

Equilíbrio Tampão

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



Sumário

1 Os tampões	1
1.1 A ação dos tampões	1
1.2 O planejamento de tampões	2
1.3 A capacidade tamponante	2

1 Os tampões

O controle do pH é crucial para a capacidade de sobrevivência dos organismos — inclusive a nossa — porque até mesmo pequenas variações de pH podem provocar mudanças na forma das enzimas e perda de função. As informações deste tópico também são usadas na indústria para controlar o pH das misturas de reação e monitorar águas naturais. Na medicina e na biologia, essas informações são usadas para controlar as condições de culturas e células biológicas e manter o pH adequado do sangue. Na agricultura, elas são usadas para manter o solo no pH ótimo para o crescimento das culturas. Em laboratório, elas são úteis para interpretar a variação de pH de uma solução durante uma titulação.

1.1 A ação dos tampões

Os cálculos no Tópico 2I mostram como estimar o pH de uma solução de um ácido ou de uma base fracos. Contudo, suponha que um sal desse ácido ou dessa base também esteja presente. Como o sal afeta o pH da solução? O principal ponto deste tópico é que, segundo a teoria de Brønsted-Lowry, os íons gerados por um sal também podem ser ácidos ou bases, afetando o pH.

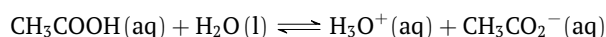
Para ilustrar a situação, suponha que você tenha uma solução diluída de ácido clorídrico e adicione uma concentração apreciável de cloreto de sódio, que contém a base conjugada do HCl, o íon Cl^- . Como o HCl é um ácido forte, sua base conjugada é um receptor de prótons muito fraco e sua presença não afeta o pH consideravelmente. O pH de uma solução $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl é 1, mesmo após a adição de $0,1 \text{ mol}$ de NaCl a um litro da solução.

Suponha, agora, que a solução seja de ácido acético e que adicionemos uma certa quantidade de acetato de sódio. Como o CH_3CO_2^- , base conjugada do CH_3COOH , é uma base fraca em água, sua presença eleva o pH da solução. De modo análogo, suponha que o cloreto de amônio seja adicionado a uma solução de amônia. O íon NH_4^+ é um ácido fraco em água e, consequentemente, sua presença fará diminuir o pH da solução. Você verá que essas soluções mistas, nas quais um ácido fraco ou uma base fraca e um de seus sais estão presentes, permitem estabilizar o pH de soluções em água como o plasma sanguíneo, a água do mar e as misturas de reação.

Um **tampão** é o tipo de solução mista em que o pH tende a permanecer o mesmo após a adição de pequenas quantidades de ácidos ou bases fortes. O tampão é uma solução, em água, de um ácido fraco e sua base conjugada na forma de sal ou uma solução,

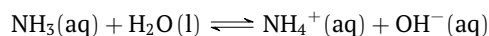
em água, de uma base fraca e seu ácido conjugado na forma de sal. Exemplos são uma solução de ácido acético e acetato de sódio e uma solução de amônia e cloreto de amônio. Os tampões são usados na calibração de medidores de pH, na cultura de bactérias e no controle do pH de soluções nas quais ocorrem reações químicas. Eles também são administrados, na forma intravenosa, a pacientes hospitalares. Nosso plasma sanguíneo é tamponado em $\text{pH} = 7,4$. O oceano é tamponado em $\text{pH} = 8,4$, aproximadamente, por um processo tamponante complexo, que depende da presença de hidrogenocarbonatos e silicatos.

Quando uma gota de ácido forte é adicionada à água, o pH muda significativamente. Quando a mesma quantidade, porém, é adicionada a um tampão, o pH praticamente não muda. Para entender melhor, examine o equilíbrio dinâmico entre um ácido fraco e sua base conjugada em solução em água que contém quantidades semelhantes de um ácido (CH_3COOH) e seu sal (NaCH_3CO_2):



Quando algumas gotas de um ácido são adicionadas a esta solução, os íons H_3O^+ recém-chegados transferem prótons para os íons CH_3CO_2^- para formar moléculas de CH_3COOH e H_2O . Como os íons H_3O^+ adicionados são removidos pelos íons CH_3CO_2^- , o pH se mantém quase inalterado, mesmo quando o ácido adicionado é forte. Na verdade, os íons acetato agem como um *ralo* para os prótons. Se, ao contrário, uma pequena quantidade de base for adicionada, os íons OH^- da base removem os prótons das moléculas de CH_3COOH para produzir íons CH_3CO_2^- e moléculas de H_2O . Neste caso, as moléculas de ácido acético agem como fontes de prótons. Como os íons OH^- foram removidos pelas moléculas de CH_3COOH , a concentração de íons OH^- permanece praticamente inalterada. Consequentemente, a concentração de H_3O^+ (e o pH) também se mantém quase constante, mesmo se a base for forte.

