



Eclética Química

ISSN: 0100-4670

atadorno@iq.unesp.br

Universidade Estadual Paulista Júlio de  
Mesquita Filho  
Brasil

Ramos, Luiz Antônio; Lupetti Omuro, Karina; Cavalheiro Gomes, Éder Tadeu; Filho Fatibello, Orlando  
Utilização do extrato bruto de frutos de *solanum nigrum* I no ensino de química

Eclética Química, vol. 25, núm. 1, 2000, p. 0

Universidade Estadual Paulista Júlio de Mesquita Filho

Araraquara, Brasil

Disponível em: <http://www.redalyc.org/articulo.oa?id=42902518>

- Como citar este artigo
- Número completo
- Mais artigos
- Home da revista no Redalyc

redalyc.org

Sistema de Informação Científica

Rede de Revistas Científicas da América Latina, Caribe, Espanha e Portugal

Projeto acadêmico sem fins lucrativos desenvolvido no âmbito da iniciativa Acesso Aberto

# UTILIZAÇÃO DO EXTRATO BRUTO DE FRUTOS DE *Solanum nigrum* L NO ENSINO DE QUÍMICA

Luiz Antônio RAMOS\*  
Karina Omuro LUPETTI\*  
Éder Tadeu Gomes CAVALHEIRO\*  
Orlando FATIBELLO-FILHO\*

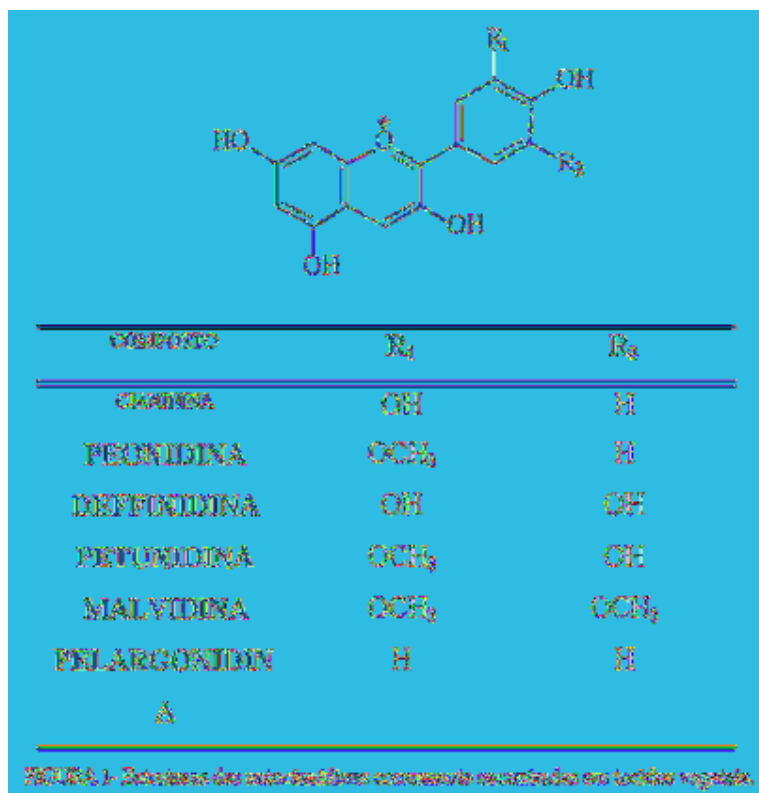
**RESUMO:** As antocianinas, pigmentos da classe dos flavonóides, são os principais substâncias cromogênicas encontrados nas flores vermelhas, azuis e púrpuras. Uma das principais características das antocianinas, com aproveitamento didático é a sua mudança de coloração em função do pH do meio. Este trabalho se insere em um projeto mais amplo, que visa propor experimentos simples e de baixo custo para ensino, utilizando-se de vegetais facilmente encontrados no Brasil. Os corantes utilizados se prestam ao ensino desde conceitos básicos de equilíbrio químico para estudantes de ensino médio, de indicadores em titulação para cursos de química geral e até da Lei de Lambert-Beer e de Espectros de Absorção, para cursos de instrumentação. A espécie utilizada foi *Solanum nigrum* L (maria-preta), cujo extrato bruto foi utilizado como agente cromóforo. Usando o extrato bruto como indicador em titulações ácido-base, observaram-se erro relativos da ordem de 0,11-1,0%, quando comparado com os resultados potenciométricos. A mudança de cor observada foi de vermelho para amarelo, entre pH 4 e 10. Espectros de absorção na região do UV e do visível foram obtidos em diferentes pH, para determinação dos comprimentos de onda dos máximos de absorção, bem como para demonstração da mudança da forma destes espectros em função da acidez do meio.

