M).

$$M = \frac{n^\circ \text{ de mols}}{\text{volume}}$$

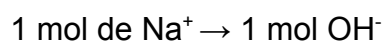
Multiplicando cruzado, têm-se:

$$n^\circ \text{ de mols} = M \times V$$

Substituindo:

$$\begin{aligned}n^\circ \text{ de mols NaOH} &= (0,40 \text{ mol/L}) \times (0,0376 \text{ L}) \\n^\circ \text{ de mols NaOH} &= 0,01504 \text{ mols}\end{aligned}$$

A equação já está balanceada e podemos afirmar que a proporção de cátions e ânions é de 1:1. Isso quer dizer:



Nesse sentido:

$$\begin{aligned} n^\circ \text{ de mols Na}^+ &= 0,01504 \text{ mols} \\ n^\circ \text{ de mols OH}^- &= 0,01504 \text{ mols} \end{aligned}$$

Como dito anteriormente quando duas soluções são misturadas, o n° de mols e volume são adicionados.

Passo 3: Somar o n° de mols das duas soluções.

$$n^\circ \text{ de mol total NaOH} = (n^\circ \text{ de mol solução 1}) + (n^\circ \text{ de mol solução 2})$$

Substituindo:

$$\begin{aligned} n^\circ \text{ de mol total NaOH} &= (7,10 \times 10^{-3} + 0,01504) \text{ mol} \\ n^\circ \text{ de mol total NaOH} &= 0,02218 \end{aligned}$$

Esse valor do n° de mols é correspondente a cada um dos íons.

Passo 4: Somar o volume das soluções.

$$\begin{aligned} \text{volume total} &= (42,00 + 37,60) \text{ mL} \\ \text{volume total} &= 79,60 \text{ mL ou } 0,0796 \text{ L} \end{aligned}$$

Passo 5: Calcular a concentração (M) final de NaOH e dos íons.

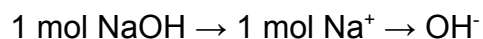
$$M = \frac{n^\circ \text{ de mols}}{\text{volume}}$$

Substituindo:

$$M = \frac{0,02218}{0,0796}$$

$$M = 0,2786 \text{ mol/L}$$

Tendo em vista que a proporção estequiométrica mostra que:



A concentração (M) final de NaOH e dos íons será cerca de 0,2786 mol/L.

ITEM B:

Diluição: processo que adiciona solvente a uma solução, sem alterar a quantidade de soluto. Nesse procedimento, a quantidade de solvente e o volume da solução aumentam e a de soluto permanece a mesma. Sendo assim, a concentração da solução diminui.

Em caso de dúvida, revise os conceitos na Apostila de Soluções no site do Projeto de Ensino - Química Geral

Nesse tipo de questão, pode-se perceber que os sais são diferentes e ocasionalmente é como se os mesmos sofressem uma diluição.

OBSERVAÇÃO:

Sempre fique atento se a equação está balanceada. Um balanceamento errado muda tudo na questão.

Passo 1: Escrever a equação química e analisar o balanceamento.



Pode-se perceber que ao adicionar o coeficiente estequiométrico 2 no Na^+ , a equação apresenta o mesmo n° de mols tanto no lado dos reagentes quanto no lado dos produtos. Logo, a equação está balanceada.

Passo 2: Calcular a concentração (M) do Na_2SO_4

A concentração (M) dos íons pode ser calculada por meio da concentração (M) final de cada sal, pelo fato do último sofrer uma espécie de diluição.

$$M = \frac{n^\circ \text{ de mols}}{\text{volume}}$$

Substituindo:

$$0,1 \text{ mol/L} = \frac{n^\circ \text{ de mol}}{0,044 \text{ L}}$$

Multiplicando cruzado:

$$n^\circ \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 = 4,4 \times 10^{-3}$$

Por se tratar de uma diluição, o n° de mols de Na_2SO_4 será o mesmo após a mistura.

Passo 3: Calcular o volume final.

$$V_f = (44 + 25) \text{ mL}$$
$$V_f = 69 \text{ mL ou } 0,069 \text{ L}$$

Passo 4: Calcular a concentração (M) final de Na₂SO₄

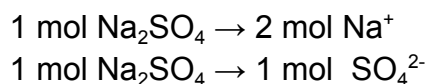
$$M \text{ Na}_2\text{SO}_4 = \frac{4,4 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,069 \text{ L}}$$

$$M \text{ Na}_2\text{SO}_4 = 0,064 \text{ mol/L}$$

A concentração final de Na₂SO₄ será cerca de 0,064 mol/L.

