



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

EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE: APOSTILA DE EXERCÍCIOS CÁLCULO DE SOLUÇÕES TAMPÃO

São Mateus/ES

2020

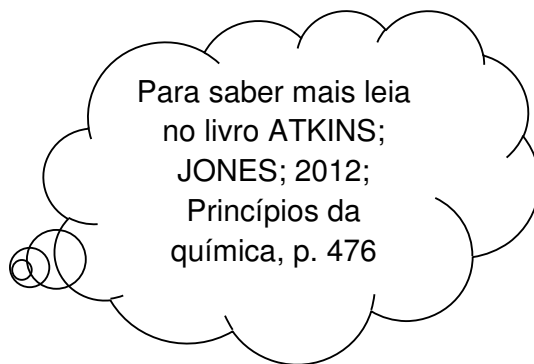
Questão 1: Fonte: ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. **Princípios de química:** questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012, questão 12.15, p. 509

Hipoclorito de sódio, NaClO, é o ingrediente ativo em muitos alvejantes. Calcule a razão da concentração de ClO⁻ e HClO em uma solução de alvejante que tem um ajuste de pH para 6,50, usando-se ácido forte ou base forte.

Dado: Ka do ácido HClO = 3×10^{-8}

Relembrando:

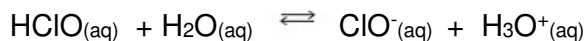
Solução tampão: Por definição é uma mistura de um ácido fraco e de seu sal contendo a sua base conjugada (**solução tampão ácida**) ou de uma base fraca e de seu sal contendo o seu ácido conjugado (**solução tampão básica**) (em concentrações iguais ou maiores que 10^{-3} mol/L), que resista a variações no pH decorrentes da diluição ou da adição de pequenas quantidades de ácidos ou bases fortes.



Resolução:

Para calcular esta razão utilizaremos a Equação de Henderson- Hasselbalch para uma solução tampão ácida, uma vez que o sistema tampão é constituído de um ácido fraco (HClO) e de sua base conjugada (ClO⁻).

Partindo da equação:



$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{ClO}^{-}]}{[\text{HClO}]}$$

Vimos anteriormente que para calcular o pKa usamos a fórmula:

$$\text{pKa} = -\log K_a$$

Substituindo a fórmula de K_a na equação de Henderson- Hasselbalch teremos:

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

Agora substituindo os valores dados na questão teremos:

$$6,50 = -\log (3,0 \times 10^{-8}) + \log \frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

$$6,50 + \log (3,0 \times 10^{-8}) = \log \frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

$$-1,023 = \log \frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

Agora elevando toda a equação pela base 10

$$10^{-1,023} = 10^{\log \frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}}$$

$$10^{-1,023} = \frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

$$\frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = 0,09$$

Importante: Esta razão é menor que a unidade porque o ácido, por ser fraco, está na sua forma molecular não dissociada em maior quantidade.

Dica: Você pode resolver o cálculo do pKa separadamente e depois inserir o valor na equação de Henderson- Hasselbalch. Porém, isso fará com que o resultado final seja um pouco diferente, devido a arredondamentos e aproximações feitas.

Questão 2: Fonte: ATKINS; JONES; 2001; Princípios da química, questão 11.12, p. 596

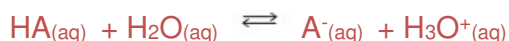
Dica: existe uma questão parecida no livro: ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. **Princípios de química:** questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012, questão 12.16, p. 509

A aspirina é um derivado do ácido salicílico, que tem um $K_a = 1,1 \times 10^{-3}$. Calcule a razão das concentrações dos íons salicilato (sua base conjugada) e ácido salicílico na solução quem tem pH ajustado para 2,50 usando-se ácido forte ou base forte.

Resolução:

Para calcular esta razão utilizaremos a Equação de Henderson- Hasselbalch para ácido e base conjugada:

Dica: Quando não for dada a fórmula do composto pode-se usar apenas a fórmula genérica da base conjugada A^- e do ácido fraco HA



$$pH = pKa + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Vimos anteriormente que para calcular o pKa usamos a fórmula:

$$pKa = - \log Ka$$

Substituindo a fórmula de Ka na equação de Henderson- Hasselbalch teremos:

$$pH = - \log Ka + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Agora substituindo os valores dados na questão teremos:

$$2,50 = - \log (1,1 \times 10^{-3}) + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$2,50 + \log (1,1 \times 10^{-3}) = \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$-0,459 = \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Agora elevando toda a equação pela base 10

$$10^{-0,459} = 10^{\log \frac{[A^-]}{[HA]}}$$

$$10^{-0,459} = \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$\frac{[A^-]}{[HA]} = \mathbf{0,347}$$

Questão 3: Fonte: Fonte: ATKINS; JONES; 2001; Princípios da química, questão 11.19, p. 596

Dica: existe uma questão parecida no livro: ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. **Princípios de química:** questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012, questão 12.11, p. 509

Um volume de 100 mL de uma solução tampão formada por CH_3COOH (aq) 0,10 mol/L e NaCH_3CO_2 (aq) 0,10 mol/L.