Efeito semelhante ocorre em uma solução tampão contendo quantidades semelhantes de uma base (NH_3) e seu sal (NH_4Cl):



Quando algumas gotas de uma solução de base forte são adicionadas, os íons OH^- recém-chegados removem prótons dos íons NH_4^+ para produzir moléculas de NH_3 e H_2O . Se algumas gotas de ácido forte são adicionadas, os prótons que chegam ligam-se às moléculas de NH_3 para formar íons NH_4^+ e, consequentemente, são removidos da solução. Nos dois casos, o pH se mantém praticamente constante, mesmo se o ácido e a base forem fortes.

PONTO PARA PENSAR

Uma solução de glicina, $^- \text{O}_2\text{CCH}_2\text{NH}_3^+$, que contém grupos ácido e base, em água, funciona como um tampão?

Um tampão é uma mistura de um par conjugado ácido fraco-base fraca que estabiliza o pH de uma solução, fornecendo uma fonte de prótons e um ralo para prótons.

*Contato: gabriel.braun@pensi.com.br, (21) 99848-4949

1.2 O planejamento de tampões

Suponha que você precise preparar um tampão com um determinado pH. Seria o caso, se você estivesse, por exemplo, cultivando bactérias e precisasse manter um pH preciso e constante para sustentar seu metabolismo. Para escolher o sistema de tampão mais apropriado, você precisa conhecer o valor do pH no qual um determinado tampão estabiliza a solução. Uma mistura de ácido fraco e seu sal age como um tampão em $\text{pH} < 7$ e é conhecido como tampão ácido. Uma mistura de base fraca e seu sal age como um tampão em $\text{pH} > 7$ e é conhecido como tampão básico (ou *tampão alcalino*). Para encontrar o valor preciso do pH em que uma solução mista de composição conhecida age como um tampão, você precisa calcular o equilíbrio, de modo semelhante ao que fizemos no Tópico 21.

EXEMPLO 1 Cálculo do pH de uma solução tampão

Considere uma solução $0,04 \text{ mol L}^{-1}$ de NaCH_3CO_2 e $0,08 \text{ mol L}^{-1}$ de CH_3COOH em 25°C .

Calcule o pH da solução.

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$$

Etapla 1. Calcule a concentração de H_3O^+ usando a equação do K_a

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,8 \times 10^{-5} \times \frac{0,08}{0,04} = 3,6 \times 10^{-5}$$

Etapla 2. Calcule o pH.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(3,6 \times 10^{-5}) = 4,4$$

O pH no qual uma mistura atua como tampão ácido pode ser reduzido adicionando-se mais ácido fraco. O mesmo efeito é obtido adicionando-se um ácido forte para converter parte da base conjugada do ácido fraco. Para elevar o pH no qual uma solução atua como tampão ácido, a concentração da base conjugada deste ácido pode ser elevada adicionando-se mais sal (o que introduz mais base A^-). Alternativamente, um pouco de base forte poderia ser usado para converter um pouco do ácido no sal.

Em muitas situações, é conveniente fazer uma estimativa rápida do pH do tampão empregando uma forma da expressão de K_a que dá o pH diretamente para qualquer composição da mistura. Para o equilíbrio da reação A, rearranje a expressão para K_a , obtendo

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \times \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

a partir da qual temos, tomando os logaritmos negativos de ambos os lados, que

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

Então, de $\log x = -\log(1/x)$

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

Como vimos, $[\text{HA}]$ pode ser considerado igual a $[\text{HA}]_{\text{inicial}}$ (que escreveremos como $[\text{ácido}]_{\text{inicial}}$) e $[\text{A}^-]$ por $[\text{A}^-]_{\text{inicial}}$ (que escreveremos como $[\text{base}]_{\text{inicial}}$); o resultado é a **equação de Henderson-Hasselbalch**:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]_{\text{inicial}}}{[\text{ácido}]_{\text{inicial}}} \quad (1)$$

