

## EDUCAÇÃO

## AVALIAÇÃO DA CAPACIDADE TAMPONANTE - UM EXPERIMENTO PARTICIPATIVO

César Ricardo Silva e José de Alencar Simoni\*

Instituto de Química - UNICAMP - CP 6154 - 13083-970 - Campinas - SP

Recebido em 4/3/99; aceito em 30/7/99

**BUFFER CAPACITY EVALUATING – A COLLABORATIVE EXPERIMENT.** The aim of this work is to show an experiment from which students can learn some of the main characteristics of buffer solutions. A mixture of some acid-base indicators, named as Yamada's indicator, can be used to estimate *pH* values in an acid-base titration of a buffer, with good approximation. In the experiment it is also possible to verify the relationship between the buffer capacity and the concentrations and the molar ratio of the components of a  $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$  buffer solution. The shortage of experiments associated with the relative small importance given to many aspects of buffer solutions, is now explored with simplicity. In the proposed experiments, students prepare buffer solutions by themselves, calculate the *pH*, understand how acid-base indicators act and learn how buffer solutions work through graph constructed by sharing experimental data.

**Keywords:** buffer solution; buffer capacity; titration.

## INTRODUÇÃO

São muitos os experimentos nas disciplinas introdutórias em Química no 3º grau que tratam do assunto tampões<sup>1,2</sup>. Entretanto, não se pode compreender o fato de que poucos experimentos tratam da avaliação da capacidade tamponante destas soluções.

Para um Químico a capacidade tamponante de uma solução é tão ou mais importante do que o valor de *pH* que esta solução controla. É muito comum observar-se, em muitas avaliações (provas) de disciplinas de Química, uma excessiva preocupação com o cálculo correto de valores de *pH*, muitos deles extremamente complicados. Na realidade, o que é necessário nestes casos é estabelecer as quantidades aproximadas de substâncias para se preparar uma determinada solução tampão. Após o preparo desta solução, utilizando-se um medidor de *pH*, acerta-se o valor do *pH* pela adição de um ou outro reagente pertinente. No entanto, a capacidade tamponante, não é um assunto bem dominado, inclusive pelos alunos do curso de Química. Embora a maioria deles saiba calcular valores corretos de *pH* de soluções-tampões e também prepará-las, na maioria das vezes, a menos que apareça a concentração de cada um dos reagentes da solução, estes alunos dificilmente atentam para o aspecto da capacidade de ação tamponante de uma dada solução.

A capacidade tamponante é uma indicação da quantidade de ácido ou base que pode ser adicionada antes do tampão perder sua habilidade de resistir à mudança de *pH*. Ela depende também da quantidade total do ácido conjugado e da base disponíveis. Se uma solução-tampão é diluída, ela terá uma baixa capacidade tamponante quando comparado com o mesmo volume de outra solução-tampão mais concentrada<sup>3</sup>. Matematicamente a capacidade tamponante foi introduzida por Van Slyke em 1922, onde é expressa por:

$$\beta = \Delta C_b / \Delta pH = - \Delta C_a / \Delta pH \quad (1)$$

onde  $C_a$  e  $C_b$  são, respectivamente, as quantidades (mols) de ácido ou base forte adicionados por litro. Em ambos os casos, o valor de  $\beta$  é sempre positivo<sup>4</sup>.

Dessa maneira, escolher corretamente um determinado tampão a ser utilizado em um processo qualquer, não significa

somente definir o valor do *pH* do tampão a ser utilizado, é preciso saber corretamente quanto se deve adicionar deste tampão e quais as concentrações totais de cada espécie presente. Estas quantidades é que garantirão ou não, a realização do processo em um *pH* desejado e controlado.