**PALAVRAS-CHAVE:** Corantes naturais, Antocianinas, Ensino de química.

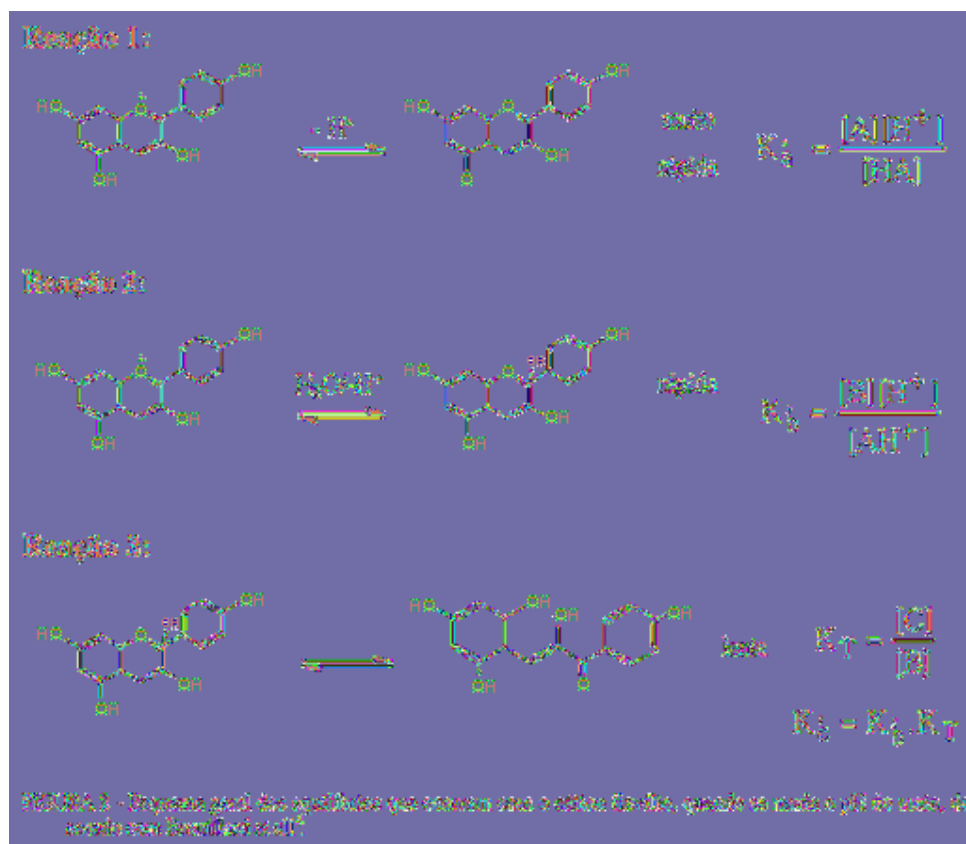
## Introdução

## Antocianinas

As antocianinas, pigmentos da classe dos flavonóides, são os principais agentes cromóforos encontrados em tecidos vegetais de cor vermelha, azul e púrpura. Quando extraídas do meio natural, apresentam-se na forma de sais de flavílio, normalmente glicosiladas, ou seja, ligadas a moléculas de açúcares, sendo os mais comuns a  $\beta$ -D-glucose, a  $\beta$ -D-galactose e a  $\alpha$ -D-ramnose<sup>1</sup>. Quando livres dos açúcares são chamadas antocianidinas. As estruturas mais comuns apresentadas pelas antocianidinas são apresentadas na [Figura 1](#).



Uma das principais características das antocianinas, com aproveitamento didático, é a mudança de coloração de suas soluções em função do pH do meio. Esta variação de cores foi extensamente estudada e discutida por Brouillard e colaboradores<sup>2,3,4</sup>. Segundo estes autores três equilíbrios químicos ocorrem quando se aumenta o pH de uma solução ácida contendo uma antocianidina. Estes equilíbrios são representados pelas equações de 1-3, na [Figura 2](#).



Na primeira reação, ocorre um equilíbrio ácido-base de protonação do cátion flavílio, muito rápido, com uma constante de equilíbrio  $K_a$ , representado pela Equação 1, da [Figura 2](#).

Em seguida forma-se um carbinol pseudo-base, através de um equilíbrio rápido, com constante  $K_b$ , representado pela Reação 2, da [Figura 2](#).

Finalmente estabelece-se lentamente um equilíbrio tautomérico, com formação de uma pseudo-base chalcona, incolor, com constante de equilíbrio  $K_T$ , representado na Reação 3, da [Figura 2](#).

