

Prof. Marcus Ennes  
Prof. Felipe Garcia

# Físico-química

## UNIDADE 38: Operações com soluções – Parte 3

Não há como citar uma mais importante dentre os três tipos de operações envolvendo soluções. Todas estão presentes nos mais diversos meios, desde utilidades doméstica, até os laboratórios, hospitais e indústrias.

As misturas de soluções envolvendo reações químicas são muito importantes por exemplo para determinação de pureza em uma amostra, ou mesmo para definir uma concentração, através das titulações.

Um passo prévio fundamental para dominarmos este tipo de operação é entendermos acerca da estequiometria da reação envolvida. Teremos que utilizar equações químicas que nem sempre nos serão fornecidas, como por exemplo reações ácido-base, que já devemos saber a esta altura. Além disso neste estudo devemos sempre utilizar as reações balanceadas, para que possamos relacionar quantitativamente de maneira correta as substâncias envolvidas.



### Misturas com reação

As misturas com reação apenas se diferem das misturas sem reação pelo fato de que há, obviamente substâncias diferentes envolvidas em uma transformação química. Esta reação é guiada por coeficientes estequiométricos, que matematicamente representarão números que serão utilizados para fazer uma adaptação na relação “MV”.

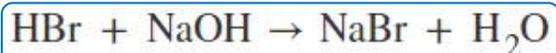
Neste caso teremos sempre que ter em mente o número de mols de cada um dos reagentes envolvidos. Podemos utilizar a relação “CV”, cujo produto é a massa de soluto, entretanto teríamos que posteriormente converter esta massa obtida para mols. Utilizando o número de mols de cada reagente e a relação estequiométrica entre os mesmos calcula-se o que foi consumido e o que possa ter restado.

Começando com um exemplo simples e muito presente nas questões, uma reação ácido-base, na qual ambas as espécies são fortes.

Suponha que temos duas soluções a serem misturadas, conforme descrito pela tabela:

Solução	Soluto	Molaridade	Volume
1	NaOH	$0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	250 mL
2	HBr	$1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	250 mL

Montando a reação que ocorre entre os dois solutos balanceada, obtemos:



A partir da relação “MV” dos dois solutos podemos dizer que há:

$$M_1V_1 = 0,5 \cdot 0,25 = 0,125 \text{ mol NaOH}$$

$$M_2V_2 = 1,0 \cdot 0,25 = 0,250 \text{ mol HBr}$$

Conforme dito anteriormente e visto através da reação, a relação estequiométrica entre os dois soluto é 1:1. Pelos cálculos das relações “MV” é possível observar que numericamente há o dobro de mol de HBr em relação ao número de mol de NaOH. Com base nisso podemos dizer que todo o NaOH reagirá com metade do número de mol de HBr, restando a outra metade (0,125 mol HBr) no volume final, que será a soma dos dois volumes,  $250 + 250 = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$ .

Também é importante observar que para descobrir o número de mols ou a massa a partir da concentração é necessário multiplicar o valor pelo volume na mesma unidade do volume da unidade de concentração. Por exemplo, se a concentração estiver em mol/L ou g/L é necessário para descobrir o número de mol ou a massa, respectivamente, utilizar o volume em litros (L) nas relações “MV” e “CV”.

A partir daí podemos utilizar a fórmula da molaridade ( $M = n/V$ ) e descobrir que a molaridade final do HBr (ácido bromídrico) será  $0,125/0,5 = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Como trata-se de uma espécie forte, este também será o valor de concentração molar dos íons  $\text{H}^+$  e  $\text{Br}^-$  na solução, pois considera-se a ionização completa.

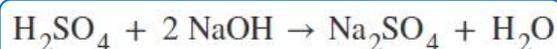
O procedimento baseado na mistura entre soluções de ácido e base gera a possibilidade de descobrir a concentração de uma solução, sabendo apenas seu volume inicial e o volume de solução de ácido ou base utilizado. A este procedimento dá-se o nome de titulação volumétrica ácido-base, que normalmente encontra-se como apenas “titulação ácido-base” ou “volumetria ácido-base”. Também é necessário um indicador, que é uma substância que apresenta colorações

diferentes para diferentes valores de pH. Isto é necessário para que seja notado visualmente o “ponto final”, que consiste no fim da titulação.