- a) Qual o pH da solução tampão?
- b) Qual é o pH e a mudança de pH resultante da adição de 3,0 mmol de NaOH para a solução tampão?
- c) Qual é o pH e a mudança de pH resultante da adição de 6,0 mmol de HNO_3 à solução tampão inicial?

Considere que não houve mudança no volume

Relembrando:

Capacidade tamponante: é a quantidade máxima de ácido ou base que pode ser adicionada sem que o tampão perca sua capacidade de resistir à mudança brusca de pH.

Faixa de pH: representa o intervalo de pH ao longo do qual o tampão atua de forma eficaz.

$$\text{pH} = \text{pKa} \pm 1$$

Resolução:

a)

Para calcular o pH de uma solução tampão utilizaremos a equação de Henderson- Hasselbalch para uma solução tampão ácida, uma vez que o sistema tampão é constituído de um ácido fraco (ácido acético) e de sua base conjugada (acetato de sódio)

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Observando a dissociação do sal acetato de sódio teremos:



Pela estequiometria observamos que 1 mol de NaCH_3CO_2 está para 1 mol de CH_3CO_2^- . Sendo assim, **A⁻** será a concentração de CH_3CO_2^- que será igual a do sal NaCH_3CO_2 , e **HA** será a concentração do ácido CH_3COOH .

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Como o par ácido/base conjugada é $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ o valor do seu K_a e de pK_a podem ser encontrados na tabela 11.10, página 455 do livro ATKINS; JONES; **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012

Sendo o valor de $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, o valor de pK_a pode ser calculado como:

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_a = -\log 1,8 \times 10^{-5}$$

$$pK_a = 4,75$$

Este valor de K_a pode ser observado na Tabela supracitada.

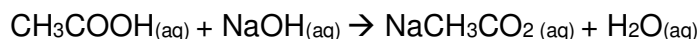
Agora que temos o valor de pK_a e das concentrações do ácido e de sua base conjugada teremos:

$$pH = 4,75 + \log \frac{[0,10 \text{ mol/L}]}{[0,10 \text{ mol/L}]}$$

$$\mathbf{pH = 4,75}$$

b)

Ao adicionar a base NaOH ela reagirá com o ácido acético, CH_3COOH , presente no tampão buscando a neutralização.



A base adicionada (NaOH), reagirá prontamente com o ácido acético (CH_3COOH) diminuindo sua concentração e aumentando a concentração da base conjugada (NaCH_3CO_2).

Observando as concentrações iniciais teremos 0,1 mol/L de CH_3COOH e 0,1 mol/L de NaCH_3CO_2 . O exercício nos deu que o volume da solução tampão é de 100 mL, que é igual a 0,1 L, então, fazendo o cálculo para encontrar a quantidade de mols de CH_3COOH e NaCH_3CO_2 na solução teremos:

Para o ácido acético (CH_3COOH):

$$0,1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{COOH} \text{ ----- } 1\text{L}$$

$$X \text{ mol ----- } 0,1 \text{ L}$$

$$X = 0,01 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{COOH} \text{ em } 0,1 \text{ L}$$

Para o acetato de sódio (NaCH_3CO_2):

$$0,1 \text{ mol de } \text{NaCH}_3\text{CO}_2 \text{ ----- } 1\text{L}$$

$$X \text{ mol ----- } 0,1 \text{ L}$$

$$X = 0,01 \text{ mol de } \text{NaCH}_3\text{CO}_2 \text{ em } 0,1 \text{ L}$$

Sabemos que foi adicionado 3 mmol de NaOH à solução tampão.

E por regra temos que $\text{mmol} = 10^{-3} \text{ mol}$, então $3 \text{ mmol} = 0,003 \text{ mol}$ de NaOH.

Esse 3mmol de NaOH adicionados vão reagir com o CH_3COOH e produzirão mais NaCH_3CO_2 .

