

Universidade Federal de Juiz de Fora
Instituto de Ciências Exatas
Departamento de Química



Disciplina
Química das Soluções QUI084
I semestre 2017

AULA 03

Equilíbrio Ácido-base

Solução Tampão

Profa. Maria Auxiliadora Costa Matos

Downloads aulas: <http://www.ufjf.br/nupis/>

Bibliografia

- 1 - Theodore L. Brown, H. Eugene Lemay e Bruce E. Bursten, *Química: A ciência central*, 9ª edição, Editora Pearson Prentice Hall, 2005.
- 2 - Arthur Israel Vogel, *Química Analítica Qualitativa*, Mestre Jou, 5ª edição, 1981.
- 3 - Daniel C. Harris, *Análise Química Quantitativa*, Editora LTC, 5ª edição, 2001.
- 4 - Skoog, D. A, West, D. M., Holler, F. J., Crouch, S. R. Fundamentos de Química Analítica, Editora Thomson, tradução da 8ª edição, 2006.

Solução Tampão

Solução tampão é uma solução que tem capacidade de resistir a variações no pH decorrente da diluição ou da adição de ácidos ou bases.

Solução tampão é preparada a partir da mistura de um ácido fraco e sua base conjugada (par ácido-base conjugados).

Mistura de um ácido fraco e o sal derivado do mesmo ácido

Ex.: CH_3COOH (ácido acético)/ CH_3COONa (acetato de sódio)

Mistura de uma base fraca e o sal derivado da mesma base

Ex.: NH_4OH (hidróxido de amônia)/ NH_4Cl (cloreto de amônia)

Composição e ação de soluções-tampão

Solução do Ácido fraco HX e sua base conjugada X^- :

- ✓ Um tampão resiste a uma variação de pH quando uma pequena quantidade de OH^- ou H^+ é adicionada.
- ✓ Quando OH^- é adicionado ao tampão, o OH^- reage com HX para produzir X^- e água. Mas a razão $[HX]/[X^-]$ permanece mais ou menos constante, então, o pH não é alterado significativamente.
- ✓ Quando H^+ é adicionado ao tampão, X^- é consumido para produzir HX. Mais uma vez, a razão $[HX]/[X^-]$ é mais ou menos constante, então o pH não se altera significativamente.

Mistura Ácido Fraco e sua Base Conjugada

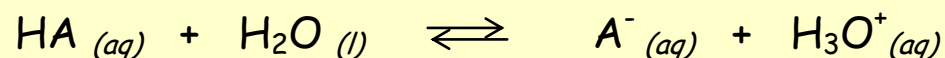
Quando se mistura de **A mol** de um ácido fraco (**HA**) com **B mol** de sua base conjugada (**A⁻**) em certo volume de água, o n^o mol do ácido em solução (na forma não dissociada) permanece próximo do valor adicionado **A mol**. O n^o mol da base (na forma não dissociada), também permanece próximo do valor adicionado **B mol**.

As concentrações analíticas na solução serão:

$$C_{aHA} = A \text{ mol/Volume final da solução (L)}$$

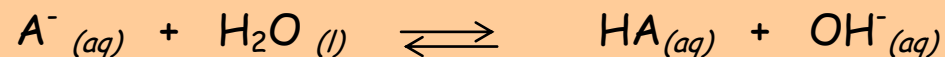
$$C_{aA^-} = B \text{ mol/Volume final da solução (L)}$$

Solução 0,10 mol/L de **HA** com $pK_a HA = 4,00$



Fração dissociada do ácido, $\alpha = 0,031$

Solução 0,10 mol/L de **A⁻** com $pK_b A^- = pK_w - pK_a HA = 14 - 4 = 10$



Fração hidrolisada da base, $\alpha = 3,2 \times 10^{-5}$

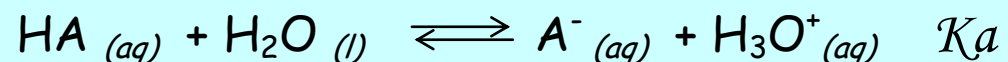
HA se dissocia muito pouco (3,1%) e a adição de **A⁻** à solução reprimi a dissociação de **HA** ainda mais, ou seja, tornará a dissociação de **HA** menor. Desta forma: $[HA] \approx C_{aHA}$