Para um tampão ácido acético/acetato, a expressão toma a forma

$$\text{pH} = \text{p}K_{a,\text{CH}_3\text{COOH}} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{inicial}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{inicial}}}$$

A Equação 1 também pode ser usada para um tampão básico, com $\text{p}K_a$ igual ao do ácido conjugado da base. Por exemplo, no caso de um tampão de amônia, o $\text{p}K_a$ de NH_4^+ seria usado, identificando base com NH_3 e com NH_4^+ . Portanto, para o tampão amônia/amônio, escreva

$$\text{pH} = \text{p}K_{a,\text{NH}_4^+} + \log \frac{[\text{NH}_3]_{\text{inicial}}}{[\text{NH}_4^+]_{\text{inicial}}}$$

Se somente $\text{p}K_b$ for conhecido, $\text{p}K_a$ será calculado usando a Equação $\text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w$.

$$\text{pH} = (14 - \text{p}K_{b,\text{NH}_3}) + \log \frac{[\text{NH}_3]_{\text{inicial}}}{[\text{NH}_4^+]_{\text{inicial}}}$$

Os tampões são frequentemente preparados com concentrações iguais de ácido e de base conjugada, porque existe um fornecimento adequado de espécies *fonte e ralo* que podem estabilizar o pH contra mudanças nas duas direções. O pH dessas soluções equimolares, isto é, soluções com concentrações molares de soluto idênticas ($[\text{base}] = [\text{ácido}]$), é fácil de prever:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]_{\text{inicial}}}{[\text{ácido}]_{\text{inicial}}} = \text{p}K_a \quad (2)$$

Esse resultado muito simples torna fácil a escolha inicial de um tampão. Basta selecionar um ácido cujo $\text{p}K_a$ seja igual ao pH desejado e preparar uma solução equimolar com sua base conjugada.

O pH de uma solução tampão é próximo do $\text{p}K_a$ do ácido fraco quando o ácido e a base têm concentrações semelhantes.

1.3 A capacidade tamponante

Assim como uma esponja só pode absorver uma certa quantidade de água, um tampão também só pode tamponar uma certa quantidade de prótons. As *fontes* e os *ralos* de prótons se esgotam quando quantidades muito grandes de ácidos ou bases fortes são adicionadas à solução. A capacidade tamponante é a quantidade máxima de ácido ou de base que pode ser adicionada sem que o tampão perca sua capacidade de resistir à mudança do pH. Um tampão com grande capacidade pode manter a ação tamponante na presença de uma quantidade maior de ácido forte ou de base forte do que um tampão com pequena capacidade. O tampão se exaure quando a maior parte da base fraca é convertida em ácido ou quando a maior parte do ácido fraco é convertida em base. Um tampão mais concentrado tem maior capacidade do que o mesmo tampão mais diluído.

A capacidade do tampão também depende das concentrações relativas do ácido fraco e da base fraca. De um modo geral, o que se verifica experimentalmente é que o tampão tem alta capacidade de estabilização contra a adição de um ácido quando a quantidade de base fraca presente é, pelo menos, cerca de 10% da quantidade de ácido. Se isso não acontece, a base é rapidamente consumida quando um ácido forte é adicionado. De forma semelhante, o tampão tem alta capacidade de estabilização contra a adição de

base quando a quantidade de ácido presente é, pelo menos, cerca de 10% da quantidade de base. Se isso não acontece, o ácido é rapidamente consumido quando uma base forte é adicionada.

Essas percentagens podem ser usadas para expressar a faixa ótima de ação do tampão em termos do pH da solução. A equação de Henderson-Hasselbalch mostra que, quando o ácido é 10 vezes mais abundante do que a base, o pH da solução é

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} = \text{pK}_a + \log \frac{1}{10} = \text{pK}_a - 1 \quad (3a)$$

Da mesma maneira, quando a base é 10 vezes mais abundante do que o ácido, o pH é

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} = \text{pK}_a + \log 10 = \text{pK}_a + 1 \quad (3a)$$

Logo, a faixa de concentração determinada experimentalmente corresponde a uma faixa de pH igual a $\text{pK}_a \pm 1$. Isto é, o tampão age mais efetivamente dentro de uma faixa de ± 1 unidade de pK_a . Por exemplo, como o pK_a de H_2PO_4^- é 7,21, um tampão $\text{KH}_2\text{PO}_4/\text{K}_2\text{HPO}_4$ deve ser mais eficaz entre $\text{pH} = 6,2$ e $\text{pH} = 8,2$.

