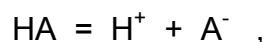


## SOLUÇÃO TAMPÃO: PREPARAÇÃO E PROPRIEDADES

### INTRODUÇÃO TEÓRICA

Uma solução-tampão consiste de um par ácido fraco/base conjugada que resiste a variações no pH quando pequenas quantidades de ácidos ou bases lhe são adicionadas ou quando ocorre diluição. Os químicos utilizam tampões toda vez que necessitam manter o pH de uma solução em um nível constante e pré-determinado. Os bioquímicos são particularmente interessados em tampões pois o funcionamento dos sistemas biológicos é criticamente dependente do pH.

A equação central para as soluções-tampão é a equação de Henderson-Hasselbalch, a qual consiste meramente em um rearranjo da expressão da constante de equilíbrio  $K_a$  para a dissociação de um ácido,



$$K_a = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]} .$$

Isolando  $[H^+]$  e tomando o logaritmo da expressão resultante, obtém-se

$$[H^+] = \frac{K_a.[HA]}{[A^-]}$$

$$-\log[H^+] = -\log K_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

Finalmente, usando as definições de pH e  $pK_a$ , escreve-se\*

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right) . \text{ (Eq. de Henderson-Hasselbalch)}$$

Se a solução é preparada com uma base fraca B e seu ácido conjugado, a equação de Henderson-Hasselbalch tem a forma

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[B]}{[BH^+]}\right) .$$

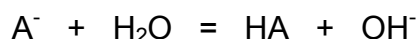
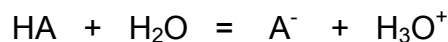
Essa equação indica que o pH de uma solução que consiste de um par ácido fraco/base conjugada pode ser calculado sempre que soubermos o  $pK_a$

---

\* Note que o  $pK_a$  aplica-se às formas ácidas HA ou  $BH^+$ .

da forma ácida e a razão entre as concentrações da base e do ácido conjugados.

A adição de ácido ou base a uma solução tampão interfere com os seguintes equilíbrios, exemplificados para o caso de um ácido fraco HA e sua base conjugada, A<sup>-</sup>:



Nesta experiência você irá inicialmente preparar a solução-tampão acetato que consiste no par conjugado CH<sub>3</sub>COONa e CH<sub>3</sub>COOH. A seguir você testará as propriedades dessa solução tampão (com respeito à adição de ácidos e bases e à diluição), comparando-as com as de uma solução aquosa não-tamponada de pH similar.

Na prática, quando misturamos as quantidades calculadas do ácido e da base conjugados para preparar um tampão, o pH resultante não é *exatamente* o esperado. A principal razão dessa discrepância é que o pH é governado pelas *atividades* do ácido e da base conjugados, e não por suas concentrações. Por esse motivo, após preparar o tampão com as quantidades calculadas, em geral faz-se necessário um pequeno ajuste no pH (pela adição de uma solução básica ou ácida diluídas) para obter o pH desejado. Nesta prática não faremos isto, pois o objetivo é entender como o tampão funciona e não prepará-lo com o pH exato.

## PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

### I – Preparação das Soluções Tampões

A partir de ácido acético concentrado (98,8% p/p, 1,05 g/cm<sup>3</sup>, 60,05 g/mol), cuja concentração molar é 17,45 M, prepare 0,5 L de solução de ácido acético 1M.

Prepare 200mL de cada uma das seguintes soluções tampões acetato/ácido acético e usando a equação de Henderson-Hasselbalch, calcule o pH esperado para cada uma delas:

- 0,002 M em CH<sub>3</sub>COONa e 0,588 M em CH<sub>3</sub>COOH
- 0,020 M em CH<sub>3</sub>COONa e 0,580 M em CH<sub>3</sub>COOH
- 0,100 M em CH<sub>3</sub>COONa e 0,500 M em CH<sub>3</sub>COOH
- 0,300 M em CH<sub>3</sub>COONa e 0,300 M em CH<sub>3</sub>COOH
- 0,500 M em CH<sub>3</sub>COONa e 0,100 M em CH<sub>3</sub>COOH
- 0,580 M em CH<sub>3</sub>COONa e 0,020 M em CH<sub>3</sub>COOH

Utilizando o peagâmetro determine o pH de cada uma das soluções.