A hidrólise de **A⁻** ocorre em pequena extensão (0,0032%) e a adição de **HA** à solução reprimi a hidrólise de **A⁻** ainda mais. Desta forma: $[A^-] \approx C_{aA^-}$

Equação de Handerson-Hasselbalch

A equação de *Handerson-Hasselbalch* é empregada para cálculo do pH de solução tampão. A equação é um rearranjo da expressão da constante de K_a .

Considerando ácido fraco HA:



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

Aplicando "-log" a expressão ($p = -\log$):

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

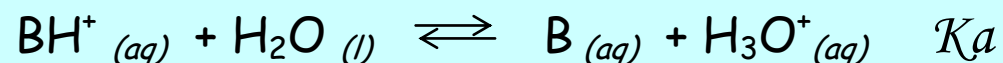
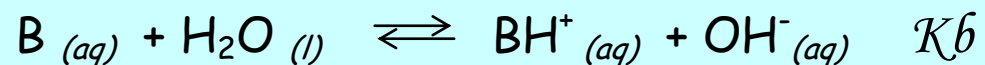
$[\text{A}^-] \approx C_a$ base fraca conjugada
 $[\text{HA}] \approx C_a$ ácido fraco conjugado

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_a \text{ base fraca conj.}}{C_a \text{ ácido fraco conj.}}$$

Atividade em aula exemplo 1.

A equação é descrita da mesma forma para base fraca, sendo considerado na equação de *Handerson-Hasselbalch* o pK_a do seu ácido conjugado.

Considerando base fraca B:



$$K_a_{BH^+} = K_w / K_b_B$$

$$K_a_{(BH^+)} = \frac{[B] \cdot [H_3O^+]}{[BH^+]} \quad \rightarrow \quad [H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[BH^+]}{[B]}$$

Aplicando "-log" a expressão ($p = -\log$):

$$pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[BH^+]}$$

Equação de Handerson-Hasselbalch
Cálculo pH de solução tampão

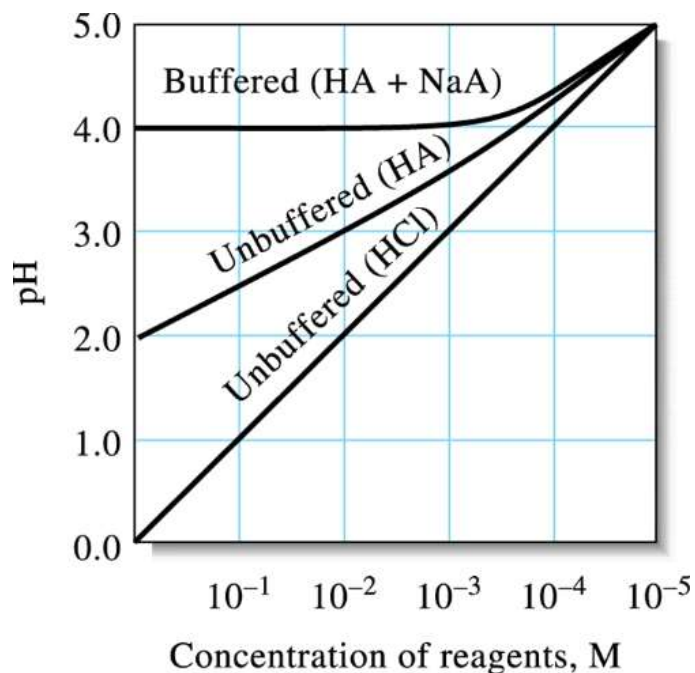
$$pH = pK_a + \log \frac{C_a \text{ base fraca conj.}}{C_a \text{ ácido fraco conj.}}$$

Atividade em aula exemplo 2.