Observando a variação do número de mol de cada espécie teremos:

Número de mol em 0,1 L de solução tampão				
$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{NaCH}_3\text{CO}_2_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$				
	CH_3COOH	NaOH	NaCH_3CO_2	H_2O
Antes	0,01 mol	-	0,01 mol	-
Adicionado	-	0,003 mol	-	-
Durante a reação	$0,01 - 0,003$	$0,003 - 0,003$	$0,01 + 0,003$	-
Depois	0,007 mol	0 mol	0,013 mol	-

Dica: Fazer uma tabela com a quantidade de mol adicionada em um volume pode ajudar a visualizar melhor o que acontece na solução tampão e pode facilitar o cálculo.

Agora, com os valores finais de mol de cada espécie em 100 mL de solução podemos calcular as suas concentrações:

Concentração de CH_3COOH :

Concentração = Número de mol / volume da solução

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,007 \text{ mol} / 0,1 \text{ L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,07 \text{ mol/L}$$

Concentração de NaCH_3CO_2 :

Concentração = Número de mol / volume da solução

$$[\text{NaCH}_3\text{CO}_2] = 0,013 \text{ mol} / 0,1 \text{ L}$$

$$[\text{NaCH}_3\text{CO}_2] = 0,13 \text{ mol/L}$$

Como vimos no item a, a concentração de NaCH_3CO_2 será igual a concentração de acetato então:

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = 0,13 \text{ mol/L}$$

Agora que temos os valores de pKa, calculado no item a, e das concentrações de ácido acético e do íon acetato podemos coloca-los na equação de Henderson- Hasselbalch:

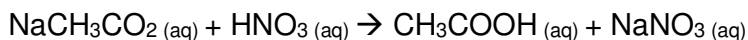
$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{[0,13 \text{ mol/L}]}{[0,07 \text{ mol/L}]}$$

$$\text{pH} = 5,01$$

c)

Ao adicionar o ácido HNO_3 ele reagirá com o acetato de sódio, NaCH_3CO_2 , presente no tampão buscando a neutralização.



Observando as concentrações iniciais teremos 0,1 mol/L de CH_3COOH e 0,1 mol/L de NaCH_3CO_2 . O exercício nos deu que o volume da solução tampão é de 100 mL, que é igual a 0,1 L, então, fazendo o cálculo para encontrar a quantidade de mols de CH_3COOH e NaCH_3CO_2 na solução teremos:

Para o ácido acético (CH_3COOH):

$$0,1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{COOH} \text{ ----- } 1\text{L}$$

$$X \text{ mol ----- } 0,1 \text{ L}$$

$$X = 0,01 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{COOH} \text{ em } 0,1 \text{ L}$$

Para o acetato de sódio (NaCH_3CO_2):

$$0,1 \text{ mol de } \text{NaCH}_3\text{CO}_2 \text{ ----- } 1\text{L}$$

$$X \text{ mol ----- } 0,1 \text{ L}$$

$$X = 0,01 \text{ mol de } \text{NaCH}_3\text{CO}_2 \text{ em } 0,1 \text{ L}$$

Sabemos que foi adicionado 6 mmol de HNO_3 à solução tampão.

E por regra temos que mmol = 10^{-3} mol, então 6 mmol = 0,006 mol de HNO_3 .

Os 6mmol de HNO_3 reagirão com o NaCH_3CO_2 produzindo mais CH_3COOH .

Observando a variação do número de mol de cada espécie teremos:

Número de mol em 0,1 L de solução tampão				
$\text{NaCH}_3\text{CO}_2 (\text{aq}) + \text{HNO}_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{NaNO}_3 (\text{aq})$				
	NaCH_3CO_2	HNO_3	CH_3COOH	NaNO_3
Antes	0,01 mol	-	0,01 mol	-
Adicionado	-	0,006 mol	-	-
Durante a reação	0,01 – 0,006	0,006 – 0,006	0,01 + 0,006	-
Depois	0,004 mol	0 mol	0,016 mol	-

Agora, com os valores finais de mol de cada espécie em 100 mL de solução podemos calcular as suas concentrações:

Concentração de CH_3COOH :

Concentração = Número de mol / volume da solução

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,004 \text{ mol} / 0,1 \text{ L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,04 \text{ mol/L}$$

Concentração de NaCH_3CO_2 :

Concentração = Número de mol / volume da solução

$$[\text{NaCH}_3\text{CO}_2] = 0,016 \text{ mol} / 0,1 \text{ L}$$

$$[\text{NaCH}_3\text{CO}_2] = 0,16 \text{ mol/L}$$

Como vimos no item "a", a concentração de NaCH_3CO_2 será igual a concentração de acetato então:

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = 0,16 \text{ mol/L}$$

Agora que temos os valores de pK_a , calculado no item a, e das concentrações de ácido acético e do íon acetato podemos coloca-los na equação de Henderson- Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{[0,04 \text{ mol/L}]}{[0,16 \text{ mol/L}]}$$

$$\text{pH} = 4,15$$

Questão 4: Fonte: ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. **Princípios de química:** questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012, questão 12.21, p. 509.

