

Prof. Marcus Ennes

Prof. Felipe Garcia

Físico-química

UNIDADE 37: Operações com soluções – Parte 2

Existem basicamente três tipos de operação envolvendo soluções. Primeiramente temos a diluição, que consiste na simples adição de solvente puro a uma solução, o que ocasiona na diminuição da concentração de soluto na solução. Da mesma forma que podemos adicionar solvente puro, também podemos adicionar uma solução a outra, e para isto temos duas possibilidades após a mistura: ou haverá reação química, ou não haverá.

A mistura de soluções sem reação pode envolver soluções de mesmo soluto ou de solutos diferentes, e a adição de solução com reação normalmente envolve soluções de solutos diferentes, com afinidade química mútua, o que irá gerar uma reação. Muitas vezes no cotidiano não percebemos, mas temos diversos solutos em uma mesma solução, como por exemplo o nosso sangue, a água do mar, ou alguns medicamentos com mais de um princípio ativo.



Misturas sem reação

As misturas sem reação podem ser definidas como a adição de uma segunda solução geralmente com base no mesmo solvente, à uma primeira, aumentando ou não o número de mols do soluto, com um aumento no volume final.

Quando trata-se de soluções de um mesmo soluto sendo misturadas, podemos calcular o número de mols de soluto em cada solução (antes da mistura) através do produto entre concentração e volume, já que este é constante para cada uma das soluções.

Desta forma o somatório entre os produtos “CV” ou “MV” individuais de cada solução representará a quantidade de soluto presente na solução final. Para o produto “CV” teremos a massa de soluto, para o produto “MV” teremos o número de mols de soluto. Observe a relação abaixo:

$$(MV)_1 + (MV)_2 + \dots + (MV)_n = (MV)_{\text{final}}$$

$$(CV)_1 + (CV)_2 + \dots + (CV)_n = (CV)_{\text{final}}$$

$$(TV)_1 + (TV)_2 + \dots + (TV)_n = (TV)_{\text{final}}$$

Considerando “M” como molaridade, “C” como concentração comum e “T” como título. Sendo “n” o número de soluções a serem misturadas. O raciocínio também pode ser estendido para as concentrações por parte (ppm e ppb). A unidade de volume que for

utilizada na parte à esquerda da relação será a mesma unidade de volume da parte à direita. Por exemplo, se utilizarmos o litro como unidade de volume do produto $(MV)_n$, então o produto $(MV)_{final}$ também terá para unidade de volume o litro.

Exemplificando o conceito acima com a concentração comum, suponha que haja 3 volumes a serem misturados, de soluções do mesmo soluto, com concentrações diferentes, conforme a tabela indica:

Solução	Volume	Concentração
1	10 mL	$50 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
2	90 mL	$25 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
3	150 mL	$75 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Primeiramente são misturados os frascos contendo as soluções 1 (10 mL) e 2 (90 mL), obtendo-se uma solução que chamaremos de intermediária, cujo volume será 100 mL, de concentração desconhecida a princípio. É possível descobrir a concentração desta solução intermediária utilizando a relação entre os produtos "CV" das soluções que foram misturadas e da solução intermediária.

$$\begin{aligned} (CV)_1 + (CV)_2 &= (CV)_{int} \\ 10 \cdot 50 + 90 \cdot 25 &= C_{int} \cdot 100 \\ C_{int} &= 27,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

Em seguida são misturadas as soluções intermediária e de número 3, obtendo-se a solução final. É possível descobrir a concentração final utilizando os dados das três soluções ou da solução intermediária e da solução 3, observe primeiramente como faremos a relação utilizando os dados das três soluções individualmente:

$$\begin{aligned} (CV)_1 + (CV)_2 + (CV)_3 &= (CV)_{final} \\ 10 \cdot 50 + 90 \cdot 25 + 150 \cdot 75 &= C_{final} \cdot 250 \\ C_{final} &= 56 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

Agora faremos a relação "CV" utilizando os dados da solução intermediária e da solução 3:

$$\begin{aligned} (CV)_{int} + (CV)_3 &= (CV)_{final} \\ 100 \cdot 27,5 + 150 \cdot 75 &= C_{final} \cdot 250 \\ C_{final} &= 56 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

Em um segundo caso podemos ter soluções de solutos diferentes, e na mistura sem reação o que ocorre é apenas a diluição de ambas as espécies, visto que o volume final é maior que o inicial, entretanto o número de mol de ambos os solutos não aumenta após a mistura, já que são diferentes.