Propriedade do tampão

1) Efeito da diluição

O pH de uma solução tampão permanece essencialmente independente da diluição até que as concentrações das espécies que ela contém sejam diminuídas a um ponto no qual as aproximações, $[HA] = C_{a(HA)}$ e $[A^-] = C_{a(NaA)}$, tornem-se inválidas.



© 2004 Thomson - Brooks/Cole

Efeito da diluição sobre o valor do pH em soluções tamponadas e não tamponadas.

$$K_{a\text{ HA}} = 1,00 \times 10^{-4}$$

Concentração inicial: 1,00 mol/L

Adição de água

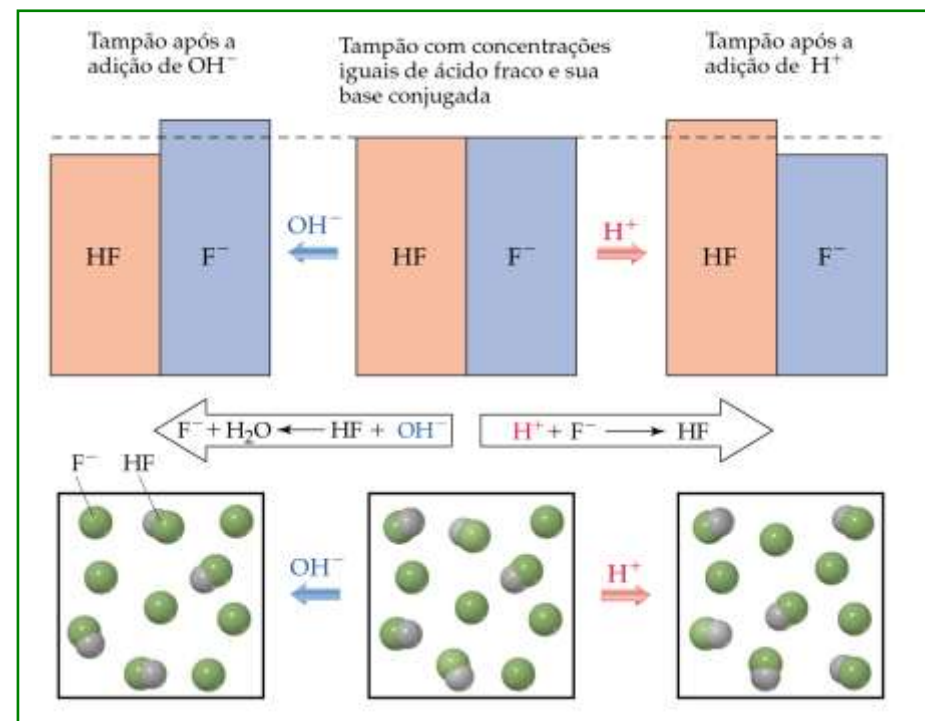
2) Efeito da adição de ácidos e bases

A solução resiste a variação do pH após a adição de pequenas quantidades de ácidos ou bases fortes.

Se um ácido forte for adicionado à solução tampão, ele será consumido pela base fraca, formando o ácido conjugado.

Se uma base forte for adicionada a solução tampão, ela será consumida pelo ácido fraco, formando a base conjugada.

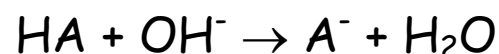
Obs: Tampões não mantêm o pH em um valor absolutamente constante, mas as variações no pH são relativamente pequenas quando pequenas quantidades de ácidos ou bases são adicionadas.



Cálculo do pH de solução tampão

Adição de ácidos ou bases fortes aos tampões

- ✓ A quantidade de ácido ou base forte adicionada resulta em uma reação de neutralização:



- ✓ Sabendo-se quanto de H_3O^+ ou de OH^- foi adicionado (estequiometricamente), sabemos quanto de HX ou X^- é formado.
- ✓ Com as concentrações de HX e X^- (observe a variação no volume da solução) podemos calcular o pH a partir da equação de Henderson-Hasselbalch.