Façamos um exemplo envolvendo uma titulação ácido-base. Utilizaremos uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) 0,2 M para titular 10 mL de uma solução de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), totalmente ionizado, de concentração desconhecida. Adicionou-se ao meio o indicador fenolftaleína, que adquire coloração rosa em meio básico, ou seja, quando o ácido for totalmente neutralizado a solução apresentará a coloração rosa.

Após adição de 50 mL de solução de hidróxido de sódio a solução final passa a apresentar coloração rosa, o que indica o ponto final da titulação. A partir deste dado deseja-se então calcular a concentração de ácido sulfúrico da solução original.

Primeiramente devemos montar a reação química entre as espécies, e em seguida balanceá-la:



Observa-se que 2 mol de NaOH reagem com 1 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Sabemos também que foram necessários 50 mL de solução 0,2 M de NaOH para neutralizar completamente 10 mL de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , logo podemos estabelecer uma relação entre os produtos “MV” para as duas soluções:

$$2 \text{ (MV) } \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ (MV) } \text{NaOH}$$

$$2M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot 10 = 0,2 \cdot 50$$

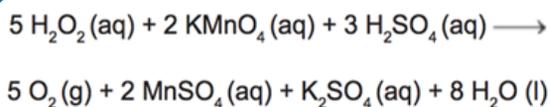
$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,2 \cdot 50}{2 \cdot 10} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

É fundamental notar que nesta etapa multiplicamos o número 2 pelo produto MV do ácido sulfúrico. Isto ocorre devido aos coeficientes na equação química. Outra forma de entender a presença deste número é perceber que para cada 1 mol do ácido temos 2 mol de íons  $\text{H}^+$ .

Também é importante observar que nesse exemplo pôde-se utilizar os volumes em mL na fórmula. Isto ocorre pois somente há a obrigação de as unidades de volume nos dois lados serem iguais, ou seja, podemos utilizar ambas em mL ou ambas em L, porém nunca um lado em mL e o outro em L.

Entretanto nem toda titulação é ácido-base. Podemos citar também as titulações complexométricas, potenciométricas, redox e por precipitação.

Em um último exemplo trabalharemos uma questão do ENEM. O enunciado da questão fornecia a reação química já balanceada entre os solutos  $\text{H}_2\text{O}_2$  e  $\text{KMnO}_4$  e perguntava sobre a quantidade em mol de permanganato de potássio necessária para reagir completamente com 20,0 mL de uma solução 0,1 mol/L de peróxido de hidrogênio. Observe a reação fornecida:



Antes de analisar as alternativas vamos fazer o cálculo, com base no exemplo anterior, no qual o coeficiente estequiométrico foi multiplicado ao produto "MV".

$$2 (\text{MV})_{\text{H}_2\text{O}_2} = 5 (\text{MV})_{\text{KMnO}_4}$$

$$5 n_{\text{KMnO}_4} = 2 (0,1 \cdot 0,020)$$

$$n_{\text{KMnO}_4} = \frac{0,0040}{5} = 0,0008 = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Neste caso pede-se somente o número de mol de permanganato de potássio, ou seja, não há molaridade ou volume, apenas o produto "MV", que equivale ao número de mol, "n". Sendo assim foi necessário utilizar a unidade do volume em litros. Dentre as alternativas fornecidas encontramos:

- a)  $2,0 \times 10^0$  mol
- b)  $2,0 \times 10^{-1}$  mol
- c)  $8,0 \times 10^{-1}$  mol
- d)  $8,0 \times 10^{-4}$  mol ←**
- e)  $5,0 \times 10^{-3}$  mol



## ATIVIDADES PROPOSTAS

1) Uma solução de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  foi adicionada a 300  $\text{cm}^3$  de uma solução 0,5 M de  $\text{HNO}_3$ . Houve a precipitação de um sal, mas o meio permaneceu ácido. Conseguiu-se a neutralização por meio da adição de 200  $\text{cm}^3$  de uma solução 0,25 M de  $\text{KOH}$ , que foi totalmente consumido.