Imagine que tenhamos dois volumes de soluções de sais diferentes sendo adicionados. A primeira solução apresenta um volume 250 mL e seu soluto é o sal cloreto de bário ($\text{Ba}(\text{Cl})_2$), com concentração $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. A segunda solução apresenta um volume de 250 mL e seu soluto é o sal iodeto de potássio (KI), com concentração $1,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Misturam-se então as duas soluções, e deseja-se então saber a concentração molar dos sais na solução resultante.

Calculando a concentração molar final do sal cloreto de bário ($\text{Ba}(\text{Cl})_2$):

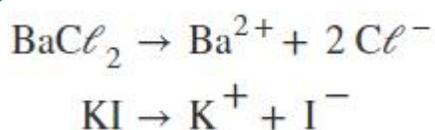
$$\begin{aligned} (MV)_{inicial} &= (MV)_{final} \\ 0,5 \cdot 250 &= M_{final} \cdot 500 \\ M_{final} &= 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

Calculando a concentração molar final do sal iodeto de potássio (KI):

$$\begin{aligned} (MV)_{inicial} &= (MV)_{final} \\ 1,5 \cdot 250 &= M_{final} \cdot 500 \\ M_{final} &= 0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

Observe que o volume final é o mesmo para as duas, $250 \text{ mL} + 250 \text{ mL} = 500 \text{ mL}$. Também poderíamos ter feito o cálculo utilizando os volumes na unidade litro, na qual teríamos $250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$ e $500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$.

Agora suponha que queiramos calcular a concentração de todas as espécies na solução final. Para isso é necessário ter em mente as equações de dissociação dos sais, para saber a relação entre o número de mol das espécies aniônica e catiônica.



Pode-se perceber que a proporção entre o sal $\text{Ba}(\text{Cl})_2$ e os íons Ba^{2+} e Cl^- é 1:1:2, respectivamente. Sendo assim a concentração final da espécie cloreto (Cl^-), proveniente apenas deste sal será o dobro da concentração final do sal, pois cada mol de sal $\text{Ba}(\text{Cl})_2$ gera 2 mol de Cl^- , observe:

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{BaCl}_2] = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2 \cdot [\text{BaCl}_2] = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Já no caso do sal KI a proporção entre o sal e os íons K^+ e I^- é 1:1:1. Sendo assim a concentração final das espécies iônicas seguirá a mesma proporção:

$$[\text{K}^+] = [\text{I}^-] = [\text{KI}] = 0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Um resultado que também costuma ser pedido em algumas questões é a concentração total de íons. Este valor consiste no somatório das concentrações individuais de cada íon presente na solução final. neste caso a concentração total de íons é igual a:

$$[\text{Ba}^{2+}] + [\text{Cl}^-] + [\text{K}^+] + [\text{I}^-] = [\text{íons}]_{\text{total}}$$

$$0,25 + 0,50 + 0,75 + 0,75 = 2,25 \text{ mol de íons} \cdot \text{L}^{-1}$$

Por fim, pode haver também casos nos quais há uma espécie iônica comum em dois solutos cujas soluções são misturadas. Por exemplo, duas soluções de monoácidos completamente dissociados (HCl e HNO_3 por exemplo) tem sua concentração de íons H^+ sendo somada, pois esta espécie é proveniente de ambos os ácidos.

Vamos supor um caso onde misturamos soluções de ácidos que não tem o mesmo número de hidrogênio ionizáveis, conforme descreve a tabela:

Espécie	Volume	Molaridade
HNO_3	500 mL	$1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
H_2SO_4	500 mL	$2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Deseja-se calcular a concentração final de íons H^+ , com base nos dados da tabela. Como vimos no exemplo anterior, temos que ter em mente as equações de ionização das espécies ácidas. Cada mol de HNO_3 libera 1 mol de H^+ e 1 mol de NO_3^- , e cada mol de H_2SO_4 libera 2 mol de H^+ e 1 mol de SO_4^{2-} .

