DETERMINAÇÃO DO CARÁTER ÁCIDO-BASE DE SUBSTÂNCIAS COMERCIAIS USANDO INDICADORES NATURAIS PROPOSTOS PELOS DISCENTES DE QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL I NO CURSO DE QUÍMICA

Bernardino Joaquim Caluaco [1], Camila Peixoto do Valle [2], Mônica Regina Silva de Araújo [3], Daniele Alves Ferreira [4]

RESUMO

Em sua versão moderna. a teoria ácido-base de Arrhenius define um ácido como qualquer substância que pode aumentar a concentração de íons hidrônio/hidrogênio, H_3O^+, em solução aquosa. Por outro lado, uma base é uma substância que aumenta a concentração de íons hidróxidos, OH^-, em água. A partir desta teoria, considera-se uma solução ácida aquela na qual a concentração de íons hidrogênio/hidrônio é maior do que a de íons hidróxido, e vice-versa. Para determinar o caráter ácido-base de soluções se tem a disposição dois métodos: Utilização de um instrumento denominado medidor de pH, pHmetro (potenciômetro), cujo funcionamento se baseia na condução de corrente elétrica pelos íons hidrogênio em solução; o outro método é através do uso de corantes com propriedades halocrômicas, ou seja, com capacidade de mudar de coloração em funçãmdo pH do meio, denominados indicadores ácido-base. O presente trabalho traz como abordagem o uso de indicadores naturais preparados a partir do extrato de repolho roxo e da flor papoula (*Hibiscus SP.*) para determinar o caráter ácido-base de soluções comuns no cotidiano. A substância que confere propriedade de indicador ao pigmento do repolho roxo e da flor papoula é a antocianina, solúvel em água e de cor intensa, responsável pela coloração azulada, violeta, vermelha e rosa de muitas espécies do reino vegetal. Esta substância pertence ao grupo dos flavonóides, compostos fenólicos que apresentam no seu núcleo básico, o cátion *flavilium* (cátion 2-fenilbenzepirílio). O uso destes vegetais como indicadores, é um meio alternativo para diminuir as dificuldades que se verificam em muitas pesquisas, pois os indicadores sintéticos não são de baixo custo de aquisição, muito menos o pHmetro. Os resultados obtidos foram satisfatórios, pois, atarvés das colorações que as soluções apresentavam quando se adicionou os indicadores, observou-se a mesma variação ou bem mais próxima à evidenciada na literatura, tendo determinado assim o caráter das soluções analisadas.

Palavras-chave:

Ácido-base. Indicadores naturais. Antocianina.

[1] UNILAB, ICEN, Discente, e-mail: bernardinocaluaco@gmail.com
[2] UNILAB, ICEN, TAE, e-mail: camilapeixotovalle@unilab.edu.br
[3] UNILAB, ICEN, Docente, e-mail: monicarsilva@unilab.edu.br
[4] UNILAB, ICEN, Docente, e-mail: dafufc@yahoo.com.br

INTRODUÇÃO

No ensino de química, a aplicação de aulas práticas é de extrema importância, pois esclarece e facilita a compreensão de conceitos teóricos. A teoria ácido-base é uma teoria que merece ser estudada à fundo, e nela aplicar métodos alternativos de estudo. Arrhenius, Bronsted, Lowry e Lewis, são nomes importantes da lista de pesquisadores que revolucionaram esta área de estudo da química, e fim ao cabo formaram seus próprios postulados para diferenciar ácidos das bases. Para Arrhenius, ácidos são substâncias que quando dissolvidos em água, aumentam a concentração de íons H^+, e bases são substâncias que quando dissolvidas em água, aumentam a concentração de íons OH^-. Esta teoria é tida como limitada pela comunidade científica, no sentido de que só trata a química ácido-base em soluções aquosas. Porém, reações semelhantes também podem ocorrer em solventes não aquosos, assim como entre moléculas no estado gasoso. Como resultado, os químicos modernos preferem em geral a teoria de Bronsted-Lowry, que é útil para uma gama de reações químicas maior. Esta teoria diz que ácidos são substâncias, moleculares ou iônicas, que podem doar prótons H^+ para outras substâncias, e bases são substâncias que podem receber prótons H^+. Esta definição é válida para discussão em qualquer solvente, assim como as reações que ocorrem em fase gasosa.