A composição do plasma sanguíneo, no qual a concentração de íons HCO_3^- é cerca de 20 vezes maior do que a de H_2CO_3 , parece estar fora da faixa ótima de ação de tamponamento. Entretanto, os metabólitos principais das células vivas são ácidos carboxílicos, como o ácido láctico. O plasma, com sua concentração relativamente alta de HCO_3^- , pode absorver quantidade significativa de íons hidrogênio desses ácidos carboxílicos. A alta proporção de HCO_3^- também ajuda a suportar distúrbios que levam ao aumento da acidez, como doenças e choques devido a queimaduras

A capacidade de um tampão é determinada por sua concentração e pH. Um tampão mais concentrado pode reagir com mais ácido ou base adicionados do que um menos concentrado. Uma solução tampão é, geralmente, mais efetiva na faixa de $\text{pK}_a \pm 1$.

Problemas

PROBLEMA 1

Considere uma solução tampão $0,15 \text{ mol L}^{-1}$ em HNO_2 e $0,20 \text{ mol L}^{-1}$ em NaNO_2 .

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH da solução.

- A** 3,5 **B** 4,6 **C** 6,0 **D** 7,8 **E** 10

Dados

- $K_a(\text{HNO}_2) = 4,3 \times 10^{-4}$

PROBLEMA 2

Considere uma solução tampão $0,015 \text{ mol L}^{-1}$ em HCN e $0,030 \text{ mol L}^{-1}$ em NaCN .

Assinale a alternativa que mais se aproxima do da concentração de H_3O^+ na solução.

- A** $2,6 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$ **B** $8,0 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$
C $2,5 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$ **D** $7,8 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$
E $2,4 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$

Dados

- $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \times 10^{-10}$

PROBLEMA 3

Considere uma solução tampão $0,04 \text{ mol L}^{-1}$ em NH_4Cl e $0,03 \text{ mol L}^{-1}$ em NH_3 .

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH da solução.

- A** 2,4 **B** 3,4 **C** 4,7 **D** 6,5 **E** 9,1

Dados

- $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

PROBLEMA 4

Considere uma solução tampão $0,12 \text{ mol L}^{-1}$ em NH_2NH_2 e $0,12 \text{ mol L}^{-1}$ em $\text{NH}_2\text{NH}_3\text{Br}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do da concentração de H_3O^+ na solução.

- A** $9,0 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$ **B** $2,6 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$
C $7,3 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$ **D** $2,1 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$
E $5,9 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$

Dados

- $K_b(\text{NH}_2\text{NH}_2) = 1,7 \times 10^{-6}$

PROBLEMA 5

Uma solução de concentrações molares iguais de ácido glicérico e glicerato de sódio tem pH 3,5.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH de uma solução em que a concentração de ácido glicérico é o dobro da concentração de glicerato.

- A** 3,2 **B** 4,2 **C** 5,4 **D** 7,0 **E** 9,2

PROBLEMA 6

Uma solução de concentrações molares iguais de sacarina, um adoçante, e seu sal de sódio tem pH 3,1.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH de uma solução em que a concentração de sacarina é um terço da concentração do sal.

- A** 1,6 **B** 2,1 **C** 2,7 **D** 3,6 **E** 4,7

PROBLEMA 7

Uma solução é preparada pela mistura de 40 mL de uma solução $0,03 \text{ mol L}^{-1}$ de HCN com 60 mL de uma solução $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ de NaCN .

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH da solução resultante.

- A** 3,6 **B** 5,0 **C** 6,9 **D** 9,7 **E** 14

Dados

- $pK_a(\text{HCN}) = 9,3$

PROBLEMA 8

Uma solução é preparada pela mistura de 0,1 L de uma solução $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ de $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ com 0,28 L de uma solução $0,04 \text{ mol L}^{-1}$ de $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2\text{Cl}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH da solução resultante.

- A** 7,1 **B** 10 **C** 14 **D** 20 **E** 27

Dados

- $pK_b((\text{CH}_3)_2\text{NH}) = 3,3$

PROBLEMA 9

Considere uma solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ em NaHSO_4 e $0,25 \text{ mol L}^{-1}$ em Na_2SO_4 .