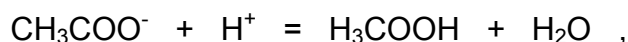
## II – Determinação da capacidade tamponante das soluções tampões

Para cada uma das 6 soluções tampões preparadas proceda conforme abaixo.

### 1) Adição de um ácido forte

Prepare 100 mL de HCl 1 M a partir de HCl concentrado (cuja concentração é 12,1 mol/L).

A uma alíquota de 50 mL da solução tampão preparada adicione 1 mL de HCl 1M. Considerando o equilíbrio



calcule qual é o pH esperado da solução após a adição do HCl e complete a tabela abaixo.

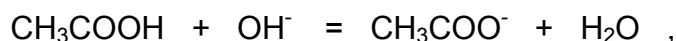
	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{H}^+$	$\text{CH}_3\text{COOH}$
Mols iniciais			
Mols finais			

Meça o pH da solução resultante. Compare com o valor calculado e discuta os motivos para possíveis diferenças.

Utilizando os valores experimentais de pH calcule qual foi a variação de pH da solução tampão após a adição do ácido:  $\Delta\text{pH} = \text{pH} (\text{final}) - \text{pH} (\text{inicial})$ .

### 2) Adição de uma base forte

Tome outra alíquota de 50 mL da solução tampão preparada e adicione a ela 1 mL de NaOH 1,0 M. Considerando a reação de hidrólise do ânion acetato,



calcule qual é o pH esperado da solução após a adição do NaOH e complete a tabela abaixo.

	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{OH}^-$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
Mols iniciais			
Mols finais			

Meça o pH da solução resultante.

Compare com o valor calculado e discuta os motivos para possíveis diferenças.

Utilizando os valores experimentais de pH calcule qual foi a variação de pH da solução tampão após a adição do ácido:  $\Delta\text{pH} = \text{pH} (\text{final}) - \text{pH} (\text{inicial})$ .

Com os dados obtidos experimentalmente preencha a tabela abaixo.

Solução	Adição de ácido			Adição de base		
	pH inicial	pH final	$\Delta$ pH	pH inicial	pH final	$\Delta$ pH
a						
b						
c						
d						
e						
f						

Construa um gráfico de  $\Delta$  pH em função do pH inicial da solução tampão.

Discuta o efeito da composição das soluções sobre a capacidade tamponante.

## 2) Efeito da diluição sobre a capacidade tamponante

Tome a solução tampão que apresentou a maior capacidade tamponante e a partir dela prepare duas soluções diluídas, empregando os fatores de diluição 1:2 e 1:10.

Determine o pH das soluções diluídas e compare com o valor medido para a solução original.

Discuta a razão para as possíveis diferenças, analisando as condições de validade da equação de Handerson-Hasselbalch e a forma como todos os fatores nela envolvidos podem ser afetados pela diluição.

Discuta o que ocorreria com o pH de uma *solução não tamponada* submetida às mesmas diluições.

Solução	Diluição 1: 2			Diluição 1:10		
	pH inicial	pH final	$\Delta$ pH	pH inicial	pH final	$\Delta$ pH
a						



## BIBLIOGRAFIA

- 1) A. Vogel, *Química Analítica Qualitativa*, Editora Mestre Jou, São Paulo (1981) Ver. p. 60.
- 2) P. W. Atkins e L. Jones, *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*, Bookman, Porto Alegre (2001). Ver Cap. 11.
- 3) J. B. Russel, *Química Geral*, Editora McGrawHill, São Paulo (1982) Ver. Cap. 16, p.521.
- 4) D. A. Skoog, D. M. West e F. J. Holler, *Fundamentals of Analytical Chemistry*, Saunders College Publishing (1997). Ver Chapter 10, p. 200.
- 5) D. Harris, *Exploring Chemical Analysis*, W. H. Freeman and Company, N. York (1997) Ver. Chapter 10.