

Equilíbrio Tampão

Gabriel Braun



31.1 Os tampões	1
31.1a A ação dos tampões	1
31.1b O planejamento de tampões	1
31.1c A capacidade tamponante	2

31.1 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.

31.1a A ação dos tampões

Os cálculos no Tópico 21 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.

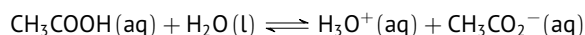
Para ilustrar a situação, suponha que você tenha uma solução diluída de ácido clorídrico e adicione uma concentração apreciável de cloreto de sódio, que contém a base conjugada do HCl, o íon Cl^- . Como o HCl é um ácido forte, sua base conjugada é um receptor de prótons muito fraco e sua presença não 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, conseqüentemente, 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.

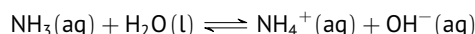
Eles também são administrados, na forma intravenosa, a pacientes hospitalares. Nosso plasma sanguíneo é tamponado em $\text{pH} = 7,4$. O oceano é tamponado em $\text{pH} = 8,4$, aproximadamente, por um processo tamponante complexo, que depende da presença de hidrogenocarbonatos e silicatos.

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. Conseqüentemente, 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, conseqüentemente, 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.

31.1b 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.

EX. 31.1 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.

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

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

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

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

Etapa 2. Calcule o pH.

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

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

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

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

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 $[\text{acido}]_{\text{inicial}}$) e $[\text{A}^-]$ por $[\text{A}^-]_{\text{inicial}}$ (que escreveremos como $[\text{base}]_{\text{inicial}}$); o resultado é a **equação de Henderson-Hasselbalch**:

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

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 ($[\text{base}] = [\text{acido}]$), é fácil de prever:

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

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.

31.1c 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

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

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 $\text{pK}_a \pm 1$.

Nível I

31.01 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** 1,6 **B** 2 **C** 2,7 **D** 3,5 **E** 4,6

Dados

- $K_a(\text{HNO}_2) = 4,30 \times 10^{-4}$

31.02 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** $2,6 \times 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$ **B** $8,2 \times 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$
C $2,6 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$ **D** $8,0 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$
E $2,5 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$

Dados

- $K_a(\text{HCN}) = 4,90 \times 10^{-10}$

31.03 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

- $K_b(\text{NH}_3) = 1,80 \times 10^{-5}$

31.04 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** $2,1 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$ **B** $5,9 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$
C $1,7 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$ **D** $4,8 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$
E $1,4 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$

Dados

- $K_b(\text{NH}_2\text{NH}_2) = 1,70 \times 10^{-6}$

31.05 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** 1,9 **B** 2,5 **C** 3,2 **D** 4,2 **E** 5,4

31.06 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** 2,1 **B** 2,7 **C** 3,6 **D** 4,7 **E** 6,2

31.07 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** 5 **B** 6,9 **C** 9,7 **D** 14 **E** 19

Dados

- $\text{pK}_a(\text{HCN}) = 9,31$

31.08 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** 10 **B** 14 **C** 20 **D** 27 **E** 38

Dados

- $\text{pK}_b((\text{CH}_3)_2\text{NH}) = 3,27$

31.09 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 **C** 1,3 **D** 1,6 **E** 2

Dados

- $\text{pK}_{a2}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,92$

31.10 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** 4,5 **B** 6,4 **C** 9,1 **D** 13 **E** 18

Dados

- $\text{pK}_{a1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,12$ $\text{pK}_{a2}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,21$
- $\text{pK}_{a3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 12,7$

31.11 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** 0,52 **B** 0,62 **C** 0,75 **D** 0,91 **E** 1,1

31.12 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** 1,3 **B** 1,8 **C** 2,3 **D** 3,1 **E** 4,1

31.13 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** 1,2 **B** 1,5 **C** 1,9 **D** 2,3 **E** 2,8

Dados

- $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$

31.14 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** 0,51 **B** 0,62 **C** 0,76 **D** 0,93 **E** 1,1

Dados

- $\text{pK}_{a1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,12$ $\text{pK}_{a2}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,21$
- $\text{pK}_{a3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 12,7$

31.15 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

- $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$

31.16 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** $-0,21$ **B** $-0,27$ **C** $-0,35$ **D** $-0,45$ **E** $-0,58$