Considerando que a utilização de itens presentes no cotidiano dos alunos é reconhecidamente uma estratégia adequada para transmissão e fixação de conceitos envolvidos no ensino médio e que estas estratégias são priorizadas no texto da Lei das Diretrizes e Bases da Educação (LDB), recentemente foi proposta a utilização de corantes contidos em pétalas de flores no ensino do conceito de indicadores

ácido-base<sup>5</sup>. Neste caso os indicadores foram apresentados como substâncias capazes de demonstrar ao experimentador, a condição de acidez do meio no qual estão inseridos. Esta demonstração pode ser feita com base na mudança de coloração observada pela adição do extrato bruto das pétalas em meio ácido ou básico. Ademais uma revisão bibliográfica sobre o aproveitamento de corantes naturais no ensino de química também foi apresentada.

No presente trabalho, pretende-se oferecer uma nova alternativa simples e de baixo custo para o ensino de química utilizando-se os corantes contidos nos frutos de um vegetal facilmente encontrado no Brasil. Neste caso a espécie utilizada foi a *Solanum nigrum* L (maria-preta), com frutos de coloração escura, cujo extrato é vermelho, evidenciando a presença de antocianinas. A [Tabela 1](#) apresenta algumas informações gerais sobre a espécie utilizada. Os corantes utilizados se prestam à discussão desde conceitos básicos de equilíbrio químico para estudantes de ensino médio, de indicadores ácido-base para cursos de Química Geral e até no auxílio de entendimento de Espectros de Absorção Molecular, como também da Lei de Lambert-Beer, para cursos de Química Analítica Instrumental.

**Tabela 1. Algumas informações sobre a espécie utilizada neste trabalho<sup>6</sup>.**

Epíteto (nome científico)	Nomes Populares	Origem	Uso
<i>Solanum nigrum</i> L.	Amora-preta, Amora, Sol, Pimenta-do-gaúcho, Mirim-pão, Amora, Cor-de-veludo, Pimenta-de-rosa, Pimenta-de-cachorro, Amora-preta, Amora-preta, Amora-preta	Planta nativa da América do Sul, encontrada em várias regiões, desde o Brasil até o México e a Argentina.	Planta que dá origem a frutos que são utilizados em culinária e também em medicina.

A interdisciplinaridade está presente neste caso desde os procedimentos de extração até a explicação da mudança de cor, passando pelas diferentes velocidades de reação, além da classificação botânica da espécie envolvida, oferecendo grande riqueza de detalhes e informações a alunos em diferentes estágios de aprendizagem. Além disso o baixo custo dos experimentos propicia sua utilização em qualquer escola.

## Material e método

### ***Obtenção do extrato bruto***

Para obtenção do extrato bruto foram utilizados aproximadamente 15g de frutos recém-colhidos, imersos em 50mL de etanol, como solvente extrator. O tempo de extração estabelecido foi de 48 horas, mantendo-se o material em um frasco de vidro embrulhado em papel alumínio e à temperatura ambiente.

Após este período, o solvente foi evaporado em um rota-evaporador, sob vácuo à temperatura máxima de 40°C, até volume constante, obtendo-se um resíduo viscoso. Caso esse equipamento não seja disponível, pode-se utilizar uma trompa de água e um quitassato, ou ainda evaporar o solvente usando-se um secador de cabelo com fase fria, tomando-se cuidado para que a temperatura não ultrapasse os 40°C, para prevenir a degradação dos corantes.

O extrato assim obtido foi conservado em congelador, acondicionado em frasco escuro. Este extrato foi utilizado na obtenção de espectros de absorção molecular, verificação da Lei de Lambert-Beer e como indicador em titulações ácido-base.

Para demonstração da reversibilidade da cor em meio ácido e básico, pode-se utilizar o extrato alcoólico, evaporando-se aproximadamente 50% do solvente.

### ***Reagentes e soluções***

Foram utilizadas soluções tampão de McIlvaine, preparadas de acordo com Elving et al<sup>7</sup>, para controle de pH na obtenção de espectros de absorção molecular.

Soluções dos ácidos clorídrico, sulfúrico, nítrico, fosfórico, e acético (HAc), bem como dos hidróxidos de sódio e amônio foram preparadas e padronizadas, de acordo com os procedimentos descritos em livros texto de química experimental<sup>8</sup> Estas soluções foram utilizadas nas titulações ácido-base, usando-se um eletrodo de vidro e os extratos como indicadores de ponto final, para comparação.

Espectros de absorção na região do ultravioleta e do visível foram obtidos em diferentes valores de pH, para determinação dos comprimentos de onda dos máximos de absorção, bem como para demonstração da mudança da forma destes espectros em função da acidez do meio.

Para verificação da Lei de Lambert-Beer foram preparadas soluções estoque contendo aproximadamente 5 mg do extrato em 100 mL de solução. Alíquotas destas soluções foram diluídas com soluções de HCl e NaOH, e suas absorbâncias medidas em função da diluição. Os coeficientes de absortividade aparentes ( $a$ ), para as misturas de cromóforos contidos nos extratos, foram também determinados.