Para tentar minimizar esta falha de conteúdo, alguns experimentos da literatura foram modificados, agrupados e adaptados para a realidade da maioria dos laboratórios de Química Geral das nossas Universidades e aplicado, com sucesso, em uma disciplina de Química experimental na UNICAMP. Trata-se pois, de um experimento para disciplinas introdutórias de Química, onde o número de alunos pode ser muito alto em relação à disponibilidade de instrumentação (medidores de *pH*). Tomou-se a liberdade de fornecer (apêndice) dois possíveis roteiros experimentais que podem ser utilizados diretamente pelo Professor, em duas aulas de quatro horas de duração. Há também uma tabela contendo as possíveis combinações de *pH* e concentração de soluções e as quantidades utilizadas na preparação do indicador misto de Yamada. Estes roteiros e valores das tabelas deram bons resultados quando aplicados. Há também valores das concentrações das soluções estoques, que também podem ser adotadas ou não.

## PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Para o caso específico da disciplina onde este experimento foi oferecido, ele é uma seqüência de vários outros experimentos, onde se trabalhou, anteriormente, temas como: preparação de soluções, hidrólise e equilíbrios. Este experimento pode ser dividido em duas aulas de 4 horas.

Na primeira parte os alunos verificam as cores desenvolvidas, individualmente, por quatro indicadores crômicos em soluções-tampões com o *pH* variando entre 3 e 11. Estes tampões são preparados de acordo com a literatura<sup>5</sup> e são ajustados para o valor correto de *pH* utilizando-se um medidor de *pH* previamente calibrado. Os alunos recebem estas soluções já preparadas. Os indicadores utilizados são: vermelho de metila, fenolftaleína, azul de timol e azul de bromotimol. Após esta verificação o aluno deve, então, prever quais seriam as cores desenvolvidas por uma mistura formada por estes quatro indicadores (indicador misto de Yamada), nos mesmos valores de *pH*. Na seqüência verificam experimentalmente suas previsões, utilizando nesta etapa, o indicador misto. As cores observadas servirão para as futuras avaliações de valores de *pH*.

\* [caja@iqm.unicamp.br](mailto:caja@iqm.unicamp.br)

Na segunda aula (4 horas) cada grupo de alunos faz a titulação de uma solução tampão por ele preparada, conforme tabela fornecida pelo professor. Esta solução-tampão, com valor determinado de  $pH$  e concentração total ( $[NH_3]+[NH_4^+]$ ) já estabelecida (apêndice), é feita a partir do uso da equação básica e simplificada para o cálculo de  $pH$  de soluções-tampões:

$$pOH = pK_b + \log \left\{ \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \right\} \quad (2)$$

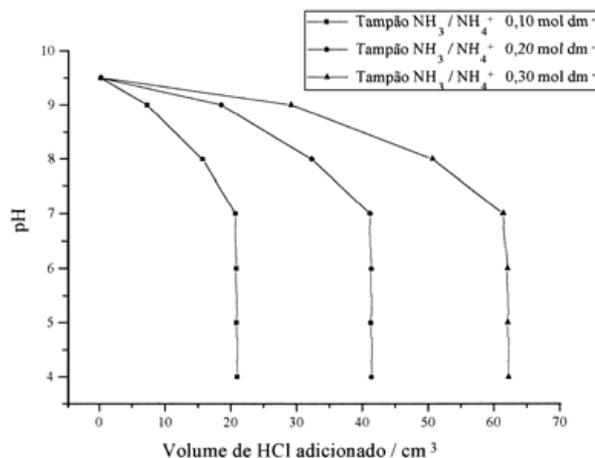
Esta solução é preparada a partir da diluição de soluções estoques de amônia e cloreto de amônio fornecidas. As quantidades necessárias das soluções estoques para esta preparação devem ser calculadas pelos próprios alunos.