Atividade em aula exemplo 4.

Capacidade Tamponante

É a medida de quanto uma solução resiste a mudanças no pH após a adição de ácidos ou bases fortes.

$$\text{Capacidade Tamponante } (\beta) = - \frac{dC_b}{d\text{pH}} = - \frac{dC_a}{d\text{pH}}$$

Quanto maior o valor de β ,
mais resistente será a solução a variação do pH

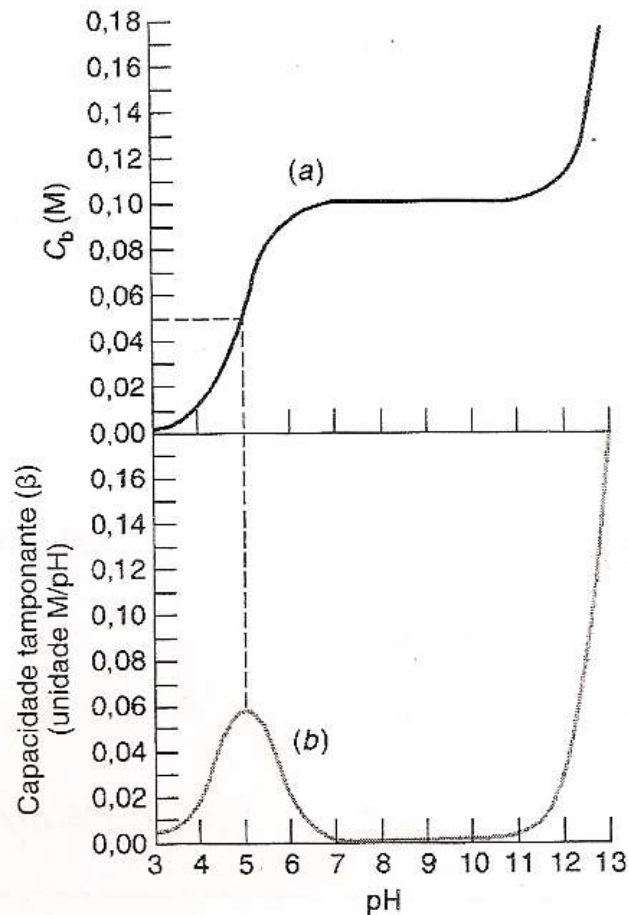


Maior a eficiência do tampão

Ca: Concentração de ácido forte necessária para produzir a mudança de 1 unidade de pH

Cb: Concentração de base forte necessária para produzir a mudança de 1 unidade de pH

Capacidade Tamponante



A solução tampão será mais eficiente quando $\text{pH} = \text{pKa}$



Máxima capacidade tamponante

Faixa útil do tampão

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

Escolher um tampão cujo valor de pKa do ácido fraco esteja mais próximo do valor do pH desejado



β aumenta com o aumento da concentração do tampão

EXERCÍCIOS

Ex. 1: Qual o pH de uma solução de 0,400 mol/L de ácido fórmico e 1,00 mol/L de formiato de sódio?

Ex. 2: Calcule o pH de uma solução 0,200 mol/L de NH_3 e 0,300 mol/L de NH_4Cl .

Ex. 3 Uma solução tampão de pH = 7,10 foi preparada dissolvendo-se hipoclorito de sódio em água. Qual a razão das concentrações de hipoclorito e ácido hipocloroso nesta solução?

Ex. 4: Calcule a variação de pH que ocorre quando uma porção de 100 mL de a) NaOH 0,0500 mol/L e b) HCl 0,0500 mol/L é adicionada 400 mL da solução tampão Ex. 2.

Ex. 5: Qual o pH de uma solução após dissolução de 0,0100 mol/L de HA ($\text{pK}_a = 2,00$) e 0,0100 mol de A^- em água para fazer 1,00 L de solução?

Ex. 6: Calcule a concentração de H_3O^+ em uma solução tampão de ácido fosfórico 2,00 mol/L e dihidrogênio fosfato de potássio 1,50 mol/L.