

**Universidade de São Paulo**

Faculdade de Filosofia, ciências e Letras de Ribeirão Preto

Departamento de Química

Bacharelado em Física Médica



## **Experimento 5**

### **Solução tampão**

#### **Introdução**

Em muitas reações químicas e bioquímicas é necessário estabelecer e manter o pH da solução em um sistema de um determinado valor. Os sistemas ou soluções usados para tal fim são denominados sistemas ou soluções-tampão. Tais soluções resistem à variação de pH quando a ela são adicionados íons  $H^+$  ou  $OH^-$ . Em geral, para se ter uma solução-tampão são necessárias duas espécies químicas, uma delas (um ácido) capaz de reagir com os íons  $OH^-$  adicionados e outra uma base capaz de consumir os íons  $H^+$  adicionados. Também é impreterível que ambos o ácido e a base do tampão não reajam entre si. Essas soluções são fundamentalmente constituídas por um ácido (ou base) fraco e um sal de ácido (ou base) fraco. Entretanto, essa resistência não é ilimitada, ela depende da capacidade do tampão. A capacidade do tampão é definida como sendo o número de moles de uma base forte necessário para variar de uma unidade o pH de um litro de solução tampão. A capacidade depende do tipo e da concentração do tampão.

A equação que governa o comportamento de uma solução tampão é conhecida como equação de Handerson-Hasselbach:

$$pH = pK + \log [HA] / [A^-] \quad \text{eq. 1}$$

Através dessa equação pode-se observar que o pH de uma solução tampão depende das características da substância utilizada na preparação da solução bem como da concentração da solução.

No experimento anterior sobre titulações, ficou evidente que a adição da base promove a variação do pH. Essa variação é muito mais pronunciada na vizinhança do pH

7. Isto ocorre porque em pH 7 as concentrações tanto de H<sup>+</sup> quanto de OH<sup>-</sup> são muito baixas (10<sup>-7</sup> M), de forma que a adição de pequenas quantidades, tanto de ácido como de base farão uma pronunciada mudança na concentração, fazendo o pH variar bastante.

Fazendo um cálculo aproximado, tomemos como exemplo um volume de 100 mL de água pura a pH 7, e vamos ver o que ocorre se adicionarmos 1 gota (0,05 mL) de solução de

HCl 0,10 M; essa gota contém  $0,10 \times 0,05 \times 10^{-6} = 5,0 \times 10^{-6}$  moles de HCl. Como a gota não fará diferença no volume de 100 mL, a concentração da solução resultante será:

$$c = 5,0 \times 10^{-6} \text{ moles} / 100 \times 10^{-3} \text{ L} = 5,0 \times 10^{-5} \text{ moles/L}$$

Você já percebeu que a concentração de H<sup>+</sup>, que era de 10<sup>-7</sup> M na água pura sofreu um aumento considerável ao passa a ser de  $5,0 \times 10^{-5}$  M, pois o expoente de 10 variou visivelmente. De fato, o pH passou a ser:

$$\text{pH} = -\log(5,0 \times 10^{-5}) = 4,3$$

Tivemos, portanto, uma variação de 2,7 unidades de pH

O que acontece agora se juntarmos mais uma gota da solução de HCl? A segunda gota deve ter aproximadamente o mesmo número de moles da primeira, de forma que a concentração resultante passará a ser apenas o dobro da anterior (e não a anterior multiplicada por 500, como no outro caso) e a variação será muito menor:

$$\text{pH} = -\log(2 \times 5,0 \times 10^{-5}) = 4,0$$

Então, com mais uma gota o pH variou apenas de 0,3 unidades.

Mesmo assim, considerando que uma solução de HCl 0,10 M é uma solução diluída a variação de 0,3 unidades de pH pela adição de apenas uma gota a 100 mL pode ser considerada grande.

Esses cálculos demonstram, portanto, como é difícil manter constante o pH de uma solução pois pequenas quantidades de ácidos ou de bases que sejam adicionados provocam grandes variações de pH.

Em muitos casos, principalmente em estudo biológicos bioquímicos e químicos é absolutamente necessário manter constante a concentração de H<sup>+</sup> de uma solução. Esse objetivo é alcançado utilizando-se uma solução reguladora de pH, também chamada solução tampão.

As soluções tampão fazem uso da propriedade apresentada pelos ácidos (ou bases) fracos de se ionizarem apenas parcialmente. Podemos usar tanto um ácido (ou base) fraco com sua base (ou ácido) conjugada (um sal desse ácido ou da base).

Ácido fraco + sal de ácido. Uma solução aquosa de ácido acético apresenta forte resistência mudar seu pH pela adição de base. Por que?

Ora sendo o ácido acético um ácido fraco, ao ser dissolvido na água ele se dissocia apenas parcialmente e, estabelecendo um equilíbrio dinâmico como apresentado abaixo.