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH da solução.

- A** 0,84 **B** 1,0 **C** 1,3 **D** 1,6 **E** 2,0

Dados

- $pK_{a2}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,9$

PROBLEMA 10

Considere uma solução $0,25 \text{ mol L}^{-1}$ em Na_2HPO_4 e $0,25 \text{ mol L}^{-1}$ em Na_3PO_4 .

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH da solução.

- A** 13 **B** 18 **C** 26 **D** 37 **E** 53

Dados

- $pK_{a1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,1$
- $pK_{a2}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,2$
- $pK_{a3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 13$

PROBLEMA 11

O pH de uma solução $0,4 \text{ mol L}^{-1}$ de HF é 1,9. Foram adicionados 0,356 g de fluoreto de sódio, NaF, em uma alíquota de 50 mL da solução.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da variação de pH da solução.

- A** 0,75 **B** 0,91 **C** 1,1 **D** 1,3 **E** 1,6

PROBLEMA 12

O pH de uma solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de HBrO é 4,5. Foram adicionados 5,1 g de hipobromito de sódio, NaBrO, em uma alíquota de 100 mL da solução.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da variação de pH da solução.

- A** 3,1 **B** 4,1 **C** 5,4 **D** 7,2 **E** 9,5

PROBLEMA 13

Uma solução tampão de volume 100 mL é $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ em CH_3COOH e $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ em NaCH_3CO_2 . Foram adicionados 10 mL de uma solução $0,95 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH à solução.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da variação de pH da solução.

- A** +0,98 **B** +1,2 **C** +1,5 **D** +1,9 **E** +2,3

Dados

- $pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,8$

PROBLEMA 14

Uma solução tampão de volume 100 mL é $0,14 \text{ mol L}^{-1}$ em Na_2HPO_4 e $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ em KH_2PO_4 . Foram adicionados 75 mL de uma solução $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH à solução.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da variação de pH da solução.

- A** +0,76 **B** +0,93 **C** +1,1 **D** +1,4 **E** +1,7

Dados

- $pK_{a1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,1$
- $pK_{a2}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,2$
- $pK_{a3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 13$

PROBLEMA 15

Uma solução tampão de volume 100 mL é $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ em CH_3COOH e $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ em NaCH_3CO_2 . Foram adicionados 20 mL de uma solução $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de HNO_3 à solução.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da variação de pH da solução.

- A** -0,099 **B** -0,13 **C** -0,18
D -0,24 **E** -0,33

Dados

- $pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,8$

PROBLEMA 16

Uma solução tampão de volume 100 mL é $0,14 \text{ mol L}^{-1}$ em Na_2HPO_4 e $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ em KH_2PO_4 . Foram adicionados 10 mL de uma solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl à solução.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da variação de pH da solução.

- A** -0,27 **B** -0,35 **C** -0,45 **D** -0,58 **E** -0,75

Dados

- $pK_{a1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,1$
- $pK_{a2}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,2$
- $pK_{a3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 13$

PROBLEMA 17

Considere as soluções aquosas obtidas pela dissolução dos solutos em 1 L de água.

- 1 mol de NaCH_3CO_2 e 1 mol de CH_3COOH .
- 2 mol de NH_3 e 1 mol de HCl .
- 1 mol de NaOH e 1 mol de HCl .
- 1 mol de NH_4OH e 1 mol de CH_3COOH .

Assinale a alternativa que relaciona as soluções tampão.

- A** 1 e 2 **B** 1 e 4 **C** 2 e 4
D 1, 2 e 4 **E** 1, 2, 3 e 4

PROBLEMA 18

Considere as soluções aquosas obtidas pela dissolução dos solutos em 1 L de água.

- 1 mol de NH_4OH e 1 mol de NH_4Cl .
- 1 mol de CH_3COOH e 1 mol de NaOH .
- 2 mol de CH_3COOH e 1 mol de NaOH .
- 5 mol de NaOH e 2 mol de H_3PO_4 .

Assinale a alternativa que relaciona as soluções tampão.

- A** 1 e 3 **B** 1 e 4 **C** 3 e 4
D 1, 3 e 4 **E** 1, 2, 3 e 4

PROBLEMA 19

Assinale a alternativa com o sistema tamponante mais adequado para preparar um tampão com pH próximo de 5.