- Massa Molar Ba = 137 g/mol;
- Massa Molar O = 16 g/mol;
- Massa Molar H = 1 g/mol;
- Massa Molar K = 39 g/mol; e
- Massa Molar N = 14 g/mol.

Assim, pode-se afirmar que a massa, em gramas, de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  presente na solução adicionada era aproximadamente:

- a) 2,5
- b) 4,3
- c) 6,1
- d) 8,6
- e) 9,4

2) Na neutralização de 30 mL de uma solução de soda cáustica (hidróxido de sódio comercial), foram gastos 20 mL de uma solução 0,5 mol/L de ácido sulfúrico, até a mudança de coloração de um indicador ácido-base adequado para a faixa de pH do ponto de viragem desse processo. Desse modo, é correto afirmar que as concentrações molares da amostra de soda cáustica e do sal formado nessa reação de neutralização são, respectivamente,

- a) 0,01 mol/L e 0,20 mol/L.
- b) 0,01 mol/L e 0,02 mol/L.
- c) 0,02 mol/L e 0,02 mol/L.
- d) 0,66 mol/L e 0,20 mol/L.
- e) 0,66 mol/L e 0,02 mol/L.

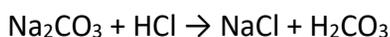
3) A mistura de 100 mL de uma solução de  $\text{HCl}$ , de concentração  $2 \times 10^{-2}$  mol/L, com 400 mL de uma solução de  $\text{NaOH}$ , de concentração  $6,25 \times 10^{-3}$  mol/L gera uma solução de caráter

- a) ácido, com pH = 3.
- b) básico, com pH = 10.
- c) básico, com pH = 11.

- d) ácido, com pH = 2.  
e) neutro, com pH = 7.

4) A titulação é uma técnica analítica bastante utilizada para determinar a concentração de substâncias que não são padrões primários. Assim, utiliza-se geralmente um padrão primário para padronizar as soluções que são usadas para outras titulações. Com base neste conceito, uma amostra de 0,3180 g de carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), padrão primário, necessitou de 30,00 mL de uma solução de HCl para completa neutralização. Em relação à concentração de HCl e à estequiometria da reação abaixo, assinale a alternativa **CORRETA**.

Dados: MM ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) = 106 g/mol



- a) A concentração de HCl é 0,10 mol/L, e a relação estequiométrica  $\text{Na}_2\text{CO}_3 : \text{HCl}$ , é 1:1.  
b) A concentração de HCl é 0,20 mol/L, e a relação estequiométrica  $\text{Na}_2\text{CO}_3 : \text{HCl}$ , é 1:2.  
c) A concentração de HCl é 0,10 mol/L, e a relação estequiométrica  $\text{Na}_2\text{CO}_3 : \text{HCl}$ , é 1:2.  
d) A concentração de HCl é 0,20 mol/L, e a relação estequiométrica  $\text{Na}_2\text{CO}_3 : \text{HCl}$ , é 1:1.  
e) A concentração de HCl é 0,10 mol/L, e a relação estequiométrica  $\text{Na}_2\text{CO}_3 : \text{HCl}$ , é 2:1.

5) O leite de magnésia, usado como antiácido e laxante, contém em sua formulação o composto  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . A concentração de uma amostra de 10 mL de leite de magnésia que foi titulada com 12,5 mL de HCl 0,50 mol .  $\text{L}^{-1}$  é, em mol .  $\text{L}^{-1}$ , de, aproximadamente,

- a) 0,1.  
b) 0,3.  
c) 0,5.  
d) 0,6.  
e) 1,2.

6) Vinagre é uma mistura homogênea cujo principal constituinte é o ácido acético. Um estudante de química analisou uma amostra de uma garrafa de 500 mL de vinagre de maçã, em que, no rótulo, há a informação de que o teor do ácido acético presente na solução é de 4,2% m/v.