Sendo assim a concentração final de H^+ será a soma entre o dobro da concentração final de H_2SO_4 (já que a proporção é 1 mol de ácido para 2 mol de H^+) e a concentração final de HNO_3 :

$$\text{HNO}_3 \rightarrow (\text{MV})_{\text{inicial}} = (\text{MV})_{\text{final}}$$

$$1,0 \cdot 500 = M_{\text{final}} \cdot 1000$$

$$M_{\text{final}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{MV})_{\text{inicial}} = (\text{MV})_{\text{final}}$$

$$2,0 \cdot 500 = M_{\text{final}} \cdot 1000$$

$$M_{\text{final}} = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sendo assim a concentração final de íons H^+ será a soma das contribuições de cada ácido, lembrando que o ácido sulfúrico ioniza liberando dois íons H^+ , então para encontrar a

concentração desta espécie na solução final devemos multiplicar a concentração final de ácido sulfúrico por 2, ou seja, calculando teremos: $[H^+]_{\text{final}} = 2 \cdot 1,0 + 0,5 = 2,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

NOTAS:



ATIVIDADES PROPOSTAS

1) Uma solução é preparada misturando-se 40,00 mL de NaOH de concentração $0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e 60,00 mL de KOH $0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

As concentrações molares de íons Na^+ , K^+ e OH^- na solução resultante serão, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, respectivamente,

- a) 0,012; 0,012 e 0,024.
- b) 0,04; 0,06 e 0,10.
- c) 0,12; 0,12 e 0,12.
- d) 0,12; 0,12 e 0,24.
- e) 0,30; 0,20 e 0,50.

2) Um aluno distraído misturou 0,3 L de uma solução de ácido clorídrico $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ com 0,1 L de HCl $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ao perceber o erro, ele decidiu adicionar água para reestabelecer a concentração de $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. O volume de H_2O adicionado a mistura e, em mL, igual a

- a) 75.
- b) 100.
- c) 125.
- d) 500.

3) Para preparar 1,0 L de $[\text{NaOH}] = 1,0 \text{ mol/L}$ se dispõe de dois frascos distintos contendo soluções de NaOH, um na concentração de 7% (m/v, frasco A) e outro 2% (m/v, frasco B).

Dados: Na = 23 g/mol; O = 16 g/mol; H = 1 g/mol.

Assinale a alternativa que contém os respectivos volumes das soluções A e B que uma vez misturados resultará na mistura desejada.

- a) 200 mL e 800 mL
- b) 500 mL e 500 mL
- c) 350 mL e 650 mL
- d) 400 mL e 600 mL

4) Uma solução de ácido clorídrico (HCl) 4,0 M foi misturada com outra solução do mesmo ácido (HCl) 1,5 M, obtendo-se 400 mililitros de solução 2,5 M. Os volumes em mililitros das

soluções 4,0 M e 1,5 M de HCl que foram adicionadas são, respectivamente?

- a) 120 e 280
- b) 140 e 260
- c) 160 e 240
- d) 180 e 220
- e) 200 e 200

5) Esta questão relaciona-se com a solução obtida pela mistura de 200 mL de 0,50M de HNO_3 e 300 mL de solução 0,20 M do mesmo ácido. Quantos mols de ácido há na solução final?

- a) 0,16 mol
- b) 0,10 mol
- c) 0,060 mol
- d) 0,050 mol
- e) 0,010 mol

6) Adicionando-se 600 mL de uma solução 14 g/L de KOH a um certo volume (v) de solução 84 g/L de mesma base, obtém-se uma solução 67,2 g/L. O volume (v) adicionado de solução 84 g/L é de:

- a) 100 mL
- b) 3000 mL
- c) 2700 mL
- d) 1500 mL
- e) 1900 mL

7) Misturam-se 200 mL de solução de hidróxido de potássio de concentração 5,0 g/L com 300 mL de solução de mesma base com concentração 4,0 g/L.