Na seqüência, cada grupo prepara sua bateria de cores utilizando o indicador misto de Yamada, conforme parte final da primeira aula. Esta bateria de cores será utilizada para monitorar a titulação de um volume de  $50 \text{ cm}^3$  da solução-tampão, preparada anteriormente pelo próprio aluno, na presença do indicador misto de Yamada. Utiliza-se uma solução de HCl  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ . A cada mudança de cor anota-se o volume adicionado de ácido e o correspondente valor de  $pH$ , obtido por comparação com a escala montada anteriormente. Note que é necessário o conhecimento da concentração da solução de HCl, dessa maneira é desejável que a mesma solução seja utilizada pela classe toda, uma vez que se sugere a troca de dados entre os vários grupos de alunos (método cooperativo).

## RESULTADOS E DISCUSSÃO

Em vista do tempo disponível para a realização do experimento, é aconselhável que os alunos compartilhem os dados. No apêndice, é apresentada uma tabela que foi utilizada em nossa aula e que pode servir de orientação para o Professor. Nesta tabela cada grupo prepara e titula uma única solução. Inicialmente compartilha seus dados com outros grupos que estão trabalhando na mesma bancada. Isto é suficiente para se atingir os objetivos pedagógicos do experimento. No entanto, é muito importante reunir os dados de toda a turma e fazer uma discussão geral dos resultados experimentais. Neste caso, a disciplina deve dispor de computadores ou o Professor deve colocar os vários resultados em um único gráfico e fazer uma transparência, por exemplo, para possibilitar a discussão geral.

Este gráfico único, contendo os valores específicos de  $pH$  (momento em que ocorrem mudanças na cor da solução) em função do volume de HCl gasto para todas as soluções, torna claros os fatores que regulam a capacidade tamponante destas soluções. A Figura 1 é um exemplo do que os alunos podem observar com soluções-tampões de  $pH = 9,5$  de diferentes concentrações totais:



**Figura 1.** Resultados das titulações de soluções-tampões  $NH_3 / NH_4^+$  de  $pH$  inicial aproximado a 9,5 (relação  $NH_3 / NH_4^+ = 1$ ), de diferentes concentrações totais, com solução de HCl  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ . Os valores de concentrações mostrados na legenda dizem a respeito à soma das concentrações  $[NH_3] + [NH_4^+]$ .

Pela análise direta deste gráfico, em termos semiquantitativos, é possível discutir os fatores que regulam a capacidade tamponante das soluções. Entretanto se o Professor julgar relevante, pode-se calcular os valores de  $\beta$  (capacidade tamponante) utilizando-se a equação 1. O exemplo a seguir mostra como os alunos podem fazer este cálculo. Considere a solução tampão  $NH_3 / NH_4^+$   $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ . Para um volume zero de HCl, conforme mostra a Figura 1, tem-se o  $pH = 9,5$ . O valor de  $pH$  foi para 9,0 quando se adicionou  $7,2 \text{ cm}^3$  de ácido. Assim:

**Tabela 1.** Valores de  $\beta$  calculados a partir das curvas de titulação dos tampões  $NH_3 / NH_4^+$  com HCl  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ .

Tampão $NH_3 / NH_4^+$	Faixa de pH	$\beta / \text{mol dm}^{-3}$
$[NH_3] + [NH_4^+] = 0,10 \text{ mol dm}^{-3}$	9,5 – 9,0	0,026
	9,0 – 8,0	0,011
	8,0 – 7,0	0,005
	7,0 – 6,0	muito pequeno
	6,0 – 5,0	muito pequeno
	5,0 – 4,0	muito pequeno
$[NH_3] + [NH_4^+] = 0,20 \text{ mol dm}^{-3}$	9,5 – 9,0	0,054
	9,0 – 8,0	0,012
	8,0 – 7,0	0,006
	7,0 – 6,0	muito pequeno
	6,0 – 5,0	muito pequeno
	5,0 – 4,0	muito pequeno
$[NH_3] + [NH_4^+] = 0,30 \text{ mol dm}^{-3}$	9,5 – 9,0	0,074
	9,0 – 8,0	0,014
	8,0 – 7,0	0,005
	7,0 – 6,0	muito pequeno
	6,0 – 5,0	muito pequeno
	5,0 – 4,0	muito pequeno

$$\Delta C_a = 7,2 \times 10^{-3} \times 0,10 / [(50,0 + 7,2) \times 10^{-3}] - 0,0 / 50,0 \times 10^{-3}$$

então  $\Delta C_a = 0,013 \text{ mol dm}^{-3}$  e  $\Delta pH = 9,0 - 9,5 = -0,5$ ; logo  $\beta = 0,026 \text{ mol dm}^{-3}$ .