- A** NaCH_3CO_2 e CH_3COOH
B $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ e $\text{NaC}_6\text{H}_5\text{CO}_2$
C K_2HPO_4 e K^3PO^4
D K_2HPO_4 e KH^2PO^4
E NH_2OH e NaNH_3OH

Dados

- $\text{pK}_{a1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,1$
- $\text{pK}_{a2}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,2$
- $\text{pK}_{a3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 13$
- $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,8$
- $\text{pK}_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 4,2$
- $\text{pK}_b(\text{NH}_2\text{OH}) = 8,0$

PROBLEMA 20

Assinale a alternativa com o sistema tamponante mais adequado para preparar um tampão com pH próximo de 10.

- A** NaNO_2 e HNO_2
B HCOOH e NaHCO_2
C Na_2CO_3 e NaHCO_3
D $(\text{CH}_3)_3\text{NHCl}$ e $(\text{CH}_3)_3\text{NH}_2$
E $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ e $\text{C}_5\text{H}_5\text{NHCl}$

Dados

- $\text{pK}_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,4$
- $\text{pK}_{a2}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 10$
- $\text{pK}_a(\text{HCOOH}) = 3,8$
- $\text{pK}_a(\text{HNO}_2) = 3,4$
- $\text{pK}_b(\text{C}_5\text{H}_5\text{N}) = 8,8$
- $\text{pK}_b((\text{CH}_3)_3\text{N}) = 4,2$

PROBLEMA 21

Uma solução tampão de íons acetato e de ácido acético tem $\text{pH} = 5,25$

Assinale a alternativa que mais se aproxima da razão entre a concentração de íons acetato e de ácido acético na solução.

- A** 3,2 **B** 4,2 **C** 5,4 **D** 7,0 **E** 9,2

Dados

- $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,8$

PROBLEMA 22

Uma solução tampão de íons benzoato e de ácido benzoico tem $\text{pH} = 3,5$

Assinale a alternativa que mais se aproxima da razão entre a concentração de íons benzoato e de ácido benzoico na solução.

- A** 0,15 **B** 0,2 **C** 0,27 **D** 0,36 **E** 0,48

Dados

- $\text{pK}_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 4,2$

PROBLEMA 23

O hipoclorito de sódio, NaClO , é o ingrediente ativo de muitos alvejantes. Uma solução de alvejante teve seu pH ajustado para 6,5 com um ácido forte.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da razão entre a concentração de íons hipoclorito e de ácido hipocloroso na solução.

- A** $3,3 \times 10^{-2}$ **B** $4,7 \times 10^{-2}$ **C** $6,6 \times 10^{-2}$
D $9,3 \times 10^{-2}$ **E** $1,3 \times 10^{-1}$

Dados

- $\text{K}_a(\text{HClO}) = 3 \times 10^{-8}$

PROBLEMA 24

A aspirina, ácido acetilsalicílico, é um produto da reação do ácido salicílico com anidrido acético. Uma solução de aspirina teve seu pH ajustado para 4,13.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da razão entre a concentração de íons acetilsalicilato e de ácido acetilsalicílico na solução.

- A** 4,4 **B** 5,8 **C** 7,8 **D** 10 **E** 14

Dados

- $K_a(\text{aspirina}) = 3,2 \times 10^{-4}$

PROBLEMA 25

Uma alíquota de 25 mL de ácido acético, CH_3OOH , $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH após a adição de 10 mL da solução de NaOH .

- A** 1,9 **B** 2,6 **C** 3,5 **D** 4,6 **E** 6,1

Dados

- $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,8$

PROBLEMA 26

Uma alíquota de 30 mL de ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, $0,12 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com KOH $0,2 \text{ mol L}^{-1}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH após a adição de 5 mL da solução de KOH .

- A** 1,3 **B** 1,7 **C** 2,2 **D** 2,9 **E** 3,8

Dados

- $\text{p}K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 4,2$

PROBLEMA 27

Uma amostra de 4,25 g de um ácido monoprótico fraco desconhecido foi dissolvida em água. A titulação desta solução com uma solução $0,35 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH exigiu 52 mL para atingir o ponto estequiométrico. Após a adição de 26 mL, o pH da solução era 3,8.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do $\text{p}K_a$ do ácido.