Em 1923, no mesmo ano que Bronsted e Lowry propuseram a definição protônica para ácidos e bases, G. N. Lewis, propôs uma definição ainda mais abrangente para ácidos e bases, a definição eletrônica, talvez a mais amplamente usada devido à sua simplicidade e larga aplicabilidade, especialmente no campo das reações orgânicas. Lewis definiu uma base como uma espécie capaz de doar pares de elétrons, e ácido como a espécie capaz de receber/aceitar pares de elétrons, formando assim ligações química. Esta definição engloba todas as reações incluindo íon hidrogênio, íon hidróxido, os compostos de coordenação, outros compostos e elementos neutros. A definição de Lewis abrange, ou seja, explica os casos das definições de Bronsted-Lowry e de Arrhenius, sendo, portanto, a mais aceita. Entretanto, as definições de Arrhenius e de Bronsted-Lowry também são utilizadas para explicar alguns casos (MEDEIROS, 2015).

Usando a teoria ácido-base de Arrhenius, podemos estudar o comportamento de soluções aquosas de certas substâncias. Uma solução ácida é aquela na qual a concentração de íons hidrogênio/hidrônio é maior do que a de íons hidróxido. Uma solução básica é aquela na qual ocorre o inverso, ou seja, a concentração de íons hidróxido é maior do que a de íons hidrogênio/hidrônio. E uma solução neutra é aquela na qual estas duas concentrações são iguais, $[OH^-] = [H^+]$. Como $[OH^-]\,[H^+]$ é igual a uma constante, estas duas concentrações podem ser consideradas "balanceadas" uma em relação à outra: quando uma delas aumenta, a outra deve diminuir. Elas não são independentes, são vinculadas por meio de da equação $Kw = [OH^-][H^+]$, o que nos permite calcular a concentração de uma a partir da outra (RUSSELL, 2000, pag. 134).

Considerando a condição de neutralidade da água pura, ou seja, $[OH^-] = [H^+]$, sabendo que $Kw = 1{,}0x10^{-14}$, então podemos encontrar as concentrações dos dois íons e assim determinar o caráter de soluções em termos quantitativos, em condições normais de temperatura e pressão:
$KW = [OH^-][H^+] = [H^+]^2 = 1{,}0x10^{-14}$ ou $[H^+] = 1{,}0x10^{-7} = [OH^-]$
Solução ácida: $[H^+] > 1{,}0x10^{-7}$ M
Solução neutra: $[H^+] = 1{,}0x10^{-7}$ M
Solução básica: $[H^+] < 1{,}0x10^{-7}$ M

Para evitar o uso de expoentes negativos foi proposto um método alternativo para indicar a concentração de íons hidrogênio, o potencial de hidrogênio (pH). O pH é definido como o logaritmo negativo de $[H^+]$: $pH = -\log [H^+]$. Deste modo vemos que $[H^+]$ e pH estão relacionadas inversamente, ou seja, quanto maior a concentração de $[H^+]$ menor o pH e vice-versa.
Solução ácida: $[H^+] > 1{,}0x10^{-7}$ M; pH 7

No laboratório, a determinação do caráter ácido ou básico de soluções é feita de duas formas: Na primeira utiliza-se de um instrumento chamado medidor de pH, pHmetro (potenciômetro). Seu funcionamento se

baseia na condução de corrente elétrica pelos íons hidrogênio em solução. Uma diferença de voltagem se desenvolve através de uma membrana fina de vidro que separa duas soluções de diferentes concentrações de íon hidrogênio (uma dentro e outra fora do eletrodo de vidro). O medidor de pH mede a diferença de potencial e, através da calibração interna converte esta diferença em leitura de pH.
Outra forma para determinar o pH é pelo uso de compostos chamados de indicadores os quais são sensíveis ao pH. Os indicadores são corantes com propriedades halocrômicas, ou seja, possuem a capacidade de mudar de coloração em função do pH do meio. Cada tipo de indicador possui uma faixa de pH (faixa de viragem) relativamente pequena (uma ou duas unidades de pH) que atuam como fronteiras para a mudança de coloração. Um dos indicadores mais usados é a fenolftaleína que muda de incolor para vermelho/rosa quando o pH varia de 8 para 10. Um dado indicador é útil para determinar o pH somente na região em que muda de cor. Existem indicadores disponíveis para medida de pH em todas as faixas de acidez e basicidade.
Todos estes indicadores são sintéticos, ou seja, produzidos em laboratório, o que faz com que sejam de difícil aquisição em termos financeiros. A situação se agrava ainda mais, quando analisarmos o custo de aquisição de um medidor de pH ou pHmetro. Este trabalho foi desenvolvido com o objetivo de mostrar aos estudantes que existe outras fontes, mais acessíveis e naturais, de se obter um indicador ácido-base. Foi efetuada a determinação do caráter ácido ou básico de soluções usados no dia-a-dia, usando indicadores obtidos a partir do extrato de repolho roxo (*Brassica oleracea L.*) e da flor papoula (*Hibiscus SP.*). Os pigmentos destes materiais obviamente são corantes naturais, ou seja, substâncias coradas extraídas apenas por processos físico-químicos (dissolução, precipitação, filtração, entre outros) ou bioquímicos (fermentação) de uma matéria-prima vegetal viva (ARAÚJO, 2005).