De maneira análoga, para as demais curvas, os valores de  $\beta$  encontram-se na Tabela 1. Neste caso, a discussão deve levar em conta os vários valores de  $\beta$ .

Cabe ressaltar que o valor de  $pH = 9,5$  não existe na bateria de tampões sugerida. Este valor pode ser obtido, observando-se que esta cor desenvolvida fica entre as cores para os tampões 9 e 10. Alternativamente o professor pode estimular ou sugerir que os alunos façam combinações entre os tampões considerados, de modo a verificar esta coloração.

As principais modificações introduzidas nesta forma de apresentação do assunto foram as seguintes: juntou-se num mesmo bloco dois experimentos distintos (medida de  $pH$  com indicadores e tampões), foi eliminado o uso de um medidor de  $pH$  ("peagâmetro"), que é um grande obstáculo em laboratórios introdutórios devido ao elevado número de alunos e o seu concomitante uso. Além disso, o fato de que o aluno deve prever comportamentos, efetuar seus próprios cálculos de concentrações e preparar suas soluções, torna sua participação mais efetiva, aumentando sua interação com o assunto estudado. Outro aspecto relevante é o compartilhamento de dados experimentais, o que estimula a cooperação e não a competição entre os alunos.

## CONCLUSÕES

Constatou-se uma maior satisfação dos alunos durante e após a realização dos experimentos, pois a participação de todos foi mais efetiva, e também um melhor aprendizado do assunto, quando comparado com turmas tradicionais. Esta constatação ficou clara quando se avaliou os resultados em provas e principalmente a avaliação final que os alunos fizeram da disciplina ao final do semestre.

## APÊNDICE

### I) PRIMEIRA AULA DE QUATRO HORAS

#### Determinação de Valores de $pH$ Utilizando Indicadores Crômicos

##### Introdução

Uma maneira prática de se expressar a quantidade de íons hidrogênio em solução é em termos de  $pH$ . Este é definido como:

$$pH = -\log a_{H^+} \quad (1)$$

onde  $a_{H^+}$  é a atividade dos íons  $H^+$ . Para os propósitos desta disciplina, por simplificação, a atividade,  $a_{H^+}$ , será substituída pela concentração analítica de  $H^+$ ,  $[H^+]$ , sempre dada em  $\text{mol dm}^{-3}$ .

A água é fracamente ionizada de acordo com o equilíbrio:



A este equilíbrio associa-se uma constante de equilíbrio dada por:

$$K_{eq} = [H^+] [OH^-] / [H_2O] \quad (3)$$

Para a água pura o valor da concentração da água,  $[H_2O]$ , é uma constante que, se multiplicada pelo valor da constante de equilíbrio, origina uma outra expressão dada por:

$$K_W = [H^+] [OH^-] \quad (4)$$

Como toda constante de equilíbrio,  $K_W$  também depende da temperatura. Para a temperatura de  $25^\circ\text{C}$ ,  $K_W$  tem o valor de  $1,01 \times 10^{-14}$ . Note que não há unidades para esta constante. Por simplicidade, não se mostrou que os valores de concentração são divididos pela concentração padrão, o que cancela as unidades de concentração.

No caso da água a  $25^\circ\text{C}$ , tem-se então:

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \quad (5)$$

aplicando-se a equação 1 aos valores acima, tem-se:

$$pH = pOH = 7 \text{ e } pH + pOH = 14 \quad (6)$$

Assim, em uma solução ácida  $[H^+] > [OH^-]$  e  $pH < 7$ , em uma solução básica  $[H^+] < [OH^-]$  e  $pH > 7$  e em uma solução neutra  $[H^+] = [OH^-]$  e  $pH = 7$ .