- A** 1,3 **B** 1,7 **C** 2,2 **D** 2,9 **E** 3,8

PROBLEMA 28

Uma amostra de 0,48 g de um ácido monoprótico fraco desconhecido foi dissolvida em água. A titulação desta solução com uma solução $0,25 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH exigiu 40 mL para atingir o ponto estequiométrico. Após a adição de 10 mL, o pH da solução era 3,1.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do $\text{p}K_a$ do ácido.

- A** 1,2 **B** 1,6 **C** 2,1 **D** 2,7 **E** 3,6

PROBLEMA 29

Uma alíquota de 25 mL de ácido acético, CH_3OOH , $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH no ponto estequiométrico.

- A** 6,3 **B** 8,7 **C** 12 **D** 17 **E** 23

Dados

- $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,8$

PROBLEMA 30

Uma alíquota de 25 mL de ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, $0,12 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com NaOH $0,023 \text{ mol L}^{-1}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH no ponto estequiométrico.

- A** 8,2 **B** 11 **C** 16 **D** 22 **E** 30

Dados

- $\text{p}K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 4,2$

PROBLEMA 31

Uma alíquota de 15 mL de amônia, NH_3 , $0,15 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com HCl $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH após a adição de 15 mL da solução de HCl .

- A** 3,3 **B** 4,7 **C** 6,5 **D** 9,0 **E** 13

Dados

- $\text{p}K_b(\text{NH}_3) = 4,8$

PROBLEMA 32

Uma alíquota de 50 mL de metilamina, CH_3NH_2 , $0,25 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com HCl $0,35 \text{ mol L}^{-1}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH após a adição de 15 mL da solução de HCl .

- A** 3,9 **B** 5,5 **C** 7,8 **D** 11 **E** 15

Dados

- $\text{p}K_b(\text{CH}_3\text{NH}_2) = 3,4$

PROBLEMA 33

Uma alíquota de 15 mL de amônia, NH_3 , $0,15 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com HCl $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH no ponto estequiométrico.

- A** 1,7 **B** 2,3 **C** 3,1 **D** 4,2 **E** 5,7

Dados

- $\text{p}K_b(\text{NH}_3) = 4,8$

PROBLEMA 34

Uma alíquota de 30 mL de morfina, $C_{17}H_{19}O_3N$, $0,0172 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com HCl $0,016 \text{ mol L}^{-1}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do pH no ponto estequiométrico.

- A** 5,1 **B** 6,8 **C** 9,2 **D** 12 **E** 17

Dados

- $pK_b(C_{17}H_{19}O_3N) = 5,8$

PROBLEMA 35

Uma solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido acético foi titulada com $NaOH$ $0,2 \text{ mol L}^{-1}$.

Considere os indicadores e suas respectivas faixas de pH da mudança de cor.

1. Alaranjado de metila (1,2 para 2,8).
2. Tornassol (5,0 para 8,0).
3. Azul de timol (8,0 para 9,6).
4. Fenofaleína (8,2 para 10).

Assinale a alternativa que relaciona os indicadores adequados para a titulação.

- A** 3 **B** 4 **C** 3 e 4
D 1, 3 e 4 **E** 2, 3 e 4

Dados

- $pK_a(CH_3COOH) = 4,8$

PROBLEMA 36

Uma solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido acético foi titulada com $NaOH$ $0,2 \text{ mol L}^{-1}$.

Considere os indicadores e suas respectivas faixas de pH da mudança de cor.

1. Verde de bromocresol (3,8 para 5,4).
2. Vermelho de metila (4,8 para 6,0).
3. Vermelho de fenol (6,6 para 8,0).
4. Azul de timol (8,0 para 9,6).

Assinale a alternativa que relaciona os indicadores adequados para a titulação.

- A** 1 **B** 2 **C** 1 e 2
D 1, 2 e 3 **E** 1, 2 e 4

Dados

- $pK_b(NH_3) = 4,8$

Gabarito**Problemas**

- | | | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1. A | 2. C | 3. E | 4. E | 5. A | 6. D |
| 7. D | 8. B | 9. D | 10. A | 11. C | 12. B |
| 13. C | 14. A | 15. C | 16. B | 17. D | 18. D |
| 19. A | 20. C | 21. A | 22. B | 23. D | 24. A |
| 25. D | 26. E | 27. E | 28. E | 29. B | 30. A |
| 31. D | 32. D | 33. E | 34. A | 35. C | 36. C |