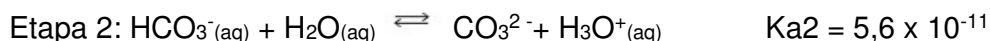
- Qual deve ser a razão das concentrações de CO_3^{2-} e HCO_3^- em uma solução tampão com pH de 11,0?
- Que massa de K_2CO_3 deve ser adicionada a 1,00 L de $\text{KHCO}_3(\text{aq})$ 0,100 mol/L para preparar uma solução tampão com pH de 11,0?
- Que massa de KHCO_3 deve ser adicionada a 1,00 L de $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ 0,100 mol/L para preparar uma solução tampão de pH 11,0?
- Que volume de $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ 0,200 mol/L deve ser adicionado a 100 mL de $\text{KHCO}_3(\text{aq})$ 0,100 mol/L para preparar uma solução tampão de pH 11,0?

Dado K_a do ácido $\text{HCO}_3^- = 5,6 \times 10^{-11}$ (etapa 2)

Relembrando:

Ácidos polipróticos: São compostos que podem doar mais de um próton.

Para este exercício partimos no ácido carbônico:



Na segunda etapa a base conjugada do ácido carbônico, HCO_3^- , atua como um ácido no segundo equilíbrio e sua base conjugada formada é o CO_3^{2-} .

Para saber mais Leia o texto da página 455 do livro ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. **Princípios de química:** questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

Resolução:

Com o valor de K_a , da segunda etapa, podemos encontrar o valor de pK_a pela fórmula:

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_a = -\log 5,6 \times 10^{-11}$$

$$pK_a = 10,25$$

a)

Para encontrar a razão entre as concentrações de CO_3^{2-} e HCO_3^- aplicaremos o valor de pK_a e o de pH na equação de Henderson- Hasselbalch para uma solução tampão ácida, uma vez que o sistema tampão é constituído de um ácido fraco (hidrogenocarbonato de potássio) e de sua base conjugada (carbonato de potássio):

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$11 = 10,25 + \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$11 - 10,25 = \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$0,75 = \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$10^{0,75} = 10^{\log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}}$$

Também por definição temos que quando um logaritmo de base n é elevado ao número n, este terá o valor igual a 1 sendo assim:

$$10^{0,75} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$\frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 5,6$$

E como nas dissociações de K_2CO_3 e de KHCO_3 , a estequiometria é de 1 mol de CO_3^{2-} para 1 mol de K_2CO_3 , e 1 mol de HCO_3^- para 1 mol de KHCO_3 . Portanto:

$$\frac{[\text{K}_2\text{CO}_3]}{[\text{KHCO}_3]} = 5,6$$

b)

Adicionando os valores de pH, pKa e da concentração de KHCO_3 na equação de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{K}_2\text{CO}_3]}{[\text{KHCO}_3]}$$

$$11 = 10,25 + \log \frac{[\text{K}_2\text{CO}_3]}{[0,100 \text{ mol/L}]}$$

$$0,75 = \log \frac{[\text{K}_2\text{CO}_3]}{[0,100 \text{ mol/L}]}$$

$$10^{0,75} = 10^{\log \frac{[K_2CO_3]}{[0,100 \text{ mol/L}]}}$$

Também por definição temos que quando um logaritmo de base n é elevado ao número n, este terá o valor igual a 1 sendo assim:

$$10^{0,75} = \frac{[K_2CO_3]}{[0,100 \text{ mol/L}]}$$

$$5,6 = \frac{[K_2CO_3]}{[0,100 \text{ mol/L}]}$$

$$[K_2CO_3] = 0,56 \text{ mol/L}$$

Como o enunciado da questão diz que a solução tampão tem 1L podemos calcular a quantidade de mol de K_2CO_3 presente na solução:

$$\text{concentração} = \frac{\text{n mol}}{\text{volume da solução}}$$

$$0,56 \text{ mol/L} = \frac{\text{n}}{1 \text{ L}}$$

$$\text{n} = 0,56 \text{ mol de } K_2CO_3$$

Observando a tabela periódica temos que a massa molar de K_2CO_3 é igual a 138 g/mol. Sendo assim:

$$1 \text{ mol de } K_2CO_3 \text{ ----- } 138 \text{ g}$$

$$0,56 \text{ mol ----- } x$$

$$\mathbf{x = 77, 28 \text{ g de } K_2CO_3}$$

c)