A concentração final em g/L é:

- a) 0,5 g/L
- b) 1,1 g/L
- c) 2,2 g/L
- d) 3,3 g/L
- e) 4,4 g/L

8) 150 mL de ácido clorídrico (HCl) de molaridade desconhecida são misturados a 350 mL do mesmo ácido a 2 M, dando uma solução de 2,9 M. Qual a molaridade do ácido inicial?

- a) 3,0
- b) 4,0
- c) 5,0
- d) 2,37

9) Misturando-se 100 mL de solução aquosa 0,1 molar de KCl , com 100 mL de solução aquosa 0,1 molar de MgCl_2 , as concentrações dos íons K^+ , Mg^{2+} e Cl^- na solução resultante serão, respectivamente:

- a) 0,05 M, 0,05 M e 0,1 M
- b) 0,04 M, 0,04 M e 0,12 M
- c) 0,05 M, 0,05 M e 0,2 M
- d) 0,1 M, 0,15 M e 0,2 M
- e) 0,05 M, 0,05M e 0,15M

10) 500 mL de uma solução 1 M de H_2SO_4 e 1500 mL de uma outra solução 2 M de H_2SO_4 foram misturados e o volume final completado a 2500 mL pela adição de H_2O . A concentração molar da solução resultante é:

- a) 1,5 M
- b) 1,4 M
- c) 1,2 M
- d) 1,6 M
- e) 1,8 M

11) Em um experimento, uma amostra de 200 mL de uma solução, que contém sulfato de sódio (Na_2SO_4) $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, foi misturada a 300 mL de outra solução de sulfato de cálcio (CaSO_4) $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e, em seguida, foram adicionados 500 mL de água destilada à mistura. Observou-se que não houve reação química.

Nesse contexto, a partir dessas informações, conclui-se que a concentração em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dos íons sulfato será

- a) 0,08
- b) 0,16
- c) 0,23
- d) 0,32
- e) 0,46

12) Em 1980, os médicos Irineu Velasco e Maurício da Rocha e Silva descobriram que a utilização de soluções hipertônicas contendo 7.500 mg de cloreto de sódio dissolvidos em 100 mL de solução aquosa representava uma

alternativa segura e eficiente para o tratamento de vítimas de choque hemorrágico. Os tratamentos utilizados até então recomendavam, entre outros procedimentos, a aplicação de grandes volumes de soro fisiológico contendo 900 mg de cloreto de sódio em 100 mL de solução. Um determinado grupo de pesquisadores decidiu realizar um estudo utilizando uma nova solução salina, preparada a partir da combinação da solução hipertônica de Velasco e Silva com o soro fisiológico convencional.

A razão entre os volumes de soro fisiológico e de solução hipertônica necessários para preparar uma solução com concentração igual a 20 g/L de NaCl é igual a:

- a) 10;
- b) 7,5;
- c) 5;
- d) 2,5;
- e) 1.

13) Um analista necessita de 100 mL de uma solução aquosa de NaCl 0,9% (m/v). Como não dispõe do sal puro, resolve misturar duas soluções de NaCl_(aq): uma de concentração 1,5% (m/v) e outra de 0,5% (m/v). Calcule o volume de cada solução que deverá ser utilizado para o preparo da solução desejada.

- a) $V_{Sol2} = 40$ mL e $V_{Sol1} = 60$ mL
- a) $V_{Sol2} = 60$ mL e $V_{Sol1} = 40$ mL
- a) $V_{Sol2} = 50$ mL e $V_{Sol1} = 50$ mL
- a) $V_{Sol2} = 70$ mL e $V_{Sol1} = 30$ mL
- a) $V_{Sol2} = 20$ mL e $V_{Sol1} = 80$ mL

14) Uma solução foi preparada misturando-se 200 mL de uma solução de HBr 0,20 mol/L com 300 mL de solução de HCl 0,10 mol/L. As concentrações, em mol/L, dos íons Br⁻, Cl⁻ e H⁺ na solução serão, respectivamente,

- a) 0,04 0,03 0,04
- b) 0,04 0,03 0,07
- c) 0,08 0,06 0,06
- d) 0,08 0,06 0,14
- e) 0,2 0,1 0,3

15) Foram misturados 200 ml de solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração 2 mol/L, com 500 ml de solução aquosa de cloreto de sódio de concentração 5,85 g/L.