Considerando que o ácido acético é o único composto de caráter ácido do vinagre, analise as proposições sugeridas pelo estudante após as análises.

- I. A molaridade do ácido acético na amostra analisada é 0,7 mol/L.  
II. Ao titular 20 mL desse vinagre com hidróxido de sódio 1 mol/L, foram gastos 50 mL da base.  
III. Uma cozinheira que utiliza 6,3 g de vinagre por dia, durante 30 dias, irá utilizar 9 garrafas.

Está(ão) **CORRETA(S)** a(s) afirmativa(s):

- a) I apenas.  
b) I e II apenas.  
c) II e III apenas.  
d) I e III apenas.

7) Para titular 24 mL de uma amostra de suco gástrico " $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ", foram necessários, para atingir o ponto de equivalência, 30 mL de uma solução 0,02 M de NaOH. Considerando que a reação entre o ácido do suco gástrico e a base ocorre quantitativamente, o pH do suco gástrico é de aproximadamente

Dado:  $\log_{10}2 = 0,3$ .

- a) 0,6.  
b) 0,9.  
c) 1,2.  
d) 1,6.  
e) 2,0.

8) Soluções aquosas de ácido clorídrico,  $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ , e de ácido acético,  $\text{H}_3\text{CCOOH}_{(\text{aq})}$ , ambas de concentração 0,10 mol/L, apresentam valores de pH iguais a 1,0 e 2,9, respectivamente.

Em experimentos separados, volumes iguais de cada uma dessas soluções foram titulados com uma solução aquosa de hidróxido de sódio,  $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ , de concentração adequada. Nessas titulações, a solução de NaOH foi adicionada lentamente ao recipiente contendo a solução ácida, até reação completa. Sejam  $V_1$  o volume da solução de NaOH para reação completa com a solução de HCl e  $V_2$  o volume da solução de

NaOH para reação completa com a solução de  $H_3CCOOH$ . A relação entre  $V_1$  e  $V_2$  é

- a)  $V_1 = 10^{-3,9} V_2$
- b)  $V_1 = (1,0/2,9) V_2$
- c)  $V_1 = V_2$
- d)  $V_1 = 2,9 V_2$
- e)  $V_1 = 10^{1,9} V_2$

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

A chuva ácida é um fenômeno causado pela poluição da atmosfera. Ela pode acarretar problemas para o solo, água, construções e seres vivos. Um dos responsáveis por este fenômeno é o gás  $SO_3$  que reage com a água da chuva originando ácido sulfúrico. O  $SO_3$  não é um poluente produzido diretamente pelas fontes poluidoras, mas é formado quando o  $SO_2$ , liberado pela queima de combustíveis fósseis, reage com o oxigênio do ar. Esta reação é representada pela equação mostrada a seguir.

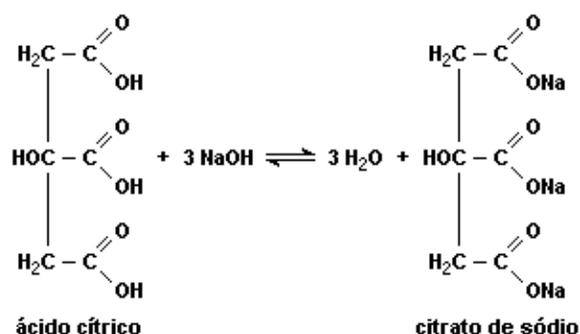


9) Um pesquisador, ao estudar a qualidade do ar de uma região industrial, verificou que, para titular 50 mL de uma amostra de água de chuva, necessitou de 20 mL de solução de NaOH de concentração  $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ .

Considerando a presença somente do ácido sulfúrico na amostra de água da chuva, a concentração, em  $\text{mol L}^{-1}$ , deste ácido é:

- a)  $0,50 \times 10^{-3}$
- b)  $0,25 \times 10^{-3}$
- c)  $1,0 \times 10^{-3}$
- d)  $1,0 \times 10^{-2}$
- e)  $1,5 \times 10^{-2}$

10) Ácido cítrico reage com hidróxido de sódio segundo a equação:



Considere que a acidez de um certo suco de laranja provenha apenas do ácido cítrico. Uma alíquota de 5,0 mL desse suco foi titulada com NaOH 0,1 mol/L, consumindo-se 6,0 mL da solução básica para completa neutralização da amostra analisada.

Levando em conta estas informações e a equação química apresentada, é correto afirmar que a concentração de ácido cítrico no referido suco, em mol/L, é:

- a)  $2,0 \times 10^{-4}$
- b)  $6,0 \times 10^{-4}$
- c)  $1,0 \times 10^{-2}$
- d)  $1,2 \times 10^{-2}$
- e)  $4,0 \times 10^{-2}$

11) Os exageros do final de semana podem levar o indivíduo a um quadro de azia. A azia pode ser descrita como uma sensação de queimação no esôfago, provocada pelo desbalanceamento do pH estomacal (excesso de ácido clorídrico). Um dos antiácidos comumente empregados no combate à azia é o leite de magnésia.

O leite de magnésia possui 64,8 g de hidróxido de magnésio ( $Mg(OH)_2$ ) por litro da solução. Qual a quantidade de ácido neutralizado ao se ingerir 9 mL de leite de magnésia?

Dados - Massas molares (em  $\text{g mol}^{-1}$ ): Mg = 24,3; Cl = 35,5; O = 16; H = 1.

- a) 20 mol.
- b) 0,58 mol.
- c) 0,2 mol.
- d) 0,02 mol.
- e) 0,01 mol.

12) O hidróxido de cálcio –  $Ca(OH)_2$  –, também conhecido como cal hidratada ou cal extinta, trata-se de um importante insumo utilizado na indústria da construção civil. Para verificar o grau de pureza (em massa) de uma amostra de hidróxido de cálcio, um laboratorista pesou 5,0 gramas deste e dissolveu completamente em 200 mL de solução de ácido clorídrico 1 mol/L. O excesso de ácido foi titulado com uma solução de hidróxido de sódio 0,5 mol/L, na presença de fenolftaleína, sendo gastos 200 mL

até completa neutralização. O grau de pureza da amostra analisada, expresso em porcentagem em massa, é de:

- a) 78%.
- b) 82%.
- c) 86%.
- d) 90%.
- e) 74%.

13) Uma amostra de 5 g de hidróxido de sódio (NaOH) impuro foi dissolvida em água suficiente para formar 1 L de solução.

Uma alíquota de 10 mL dessa solução aquosa consumiu, numa titulação, 20 mL de solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) de concentração igual  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

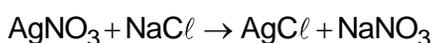
Admitindo-se que as impurezas do NaOH não reagiram com nenhuma substância presente no meio reacional, o grau de pureza, em porcentagem, de NaOH na amostra é

Dados:

Elemento	Na	H	O	Cl
Massa Atômica	23 u	1 u	16u	35,5u

- a) 10%
- b) 25%
- c) 40%
- d) 65%
- e) 80%

14) Em análises quantitativas, por meio do conhecimento da concentração de uma das espécies, pode-se determinar a concentração e, por conseguinte, a massa de outra espécie. Um exemplo é o uso do nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) nos ensaios de determinação do teor de íons cloreto, em análises de água mineral. Nesse processo ocorre uma reação entre os íons prata e os íons cloreto, com consequente precipitação de cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ) e de outras espécies que podem ser quantificadas. Analogamente, sais que contêm íons cloreto, como o cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ), podem ser usados na determinação quantitativa de íons prata em soluções de  $\text{AgNO}_3$ , conforme descreve a equação:



Para reagir estequiometricamente, precipitando na forma de  $\text{AgCl}$ , todos os íons prata presentes em 20,0 mL de solução  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{AgNO}_3$ , (completamente dissociado), a massa necessária de cloreto de sódio será de:

Dados - Massas atômicas: Na = 23 u; Cl = 35,5 u; Ag = 108 u; N = 14 u; O = 16 u.