Adicionando os valores de pH, pKa e da concentração de K_2CO_3 na equação de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[K_2CO_3]}{[KHCO_3]}$$

$$11 = 10,25 + \log \frac{[0,100 \text{ mol/L}]}{[KHCO_3]}$$

$$0,75 = \log \frac{[0,100 \text{ mol/L}]}{[KHCO_3]}$$

$$10^{0,75} = 10^{\log \frac{[0,100 \text{ mol/L}]}{[\text{KHCO}_3]}}$$

Também por definição temos que quando um logaritmo de base n é elevado ao número n, este terá o valor igual a 1 sendo assim:

$$10^{0,75} = \frac{[0,100 \text{ mol/L}]}{[\text{KHCO}_3]}$$

$$5,6 = \frac{[0,100 \text{ mol/L}]}{[\text{KHCO}_3]}$$

$$[\text{KHCO}_3] = 0,018 \text{ mol/L}$$

Como o enunciado da questão diz que a solução tampão tem 1L podemos calcular a quantidade de mol de KHCO_3 presente na solução:

$$\text{concentração} = \frac{\text{n mol}}{\text{volume da solução}}$$

$$0,018 \text{ mol/L} = \frac{\text{n}}{1 \text{ L}}$$

$$\text{n} = 0,018 \text{ mol de KHCO}_3$$

Observando a tabela periódica temos que a massa molar de KHCO_3 é igual a 100 g/mol. Sendo assim:

$$1 \text{ mol de KHCO}_3 \text{ ----- } 100 \text{ g}$$

$$0,018 \text{ mol ----- } x$$

$$\mathbf{x = 1,8 \text{ g de KHCO}_3}$$

d)

Sabemos que:

$$\text{concentração} = \frac{\text{n mol}}{\text{volume da solução}}$$

$$\text{n mol} = \text{Concentração} \times \text{Volume}$$

Para KHCO_3 :

$$\text{n mol} = [\text{KHCO}_3] \times V_{\text{KHCO}_3}$$

Para K_2CO_3 :

$$\text{n mol} = [\text{K}_2\text{CO}_3] \times V_{\text{K}_2\text{CO}_3}$$

E sabemos que:

$$\frac{[K_2CO_3]}{[KHCO_3]} = 5,6$$

$$\frac{[K_2CO_3] \cdot V_{K_2CO_3}}{[KHCO_3] \cdot V_{KHCO_3}} = 5,6$$

$$V_{K_2CO_3} = \frac{5,6 \cdot [KHCO_3] \cdot V_{KHCO_3}}{[K_2CO_3]}$$

$$V_{K_2CO_3} = \frac{5,6 \cdot 0,1 \frac{mol}{L} \cdot 0,1 L}{0,2 \frac{mol}{L}}$$

$$V_{K_2CO_3} = 0,28 L$$

$$V_{K_2CO_3} = 0,28 L \times 1000$$

$$V_{K_2CO_3} = 280 mL$$



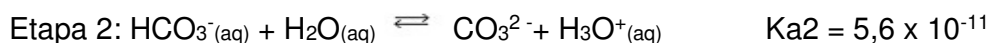
Para saber mais leia
no livro ATKINS;
JONES; 2012;
Princípios da
química, p. 456

Questão 5: Fonte: MENDES, 2014, Lista de exercícios equilíbrio ácido-base, questão 17.

A 37°C e na força iônica do sangue o pK_1 do ácido carbônico é 6,10. Qual a razão entre as concentrações de H_2CO_3 e HCO_3^- no pH igual a 7,40?

Relembrando:

Como vimos no exercício “4”, o ácido carbônico é um ácido poliprótico que sofre desprotonação em duas etapas.



E neste exercício trabalharemos com a etapa 1.

Resolução:

Para calcular esta razão utilizaremos a Equação de Henderson- Hasselbalch para uma solução tampão ácida, uma vez que o sistema tampão é constituído de um ácido fraco (ácido carbônico) e de sua base conjugada (íon hidrogenocarbonato):

$$pH = pK_{a1} + \log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

Agora substituindo os valores dados na questão teremos:

$$7,40 = 6,10 + \log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$7,40 - 6,10 = + \log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$1,13 = \log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

Sabemos por definição que quando o logaritmo não apresenta valor da base podemos considerar que sua base é 10. Sendo assim elevaremos toda a equação a base 10:

$$10^{1,13} = 10^{\log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}}$$

$$10^{1,13} = \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 20$$



Para saber mais leia
no livro ATKINS;
JONES; 2012;
Princípios da
química, p. 456

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!*

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

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

MENDES, A. **Lista de exercícios**. Espírito Santo, 2014/1. (Apostila)