A concentração final de íons sódio será de (Na = 23 g/mol Cl = 35,5 g/mol, O = 16 g/mol, H = 1 g/mol):

- a) 0,32 mol/L
- b) 0,71 mol/L
- c) 0,38 mol/L
- d) 0,64 mol/L
- e) 0,35 mol/L

16) A dois litros de solução aquosa sacarose de concentração 50 g/L foi adicionada 6 litros de concentração 2 mols/L de solução aquosa de cloreto de sódio.

Qual a concentração do sal e do açúcar na solução final?

- a) 25,0 g/L; 3,0 mol/L
- b) 0,2 Kg/L; 3,0 mol/L
- c) 12,5 g/L; 1,5 mol/L
- d) 25,0 g/L; 1,5 mol/L
- e) 12,5 g/L; 3,0 mol/L

17) Um estudante de Química precisava preparar 100 mL de uma solução de hidróxido de sódio com concentração 0,14 mol/L. No entanto, ele só dispunha de outras soluções de NaOH, cujas concentrações eram 0,05 mol/L e 0,50 mol/L, de uma pipeta graduada e de um balão volumétrico de 100 mL.

Com este material, como o estudante deverá proceder para conseguir preparar a solução?

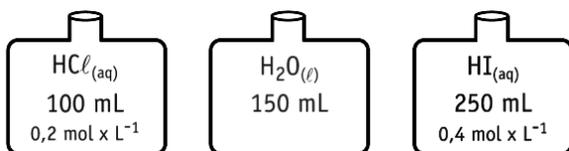
- a) Pipetar 10,0 mL da solução 0,50 mol/L, inserir no balão volumétrico e completar até 100 mL com a solução 0,05 mol/L.
- b) Pipetar 15,0 mL da solução 0,50 mol/L, inserir no balão volumétrico e completar até 100 mL com a solução 0,05 mol/L.
- c) Pipetar 20,0 mL da solução 0,50 mol/L, inserir no balão volumétrico e completar até 100 mL com a solução 0,05 mol/L.

d) Pipetar 25,0 mL da solução 0,50 mol/L, inserir no balão volumétrico e completar até 100 mL com a solução 0,05 mol/L.

e) Pipetar 10,0 mL da solução 0,05 mol/L, inserir no balão volumétrico e completar até 100 mL com a solução 0,50 mol/L.

18) Para estudar os processos de diluição e mistura foram utilizados, inicialmente, três frascos contendo diferentes líquidos.

A caracterização desses líquidos é apresentada na ilustração abaixo.



A seguir, todo o conteúdo de cada um dos frascos foi transferido para um único recipiente.

Considerando a aditividade de volumes e a ionização total dos ácidos, a mistura final apresentou uma concentração de íons H^+ , em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, igual a:

- a) 0,60
- b) 0,36
- c) 0,24
- d) 0,12

19) Ao se misturar 100 mL de solução aquosa $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de cloreto de potássio com 150 mL de solução aquosa $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de cloreto de sódio, a solução resultante apresentará, respectivamente, as seguintes concentrações de Na^+ , K^+ e Cl^- :

- a) $0,09 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- b) $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $1,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- c) $0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $0,09 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- d) $0,09 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $0,09 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $0,09 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- e) $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

20) Em um laboratório, foram misturados 200 mL de solução 0,05 mol/L de cloreto de cálcio

(CaCl_2) com 600 mL de solução 0,10 mol/L de cloreto de alumínio (AlCl_3), ambas aquosas.

Considerando o grau de dissociação desses sais igual a 100% e o volume final igual à soma dos volumes de cada solução, a concentração, em quantidade de matéria (mol/L), dos íons cloreto (Cl^-) na solução resultante será de:

- a) 0,25.
- b) 0,20.
- c) 0,15.
- d) 0,10.
- e) 0,05.



GABARITOS

1) D

2) B

3) D

4) C

5) A

6) E

7) E

8) C

9) E

10) B

11) C

12) C

13) B

14) D

15) D

16) C

17) C

18) C

19) A

20) A