Relativas

$$v = k_{\text{direta}} \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]} \qquad v = k_{\text{inversa}}$$

no equilíbrio  $v_{\text{direta}} = v_{\text{inversa}}$   
então:

$$k_{\text{direta}} [\text{CH}_3\text{COOH}] = k_{\text{inversa}} [\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$k_a = k_{\text{direta}} / k_{\text{inversa}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Se juntarmos a essa solução certa quantidade de base os íons  $\text{OH}^-$  reagirão com os íons  $\text{H}^+$ , reduzindo a concentração destes e, conseqüentemente, diminuindo a velocidade da reação inversa; a velocidade da reação direta (que não se alterou) fica então maior que a da reação inversa; fazendo aumentar a concentração de  $\text{H}^+$  até que as velocidades voltem a se igualar, isto é restabelecer o equilíbrio. Se a quantidade de base adicionada não foi muito grande, o equilíbrio se restabelece mais ou menos no ponto em que estava, isto é, mantendo o valor do pH aproximadamente no mesmo valor anterior. Outra maneira de analisar o fenômeno é através do princípio de Le Chatelier, lembra?

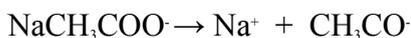
#### Outros pontos importantes:

- A ação reguladora não é perfeita, isto é, o ácido acético não mantém o pH absolutamente constante quando se adiciona base. O que ocorre é que o pH varia muito menos do que variaria na ausência de ácido acético. A base adicionada retira  $\text{H}^+$  mas não os íons  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Quando o ácido acético se ioniza mais íons  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  são produzidos de forma que, não volta exatamente ao ponto anterior pois a velocidade da reação inversa depende tanto da  $[\text{H}^+]$  como de  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ .
- Essa ação reguladora pode estender-se até uma adição de uma quantidade razoável de base porque a concentração de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  é alta (ácido acético é fraco). Assim, há bastante  $\text{CH}_3\text{COOH}$  para ir se ionizando mais e repondo os  $\text{H}^+$  retirados da base.

O que acontecerá se adicionarmos ácido à solução de ácido acético? Haverá também uma ação reguladora?

Você pode achar que haveria uma ação reguladora porque os íons adicionados poderiam combinar-se com os íons  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  formando ácido acético não ionizado e mantendo o pH. No entanto, a concentração de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  é muito baixa, uma pequena quantidade de  $\text{H}^+$  já consumiria a maior parte dos íons  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  e o pH passaria logo a variar rapidamente.

Consideremos agora uma solução aquosa de acetato de sódio. Sendo um sal o acetato de sódio se ioniza totalmente:



Essa solução não dispõe de mecanismo para neutralizar a adição de base. Se adicionarmos base a essa solução o pH deve variar pronunciadamente.

No entanto, se adicionarmos ácido, os íons  $\text{H}^+$  poderão se combinar com os íons  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  estabelecendo o equilíbrio mencionado anteriormente. Como agora a concentração de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  é alta, a ação reguladora pode estender-se até que uma quantidade grande de ácido seja adicionada.

Resumindo: uma solução aquosa de ácido acético apresenta ação reguladora contra adição de base (mas não de ácido), enquanto que uma solução aquosa de acetato de sódio apresenta ação reguladora contra adição de ácido (mas não de base).



**para o CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>:**

diluída

250 mL

$$n^{\circ} \text{ mols}_{\text{solução conc.}} = n^{\circ} \text{ mols}_{\text{solução}}$$

$$0,2 \text{ mol. L}^{-1} \times V = 2,6 \times 10^{-2} \times$$

$$V = 32,5 \text{ mL}$$

### **Procedimento Experimental**

- 1) Preparar 250 mL de uma solução tampão acetato 0,05 M, pH 5,0 usando como materiais de partida uma solução de acetato de sódio 0,1 M e uma solução de ácido acético 0,1 M. Calcular os volumes a serem utilizados sabendo que a constante de ionização do ácido acético é  $1,8 \times 10^{-5}$  M. Utilizar um pHmetro para conferir o pH da solução que você preparou.
  - 2) Numere 4 béqueres. Coloque nos dois primeiros 50 mL da solução tampão que você preparou. Coloque nos dois béqueres restantes 50 mL de água destilada. Adicione a cada béquer 2 gotas de vermelho de metila.
  - 3) Adicione ao primeiro béquer 20 gotas de HCl 0,1 M e adicione no segundo béquer 20 gotas de NaOH 0,1 M. Agite com bastão de vidro para misturar os reagentes. O que pôde ser observado? Anote.
  - 4) Adicione ao terceiro béquer 20 gotas de HCl 0,1 M e ao quarto béquer 20 gotas de NaOH 0,1 M. Agite com bastão de vidro para misturar os reagentes. O que pôde ser observado?
- Anote.
- 5) Medir o pH das soluções com um pHmetro e comparar os valores obtidos nos 4 béqueres.

### **Questões:**

- 1) Com base na tabela de indicadores de pH , justifique a escolha do indicador utilizado na solução tampão no procedimento experimental descrito acima.
- 2) Com base em seus conhecimentos justifique as colorações das soluções encontradas em cada etapa do procedimento experimental em cada um dos béqueres.