Passo 5: Calcular a concentração (M) dos íons

Por meio da proporção estequiométrica, pode-se afirmar que 1 mol de Na₂SO₄ está para 2 mols de Na⁺ e 1 mol de SO₄²⁻. Nesse sentido:



$$M \text{ Na}^+ = 2 \times (0,064 \text{ mol/L})$$

$$M \text{ Na}^+ = 0,128 \text{ mol/L}$$

$$M \text{ SO}_4^{2-} = 0,064 \text{ mol/L}$$

Passo 6: Escrever a equação química e analisar o balanceamento.



A equação apresenta o mesmo n° de mols tanto no lado dos reagentes quanto no lado dos produtos. Logo, a equação está balanceada.

Passo 7: Encontrar o n° de mols dos compostos.

$$M = \frac{n^\circ \text{ de mols}}{\text{volume}}$$

Multiplicando cruzado:

$$n^{\circ} \text{ de mols} = M \times V$$

Substituindo:

$$0,15 \text{ mol/L} = \frac{n^{\circ} \text{ de mol}}{0,025 \text{ L}}$$

Multiplicando cruzado, têm-se:

$$\begin{aligned} n^{\circ} \text{ mol KCl} &= (0,15 \text{ mol/L}) \times (0,025 \text{ L}) \\ n^{\circ} \text{ mol KCl} &= 0,00375 \end{aligned}$$

Passo 8: Calcular o volume final.

$$V_f = 69 \text{ mL ou } 0,069 \text{ L}$$

Passo 9: Calcular a concentração (M) final de KCl.

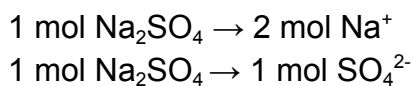
$$M \text{ KCl} = \frac{0,00375 \text{ mol}}{0,069 \text{ L}}$$

$$M \text{ KCl} = 0,054 \text{ mol/L}$$

A concentração final de KCl será cerca de 0,054 mol/L.

Passo 10: Calcular a concentração (M) dos íons.

Por meio da proporção estequiométrica, pode-se afirmar que 1 mol de KCl está para 1 mol de K^+ e 1 mol de Cl^- .



$$M \text{ K}^+ = 0,054 \text{ mol/L}$$

$$M \text{ Cl}^- = 0,054 \text{ mol/L}$$

Nesse sentido, a concentração de K^+ e Cl^- será cerca de 0,054 mol/L.

Questão 7(exer. 73. Cap 4, BROWN, 2016, p.190, f163, 13° edição)

- (a) Você tem uma solução estoque de NH_3 14,8 M. Quantos mililitros dessa solução você deve diluir para preparar 1.000,0 mL de NH_3 0,250 M?
- (b) Se retirar uma amostra de 10,0 mL da solução estoque, diluindo-a até obter um volume total de 0,500 L, qual será a concentração da solução final?

RESOLUÇÃO QUESTÃO 7:

ITEM A:

Diluição: processo que adiciona solvente a uma solução, sem alterar a quantidade de soluto. Nesse procedimento, a quantidade de solvente e o volume da solução aumentam e a de soluto permanece a mesma. Sendo assim, a concentração da solução diminui. Um grande exemplo seria adicionar água no desinfetante na hora de limpar a casa. Relembre esses conceitos! Todos estão presentes na Apostila de Soluções disponível no site do Projeto de Ensino - Química Geral.

IMPORTANTE!!

Soluto: substância que será dissolvida, geralmente em menor quantidade.

Solvente: substância que dissolve o soluto, geralmente em maior quantidade.

Passo 1: Interpretar os dados do enunciado.

Pelo enunciado podemos retirar algumas informações:

Solução estoque de NH_3

Concentração (M) inicial = 14,8 mol/L

Volume Inicial = ?

Concentração (M) final = 0,250 mol/L

Volume final = 1000 mL

Passo 2: Encontrar o volume inicial por meio da fórmula de diluição.

$$C_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

Dados:

C_{inicial} = Concentração Inicial

V_{inicial} = Volume Inicial

C_{final} = Concentração Final

V_{final} = Volume Final

Passo 3: Substituir os valores na fórmula de diluição.

$$(14,8 \text{ mol/L}) \times (V_{\text{inicial}}) = (0,25 \text{ mol/L}) \times (1000 \text{ ml})$$

Multiplicando os valores, têm-se:

$$14,8 V_{\text{inicial}} = 250 \text{ ml}$$

Dividindo os termos:

$$V_{\text{inicial}} = \frac{250 \text{ ml}}{14,8}$$

$$V_{\text{inicial}} = 16,89 \text{ ml}$$

Logo, é necessário cerca de 16,89 ml da solução estoque para atingir uma concentração de 0,25 mol/L.