Pode-se determinar, aproximadamente, valores de  $pH$  utilizando substâncias denominadas indicadores crômicos. Estes indicadores são ácidos ou bases fracas que apresentam mudanças de cor dentro de uma faixa pequena de  $pH$ . As mudanças de cor são devidas a mudanças estruturais, inclusive à presença de formas de ressonância.

## Parte Experimental

Numere nove tubos de ensaio de 3 a 11 e adicione a cada um deles, individualmente,  $5 \text{ cm}^3$  das respectivas soluções de valores de  $pH$  correspondentes. A seguir, adicione 3 gotas do indicador vermelho de metila. **Anote os resultados obtidos.**

Repita o experimento anterior substituindo o indicador vermelho de metila por fenolftaleína, na seqüência por azul de timol e por fim pelo indicador azul de bromotimol.

Antes de prosseguir, procure pensar e responder o seguinte: imagine todos os indicadores misturados, e que o procedimento anteriormente feito com cada um deles individualmente fosse agora repetido com esta mistura. **Quais seriam as cores desenvolvidas para cada valor de  $pH$ ?** Discuta com seus colegas, tente estabelecer estas cores e, após esta discussão prossiga o experimento.

Agora faça um experimento que possibilite a verificação de suas previsões. De posse dos resultados obtidos no experimento que você propôs e daqueles previstos anteriormente, discuta as diferenças observadas. **Quais as vantagens em se utilizar uma mistura de indicadores ao invés de um único?** Discuta novamente com seus colegas.

Esta mistura de indicadores que você utilizou é chamada de **Indicador Misto de Yamada**.

Na terceira parte deste experimento você irá determinar o  $pH$  dos seguintes líquidos: suco de limão, suco de laranja, leite, comprimido efervescente dissolvido em meio copo de água, uma colher de leite de magnésia em meio copo de água, água fervida e depois assoprar com um canudinho, durante 1 minuto.

## Resultados e Discussão

Faça tabelas contendo todos os resultados observados. Faça uma comparação entre as previsões que foram feitas sobre as variações de cores do indicador misto de Yamada e as cores observadas, comente sobre as possíveis diferenças verificadas. Discuta sobre as vantagens de se utilizar uma mistura de indicadores no lugar de um único. Procure na literatura algum indicador que tenha mais que uma viragem de cor em função do  $pH$  e como estas mudanças são explicadas. Discuta sobre o caráter ácido-base dos líquidos usados por você.

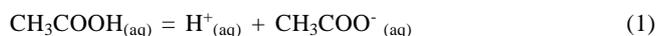
## II) SEGUNDA AULA DE QUATRO HORAS

### Avaliação da Capacidade Tamponante de Soluções-Tampões.

#### Introdução

Solução-tampão é uma solução que, dentro de certos limites, “resiste” à tentativa de modificação de seu *pH* quando da adição de uma outra substância, ou solução, de caráter ácido ou básico. Nestes casos, o valor do *pH* desta solução-tampão sofre apenas pequena alteração pela adição do ácido ou da base. Uma solução-tampão é obtida quando estão presentes um ácido fraco e seu sal, ou uma base fraca e o seu sal.

Para o caso do tampão acetato / ácido acético, há os seguintes equilíbrios em meio aquoso:



Se a este tampão for adicionada, por exemplo, uma pequena quantidade de ácido, os íons  $\text{H}^+$  combinar-se-ão com os íons  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , uma base, (equação 1) formando  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e com isto, o valor do *pH* não diminui significativamente. De modo semelhante, se uma pequena quantidade de íons  $\text{OH}^-$  (base) for adicionada à solução-tampão, estes íons  $\text{OH}^-$  combinar-se-ão com os íons  $\text{H}^+$  (equação 2). Com a diminuição na concentração dos íons  $\text{H}^+$  as moléculas de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (equação 1) se dissociam repondo parte dos íons  $\text{H}^+$  removidos pela adição dos íons  $\text{OH}^-$ . Assim o valor do *pH* não aumenta significativamente. Em ambos os casos, o *pH* da solução não sofrerá uma alteração considerável.