- a) 0,062 g.
- b) 0,117 g.
- c) 0,258 g.
- d) 0,567 g.
- e) 0,644 g.

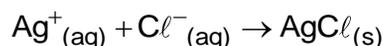
15) Para determinar a pureza de uma amostra de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), uma analista dissolveu 14,0 g do ácido em água até obter 100 mL de solução. A analista separou 10,0 mL dessa solução e realizou a titulação, utilizando fenolftaleína como indicador. A neutralização dessa alíquota foi obtida após a adição de 40,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH) de concentração  $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

O teor de pureza da amostra de ácido sulfúrico analisado é, aproximadamente,

- a) 18,0%.
- b) 50,0%.
- c) 70,0%.
- d) 90,0%.

16) A análise volumétrica em meio aquoso se baseia, de maneira simplificada, na medição do volume de solução padrão (concentração conhecida) que reage estequiometricamente com uma espécie dissolvida em água, com o ponto final da titulação podendo ser identificado com o auxílio de um indicador que muda de cor no ponto final.

Na análise de cloretos numa amostra de água, 50,0 mL de amostra necessitaram de 20,00 mL de solução  $0,1000 \text{ mol/L}$  de nitrato de prata, usando cromato como indicador do ponto final.



Com esses dados, a porcentagem massa por volume (m/v) de  $\text{Cl}^-$  (massa molar = 35,5 g/mol) na amostra é:

- a) 0,035
- b) 0,710
- c) 0,142
- d) 0,213
- e) 0,284

17) Carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ) é uma das matérias utilizadas na indústria de cimento e cerâmicas. Por ter caráter básico, pode ser utilizado para neutralizar soluções ácidas no tratamento de efluentes gerados nos laboratórios químicos. Para neutralizar completamente 1 litro de solução de  $\text{HNO}_3$  0,50 mol/L é necessária uma quantidade mínima de  $\text{CaCO}_3$ , em gramas, igual a

- a) 100.
- b) 75.
- c) 50.
- d) 25.
- e) 10.

18) Um erlenmeyer contém 10,0 mL de uma solução de ácido clorídrico, juntamente com algumas gotas de uma solução de fenolftaleína. De uma bureta, foi-se gotejando uma solução 0,100 M de hidróxido de sódio até o aparecimento de leve coloração rósea. Nesse momento, observou-se um consumo de 20,0 mL da solução alcalina. Pode-se afirmar que a concentração de HCl na solução ácida original era de:

Dados - Massas atômicas: H = 1,00 u, O = 16,0 u, Na = 23,0 u, Cl = 35,5 u.

- a)  $3,65 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- b)  $7,30 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- c)  $4,00 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- d)  $3,20 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- e)  $2,00 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$

19) Uma carreta especial para transporte de substâncias corrosivas tombou na descida da Serra das Araras.

Como consequência desse acidente, houve derramamento de ácido sulfúrico. Sabe-se que esse ácido é neutralizado com CaO.

Considerando que a concentração do ácido derramado é de 98,00 % peso por peso e sua

densidade é de 1,84 g/mL, calcule a massa aproximada de CaO necessária para neutralizar 1000 L do ácido derramado.

- a) 1,0 ton
- b) 1,0 kg
- c) 10,0 ton
- d) 10,0 kg
- e) 0,5 ton

20) 200 mL de uma solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração igual a 1 mol/L foram misturados a 300 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração igual a 2 mol/L. Após o final do processo químico ocorrido, é correto afirmar que

- a) a concentração do ácido excedente, na solução final, é de  $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- b) a concentração da base excedente, na solução final, é de  $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- c) a concentração do sal formado, na solução final, é de  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- d) a concentração do sal formado, na solução final, é de  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- e) todo ácido e toda base foram consumidos.



## GABARITOS

1) D

2) D

3) C

4) B

5) B

6) D

7) D

8) C

9) D

10) E

11) D

12) E

13) E

14) B

15) C

16) C

17) B

18) B

19) A

20) B