ITEM B:

Passo 1: Interpretar os dados do enunciado.

Pelo enunciado podemos tirar algumas informações.

Solução estoque de NH_3

Concentração (M) inicial = 14,8 mol/L

Volume inicial = 10 ml ou 0,01 L

Concentração (M) final = ?

Volume final = 0,500 L

Passo 2: Encontrar a concentração por meio da fórmula de diluição.

$$C_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

Substituindo:

$$(14,8 \text{ mol/L}) \times (0,01 \text{ L}) = (C_{\text{inicial}}) \times (0,500 \text{ L})$$

Multiplicando os valores, têm-se:

$$0,148 \text{ mol} = (0,500 \text{ L}) C_{\text{inicial}}$$

Dividindo os termos:

$$C_{\text{inicial}} = \frac{0,148 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}}$$

$$C_{\text{inicial}} = 0,296 \text{ mol/L}$$

Logo, a concentração final será cerca de 0,296 mol/L da solução final.

Questão 8(exer. 13. Cap 5, KOTZ, 2010, p.163, f157, 5° edição)

O bicarbonato de sódio, NaHCO_3 , é utilizado no fermento químico e na produção de plásticos e cerâmicas, entre outras coisas. Se 26,3 g do composto forem dissolvidos em água suficiente para dar 200 ml de solução, qual será a concentração molar NaHCO_3 ? Quais serão as concentrações dos íons em solução?

RESOLUÇÃO QUESTÃO 8

ATENÇÃO: O conceito de massa molar (MM) é de suma importância e em vários exercícios é necessário ter em mente como calcular a mesma presente em algum composto. Como sugestão dê uma olhada na apostila de estequiometria disponível no site do Projeto de Ensino - Química Geral.

Passo 1: Calcular a massa molar (MM) de NaHCO_3 .

$$\begin{aligned} \text{MM NaHCO}_3 &= (23 \text{ g/mol}) + (1 \text{ g/mol}) + (12 \text{ g/mol}) + (3 \times 16 \text{ g/mol}) \\ \text{MM NaHCO}_3 &= 84 \text{ g/mol} \rightarrow \text{esse valor corresponde a 1 mol de NaHCO}_3 \end{aligned}$$

Passo 2: Calcular a concentração molar (M) do composto.

A mesma pode ser expressa por:

$$M = \frac{n^\circ \text{ de mols}}{\text{volume}}$$

Porém, sabemos que o n° de mols pode ser expresso por:

$$n^\circ \text{ de mols} = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar (MM)}}$$

Nesse sentido, vamos substituir o n° de mols na primeira equação:

$$M = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar}(MM)} \times \frac{1}{\text{volume}}$$

Substituindo:

$$M \text{ NaHCO}_3 = \frac{26,3 \text{ g}}{(84 \text{ g/mol}) \times (0,2 \text{ L})}$$

Multiplicando os valores presentes no denominador, têm-se:

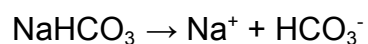
$$M \text{ NaHCO}_3 = \frac{26,3 \text{ g}}{(16,8 \text{ g/mol}) (L)}$$

Dividindo:

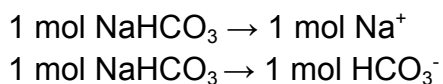
$$M \text{ NaHCO}_3 = 1,56 \text{ mol/L}$$

Passo 3: Calcular a concentração molar (M) dos íons

Para isso, é necessário ter em mente a reação de dissociação. A mesma pode ser escrita como:



Pode-se perceber que a proporção estequiométrica entre todos os elementos é de 1:1. Nesse sentido, pode-se concluir que:



Logo a concentração será a mesma.

$$M \text{ NaHCO}_3 = 1,56 \text{ mol/L}$$

$$M \text{ Na}^+ = 1,56 \text{ mol/L}$$

$$M \text{ HCO}_3^- = 1,56 \text{ mol/L}$$

Questão 9(exer.15. Cap 5, KOTZ, 2010, p.166, f160, 5° edição)

Em um de seus experimentos de laboratório, você recebe uma solução de CuSO_4 que apresenta uma concentração de 0,15 M. Se você misturar 6,0 ml dessa solução com água suficiente para ter um volume total de 10,0 ml, qual será a concentração de CuSO_4 nessa nova solução?

RESOLUÇÃO QUESTÃO 9

Diluição: processo que adiciona solvente a uma solução, sem alterar a quantidade de soluto. Nesse procedimento, a quantidade de solvente e o volume da solução aumentam e a de soluto permanece a mesma. Sendo assim, a concentração da solução diminui.