O valor do *pH* desta solução-tampão é dado simplificada-mente pela equação de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pK_a + \log \left\{ \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right\} \quad (3)$$

onde [ ] é a concentração analítica, dada em  $\text{mol dm}^{-3}$ . Veja, pela equação 3, que é possível preparar tampões de diferentes valores de *pH*, pela adequada escolha do ácido e seu sal e pelos respectivos valores de suas concentrações. Ao se aumentar a concentração do sal em relação à do ácido o tampão sofrerá um aumento no valor de *pH* e vice-versa.

Raciocínio análogo pode ser feito quando se prepara um tampão para *pH* acima de sete. Neste caso, geralmente, utiliza-se uma base e o seu respectivo sal. A equação toma então a seguinte forma:

$$pOH = pK_b + \log \left\{ \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]} \right\} \quad (4)$$

Tampões são de importância fundamental para os organismos vivos, pois, por exemplo, controlam o *pH* de fluídos intra e extracelulares. O principal tampão intracelular nos seres humanos é o tampão fosfato ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ ). Os fosfatos orgânicos como a glicose-6-fosfato e o ATP também contribuem com sua capacidade tamponante. O principal tampão extracelular no sangue e no fluido intersticial dos vertebrados é o tampão bicarbonato ( $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ ), *pH* = 7,4. Somente estes aspectos bastariam para que este assunto fosse objeto de estudo, entretanto, como será visto na seqüência deste experimento, as soluções tampões são também extremamente importantes em inúmeros processos químicos.

Apesar do que foi dito anteriormente sobre a propriedade de uma solução-tampão resistir à variação do seu valor de *pH*, esta resistência também tem os seus limites. **Quais são**

**os limites para esta resistência?** Esta é a pergunta que se pretende responder na aula de hoje.

#### Procedimento Experimental

Inicialmente repita a segunda parte do experimento anterior, utilizando o indicador misto de Yamada. Reserve sua bateria de cores, pois ela será a sua referência para as avaliações de *pH* que você fará na seqüência do experimento.

Prepare  $250 \text{ cm}^3$  da solução que o seu Professor indicou, respeitando o valor desejado de *pH* e também a concentração total  $[\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+]$ , 0,10 a  $0,30 \text{ mol dm}^{-3}$ . Utilize a equação básica e simplificada de cálculo de *pH* de soluções-tampões (eq. 4). A solução indicada pelo Professor é preparada a partir da diluição de soluções estoques de amônia e cloreto de amônio fornecidas. Verifique os valores de concentrações nos respectivos rótulos.

Titule uma alíquota de  $50 \text{ cm}^3$  desta solução, na presença de 12 gotas do indicador misto de Yamada, utilizando uma solução de HCl  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ . A cada mudança de cor anote o volume adicionado de ácido e, por comparação com a escala montada anteriormente, determine o valor de *pH*. Se a intensidade da cor ficar menor em comparação com a sua escala durante a titulação, adicione mais algumas gotas do indicador. Repita o processo com mais outra alíquota.

#### Resultados e Discussão

Após terminada a titulação compartilhe os seus dados com aqueles obtidos pelos outros grupos que estão na sua bancada. Faça um único gráfico contendo curvas dos valores específicos de *pH* (momento em que ocorrem mudanças na cor da solução) em função do volume de HCl gasto para todas as soluções. Discuta sobre os fatores que regulam a capacidade tamponante destas soluções. Procure em outras bancadas outros resultados que possam ratificar as observações já feitas. **Como os fatores  $pK_b$ , relação entre concentrações e valores absolutos de concentrações se correlacionam ao efeito tamponante de uma solução-tampão qualquer?** Discuta e justifique com base nas suas observações experimentais.