Dados

- $\text{pK}_{a1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,12$ $\text{pK}_{a2}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,21$
- $\text{pK}_{a3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 12,7$

31.17 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

31.18 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

31.19 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

- $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$
- $\text{pK}_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 4,19$
- $\text{pK}_{a1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,12$
- $\text{pK}_{a2}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,21$
- $\text{pK}_{a3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 12,7$
- $\text{pK}_b(\text{NH}_2\text{OH}) = 7,97$

31.20 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

- $\text{pK}_a(\text{HNO}_2) = 3,37$
- $\text{pK}_a(\text{HCOOH}) = 3,75$
- $\text{pK}_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,37$
- $\text{pK}_{a2}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 10,2$
- $\text{pK}_b((\text{CH}_3)_3\text{N}) = 4,19$
- $\text{pK}_b(\text{C}_5\text{H}_5\text{N}) = 8,75$

31.21 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** 1,1 **B** 1,5 **C** 1,9 **D** 2,5 **E** 3,2

Dados

- $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$

31.22 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

- $\text{pK}_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 4,19$

31.23 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** 0,047 **B** 0,066 **C** 0,093 **D** 0,13 **E** 0,18

Dados

- $\text{K}_a(\text{HClO}) = 3,00 \times 10^{-8}$

31.24 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** 2,5 **B** 3,3 **C** 4,4 **D** 5,8 **E** 7,8

Dados

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

31.25 Uma alíquota de 25 mL de ácido acético, CH_3COOH , $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ 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** 2,6 **B** 3,5 **C** 4,6 **D** 6,1 **E** 8,2

Dados

- $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$

31.26 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** 3,8 **B** 5 **C** 6,6 **D** 8,7 **E** 11

Dados

- $\text{pK}_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 4,19$

31.27 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 pK_a do ácido.

- A** 1,7 **B** 2,2 **C** 2,9 **D** 3,8 **E** 5

31.28 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 pK_a do ácido.

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

31.29 Uma alíquota de 25 mL de ácido acético, CH_3COOH , $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

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

- A** 8,7 **B** 12 **C** 17 **D** 23 **E** 32

Dados

- $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$

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

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

- A** 2,2 **B** 3,1 **C** 4,3 **D** 5,9 **E** 8,2

Dados

- $\text{pK}_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 4,19$

31.31 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** 6,5 **B** 9 **C** 13 **D** 17 **E** 24

Dados

- $\text{pK}_b(\text{NH}_3) = 4,75$

31.32 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** 5,5 **B** 7,8 **C** 11 **D** 15 **E** 22

Dados

- $\text{pK}_b(\text{CH}_3\text{NH}_2) = 3,44$

31.33 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** 3,1 **B** 4,2 **C** 5,7 **D** 7,7 **E** 10

Dados

- $\text{pK}_b(\text{NH}_3) = 4,75$

31.34 Uma alíquota de 30 mL de morfina, $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{O}_3\text{N}$, $0,0172 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com HCl $0,016 \text{ mol L}^{-1}$.

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

- A** 2,8 **B** 3,8 **C** 5,1 **D** 6,8 **E** 9,2

Dados

- $\text{pK}_b(\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{O}_3\text{N}) = 5,79$

31.35 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.

- Alaranjado de metila (1,2 para 2,8).
- Tornassol (5,0 para 8,0).
- Azul de timol (8,0 para 9,6).
- 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

- $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$

31.36 Uma solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de amônia foi titulada com HCl $0,2 \text{ mol L}^{-1}$.

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

- Verde de bromocresol (3,8 para 5,4).
- Vermelho de metila (4,8 para 6,0).
- Vermelho de fenol (6,6 para 8,0).
- 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

- $\text{pK}_b(\text{NH}_3) = 4,75$

Gabarito: Nível I

31.01	D	31.02	E	31.03	E	31.04	B	31.05	C	31.06	C
31.07	C	31.08	A	31.09	D	31.10	D	31.11	E	31.12	E
31.13	B	31.14	C	31.15	C	31.16	C	31.17	D	31.18	D
31.19	A	31.20	C	31.21	E	31.22	B	31.23	C	31.24	C
31.25	C	31.26	A	31.27	D	31.28	E	31.29	A	31.30	E
31.31	B	31.32	C	31.33	C	31.34	C	31.35	C	31.36	C