Em caso de dúvida, revise os conceitos na Apostila de Soluções no site do Projeto de Ensino - Química Geral

Passo 1: Interpretar os dados do enunciado.

Pelo enunciado podemos retirar algumas informações:

Solução de CuSO_4
Concentração (M) inicial = 0,15 mol/L
Volume inicial = 6,0 ml
Concentração (M) final = ?
Volume final = 10,0 ml

Passo 2: Encontrar a concentração final por meio da fórmula de diluição.

$$C_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

Dados:

C_{inicial} = Concentração Inicial

V_{inicial} = Volume Inicial

C_{final} = Concentração Final

V_{final} = Volume Final

Passo 3: Substituir os valores na fórmula de diluição.

$$(0,15 \text{ mol/L}) \times (6 \times 10^{-3} \text{ L}) = (C_{\text{final}}) \times (0,01 \text{ L})$$

Multiplicando os seguintes termos, têm-se:

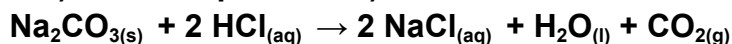
$$(0,01 \text{ L}) C_{\text{final}} = 0,0009 \text{ mol}$$

$$C_{\text{final}} = 0,09 \text{ mol/L}$$

Logo, a concentração de CuSO_4 nessa nova solução será cerca de 0,09 mol/L

Questão 10(exer.18. Cap 5, KOTZ, 2010, p.170, f164, 5° edição)

Se você combinar 75,0 ml de HCl 0,350 M e um excesso de Na_2CO_3 , que massa de CO_2 (em gramas) deve ser produzida)?



RESOLUÇÃO QUESTÃO 10

Passo 1: Encontrar o n° de mols por meio da fórmula de concentração (M).

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ de mols}}{\text{volume}}$$

Substituindo:

$$0,35 \text{ mol/L} = \frac{\text{n}^\circ \text{ de mols HCl}}{0,075 \text{ L}}$$

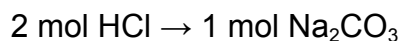
Multiplicando cruzado, têm-se:

$$\text{n}^\circ \text{ de mols HCl} = 0,02625 \text{ mol}$$

Passo 2: Analisar a proporção estequiométrica.

A questão já proporcionou a equação balanceada, nesse sentido, a resolução fica bem mais tranquila. Por meio da equação, pode-se afirmar que 2 mols HCl está para 1 mol de Na_2CO_3 . Sendo assim o n° de Na_2CO_3 mols de será a metade que foi encontrada anteriormente.

Vamos expressar isso de uma maneira mais visual:

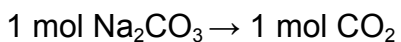


Sendo assim o n° de mols de Na_2CO_3 será a metade que foi encontrada anteriormente.

$$\text{n}^\circ \text{ de mols Na}_2\text{CO}_3 = \frac{0,02625}{2}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de mols} = 0,013125$$

E fazendo uso desse mesmo pensamento, 1 mol de Na_2CO_3 está para 1 mol de CO_2 . Vamos expressar isso de uma maneira mais visual.



Logo, ao encontrar o n° de mols de Na_2CO_3 automaticamente o n° de mols de CO_2 também será o mesmo.

$$\text{n}^\circ \text{ de mols Na}_2\text{CO}_3 = \text{n}^\circ \text{ de mols CO}_2 = 0,013125$$

Passo 2: Calcular a massa (g) do composto, usando a fórmula do n° de mols. Sabemos que o n° de mols pode ser expresso por:

$$\text{n}^\circ \text{ de mols} = \frac{\text{massa}(m)}{\text{massa molar}(MM)}$$

Substituindo:

$$0,013125 \text{ mol} = \frac{m \text{ CO}_2}{44 \text{ g/mol}}$$

Multiplicando cruzado:

$$m \text{ CO}_2 = 0,5775 \text{ g}$$

Deverá ser produzida cerca de 0,5775 g de CO_2 .

Lembrando que todo esse conteúdo está disponível no site do Projeto de Ensino - Química Geral, na parte de soluções. Acesse o link abaixo e estude com mais detalhes esse tema:

https://4c9dc6f6-5a41-4bf6-962d-f96812e77bc7.filesusr.com/ugd/ca1b6e_ff6c38c048e64cc3b66f79e816394cd4.pdf

REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 5.ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

BROWN, Theodore; LEMAY, Eugene; BURSTEN, Bruce; MURPHY, Catherine; WOODWARD, Patrick; STOLTZFUS, Matthew. **Química: a ciência central**. 13.ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2016.

KOTZ, John; TREICHEL, Paul. **Química Geral 1 e Reações Químicas**. 5.ed. Thomson, 2005.