A capacidade tamponante é uma indicação da quantidade de ácido ou base que pode ser adicionada antes do tampão perder sua habilidade de resistir à mudança de *pH*. Ela pode ser calculada matematicamente pela expressão 5, introduzida por Van Slyke:

$$\beta = \Delta C_b / \Delta pH = - \Delta C_a / \Delta pH \quad (5)$$

onde  $C_a$  e  $C_b$  são, respectivamente, as quantidades (mols) de ácido ou base forte adicionados por litro. Em ambos os casos, o valor de  $\beta$  é sempre positivo. Calcule os valores da capacidade tamponante ( $\beta$ ), em cada intervalo de *pH* ( $\Delta pH$ ), para as diversas curvas obtidas. Lembre-se que neste caso, os valores de volume de ácido adicionado deverão ser convertidos em valores de concentração em  $\text{mol dm}^{-3}$ , levando-se em conta o volume final da solução para cada valor de *pH*.

#### Preparação do Indicador Misto de Yamada

Caso o Professor decida por fornecer o indicador misto de Yamada pronto, este pode ser preparado da seguinte forma: adicionam-se 0,0500 g de azul de timol, 0,1250 g de vermelho de metila, 0,6000 g de azul de bromotimol e 1,0000 g de fenolftaleína em  $1 \text{ dm}^3$  de etanol. A solução resultante apresenta uma forte coloração vermelha, a qual deve ser neutralizada com algumas gotas de uma solução de NaOH  $0,05 \text{ mol dm}^{-3}$  (até ficar com coloração verde). Coloque cerca de  $500 \text{ cm}^3$  de água e, acerte a coloração, em seguida dilua a  $2 \text{ dm}^3$  com água destilada.

Sugestões Para as Concentrações ( mol dm<sup>-3</sup> ) dos Diversos Tampões Para Cada Bancada.

(NH <sub>3</sub> ) / (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	(NH <sub>3</sub> ) + (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	BANCADA	(NH <sub>3</sub> ) / (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	(NH <sub>3</sub> ) + (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	BANCADA
1:1	0,10	1	1:1	0,36	4
1:1	0,20	1	1:1	0,18	4
1:10	0,20	1	1:10	0,18	4
10:1	0,20	1	10:1	0,18	4
(NH <sub>3</sub> ) / (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	(NH <sub>3</sub> ) + (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	BANCADA	(NH <sub>3</sub> ) / (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	(NH <sub>3</sub> ) + (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	BANCADA
1:1	0,15	2	1:1	0,26	5
1:1	0,30	2	1:1	0,13	5
1:10	0,30	2	1:10	0,13	5
10:1	0,30	2	10:1	0,13	5
(NH <sub>3</sub> ) / (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	(NH <sub>3</sub> ) + (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	BANCADA	(NH <sub>3</sub> ) / (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	(NH <sub>3</sub> ) + (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	BANCADA
1:1	0,30	3	1:1	0,32	6
1:1	0,15	3	1:1	0,16	6
1:10	0,15	3	1:10	0,16	6
10:1	0,15	3	10:1	0,16	6

REFERÊNCIAS

1. Russo, S. O.; Hanania, G. I. H.; *J. Chem. Educ.* **1987**, *64*, 817.
2. Ophardt, C. E.; *J. Chem. Educ.* **1985**, *62*, 608.
3. Atkins, P. W.; Jones, L. L.; *Chemistry: molecules, matter and change*; W. H. Freeman, New York, 1997, p566.
4. Clark, R. W.; White, G. D.; Bonicamp, J. M.; Watts, E. D.; *J. Chem. Educ.* **1995**, *72*, 746.
5. Morita, T.; Assumpção, R. M. V.; *Manual de Soluções, Reagentes e Solventes*; Ed Edgard Blücher Ltda, 1972, p 272.