A substância que confere propriedade de indicador ao pigmento do repolho roxo e da flor papoula é a antocianina que é solúvel em água e de cor intensa, responsável pela coloração azulada, violeta, vermelha e rosa de muitas espécies do reino vegetal. Esta substância pertence ao grupo dos flavonoides, compostos fenólicos que apresentam no seu núcleo básico, o cátion flavilium (cátion 2-fenilbenzepirílio) (ROCHA, 2013, pag. 17).As antocianinas apresentam uma deficiência natural de elétrons, tornando-se assim muito reativas, por este fato apresentam uma grande sensibilidade a mudanças de pH e temperatura (VOLP et al., 2008, apud ROCHA, 2013).

O objetivo desse trabalho é relatar sobre a prática laboratorial desenvolvida por estudantes do primeiro semestre do curso de Licenciatura em Química no instituto de ciências exatas e da natureza (ICEN) da Universidade da Integração Internacional da Lusofonia Afro-Brasileira (UNILAB), aonde fez-se a determinação do pH de soluções de baixo custo encontradas no nosso dia a dia, utilizando pigmento extraído de pétalas de papoula e de repolho roxo como indicador ácido-base.
Image

Figura 1: Estrutura base de uma antocianina

Fonte: Guimarães (2012)

METODOLOGIA

O experimento fundamenta-se numa análise qualitativa das amostras, e foi desencadeado no laboratório de físico-química com a turma do primeiro semestre do curso de licenciatura em química. A prática em questão foi levada a cabo em duas fases: Em primeiro, efetuou-se a preparação das soluções com extratos tanto de repolho roxo, quanto de flor de papoula. Estes materiais foram adquiridos em um mercado. O repolho roxo foi triturado em um liquidificador com uma quantidade de água suficiente, e logo em seguida filtrado, e o líquido obtido de coloração roxa, foi transferido para um recipiente de plástico, 300 ml de solução. As pétalas de papoula foram adquiridas secas, na forma de chá, então, para preparar a sua solução precisou-se apenas adicionar em um recipiente e emergir em água, 300ml, e filtrou-se o líquido obtido de coloração rosada. Adicionou-se uma pequena parte das duas soluções em frascos conta-gotas de 20ml, o suficiente para o

procedimento experimental. Na segunda fase do experimento, determinou-se o caráter das soluções levadas em análise no laboratório, efetuando-se a comparação entre a coloração que estas soluções apresentavam quando adicionamos repolho roxo e papoula, com as colorações determinadas na literatura que estes indicadores apresentam em meios de diferentes valores de pH. Em primeiro verificou-se o pH de cada solução através de fitas de pH e depois confirmou-se o caráter destas soluções usando os indicadores. As soluções usadas para análise foram: Vinagre comercial, água sanitária, Detergente, Pasta de dente, Suco de limão, água com gás, refrigerante Coca-Cola, sal de cozinha e água destilada.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Partimos do princípio de que a antocianina presente no repolho roxo e nas folhas de papoula altera a coloração de diferente forma quando submetido em diferentes meios. Em água (pH neutro = 7), o indicador repolho roxo tem coloração roxa, mas ele muda de vermelho em solução ácida (pH < 7) para púrpura e depois verde em solução básica (pH > 7), chegando a apresentar coloração amarela no caso de a solução ser fortemente básica (FOGAÇO, 2017).

Com o indicador de flor papoula acontece algo semelhante, em meio neutro, pH = 7, tem coloração rosa fraca, mas ele muda de vermelho em solução ácida (pH < 7) para rosa e depois verde em solução básica (pH > 7), chegando a apresentar coloração azul carregada no caso de a solução ser fortemente básica (PALÁCIO et al, 2012).

Ao adicionarmos os indicadores nas soluções em análise, obtiveram-se as colorações expostas na tabela seguinte:

Tabela 1: Determinação do caráter ácido-base das soluções a partir da coloração apresentada nos diferentes meios

Soluções

pH determinados por fitas de pH

Coloração dos indicadores nas soluções

Caráter da solução

Repolho roxo

Papoula (Hibisco)

Vinagre

2

Vermelha clara

Vermelha mais clara

Ácido

Água sanitária

Não identificado por fita de pH

Incolor

Incolor

Indeterminado

Detergente

6

Roxa clara

Rosa clara

Neutro

Pasta de dente

6

Azul clara

Rosa clara

Levemente básico

Suco de limão

2

Vermelha fraca

Vermelha clara

Ácido

Água com gás

6

Roxa

Rosa

Levemente ácido

Refrigerante

4

Marrom

Marrom

Ácido

Sal de cozinha

5

Roxa clara

Rosa		
Levemente ácido		
Água destilada		
6		
Roxa		
Rosa		
Neutro		

Fonte: Autor

Figura 2: Tubos de ensaio contendo as soluções com os indicadores



Fonte: Autor

CONCLUSÕES

Com base nos resultados obtidos, pode-se dizer que ambos os indicadores foram eficientes na determinação do caráter ácido-base das soluções, porém, nas mesmas condições o repolho roxo apresentou maior acentuação neste quesito do que a flor de papoula. Em caso de inexistência de outro meio de determinação do caráter de soluções, ou no caso de querermos um método prático e acessível, o uso destes indicadores é recomendado. No experimento realizado, observou-se que não foi possível determinar o pH da água sanitária através das fitas de pH, e nem mesmo foi possível determinar o seu caráter ácido-base pela ação dos dois indicadores usados; este fato remete-nos a pensar e chegar à conclusão que determinadas espécies precisam de métodos com maior nível de precisão para que se determine o seu caráter ácido-base e o seu valor exato de pH, para este caso, uma forma mais precisa seria o uso do pHmetro. Atingiu-se o objetivo de mostrar aos estudantes que os experimentos químicos podem ser mais interessantes quando usamos métodos alternativos.

AGRADECIMENTOS

Os votos de agradecimento são estendidos a Universidade da Integração Internacional da Lusofonia Afro-Brasileira, ao Programa de Bolsas de Monitoria pela concessão desta bolsa que permitiu a realização de várias pesquisas e aprendizado de vários aspectos da carreira docente, à Prof.ª Drª. Daniele Alves Ferreira e Prof.ª Drª. Mônica Regina Silva de Araújo pela instrução e ajuda durante toda passagem no programa de monitoria, e aos técnicos do laboratório da UNILAB que ajudaram muito para que rapidamente me adaptasse ao ambiente do laboratório, e pela colaboração nos ofícios realizados.

REFERÊNCIAS

USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. Química volume único. 5a ed. reform. São Paulo: Saraiva, 2002.

ASSIS, S.; BERNARDES, E. Indicador ácido-base a partir da flor papoula (hibiscus sp.) utilizando materiais encontrados no dia a dia. Publicado na 12a Simpequi, Fortaleza, Ago/2014.

ARAUJO, M. E. M. Corantes naturais para têxteis – da antiguidade aos tempos modernos. Conservar Património, Lisboa, no 3 e 4, pag. 37-49, 2006/2007.

VOLP, A. C. P.; RENHE, I. R. P.; BARRA, K.; STRINGUETA, P. C. Flavonóides antocianinas: características e propriedades na nutrição e saúde. Revista Brasileira de Nutrição Clínica, no 23, p. 141-149, 2008.

ROCHA, J. C. G. Adição dos corantes naturais antocianinas e luteína em bebidas formuladas com proteínas de soro de leite. 2013. 128 f. Tese de Pós-Graduação – Universidade Federal de Viçosa, Viçosa/MG, 2013.

MEDEIROS, Miguel A. Definição ácido-base de Lewis. 2015. Disponível em: . Acessado aos: 10 set. 2019.

Teoria ácido-base de Brønsted-Lowry. 2017. Disponível em: https://pt.khanacademy.org/science/chemistry/acids-and-bases-topic/acids-and-bases/a/bronsted-lowry-acid-base-theory>. Acesso em: 10 set. 2019.

GUIMARÃES, W.; ALVES, M. I. R.; FILHO, N. R. A. Antocianinas em extratos vegetais: aplicação em titulação ácido-base e identificação via cromatografia líquida/espectrometria de massas. Química Nova, São Paulo, vol. 35, no 8, pag. 1673-1679, set/2012.

FOGAÇA, J. R. V. Indicador ácido-base com repolho roxo. Manual da Química. Disponível em: < https://www.manualdaquimica.com/experimentos-quimica/indicador-acido-base-com-repolho-roxo.htm>. Acesso em 10 set. 2019.

PALÁCIO, S. M.; OLGUIN, C. F. A.; CUNHA, M. B. da. Determinação de ácidos e bases por meio de extratos de flores. Educación Química, Paraná, no 23, pag. 41-44, Jan/2012.

RUSSEL, John B. Química Geral. 2a ed. vol. 2. São Paulo: Pearson Makron Books, 1994.