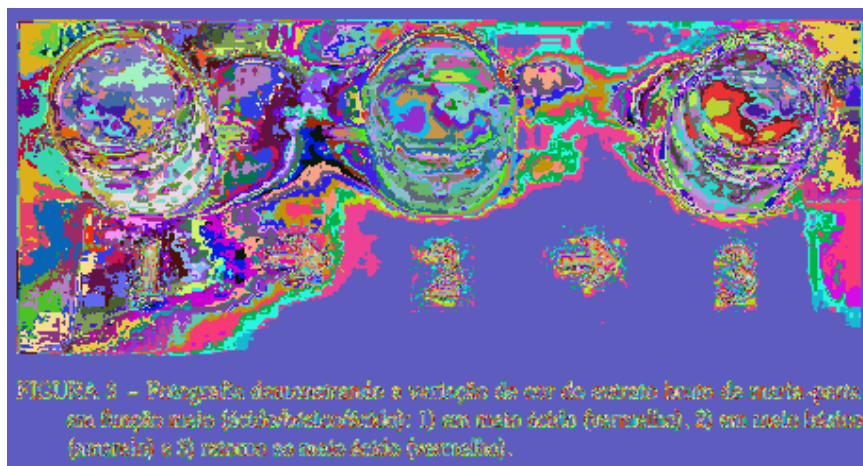
### ***Equipamentos***

pH-metro: Orion Ion Analyser EA 940  
Eletrodo Combinado de Vidro: Analion V620  
Rota-Evaporador: Fisatom R-114, acoplado a uma bomba de vácuo Quimis Q-355B2  
Espectrofotômetro: HP 8452A, com cubeta de quartzo de 1 cm de caminho óptico.

## **Resultados e discussão**

### ***a) Demonstração da reversibilidade do equilíbrio e do fenômeno da mudança de cor em função do pH.***

Neste caso, os extratos brutos foram adicionados inicialmente em soluções ácidas. Adicionando-se a solução de NaOH, observa-se uma alteração de cor até o amarelo. Neste ponto, a adição de solução de HCl, faz com que a coloração retorne à cor vermelha inicial. Este comportamento foi observado para o extrato bruto em meio aquoso, podendo ser aproveitado para discussões sobre equilíbrio químico (reversibilidade, deslocamento, etc...), bem como do comportamento ácido-base de substâncias orgânicas, utilizadas como indicadores. Essas mudanças de cor podem ser observadas na [Figura 3](#).



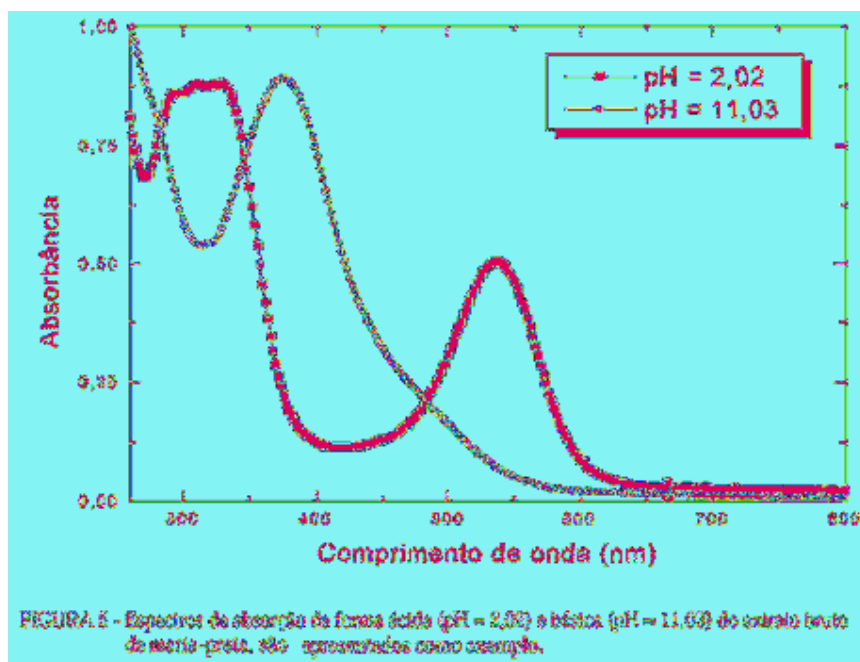
Uma escala de pH também pode ser obtida variando-se a acidez do meio, conforme é apresentado na [Figura 4](#), podendo suas cores serem utilizadas para medida aproximada do pH de substâncias ou suas soluções. No ensino médio, a verificação da acidez de substâncias de uso diário tais como produtos de limpeza, vinagre, comprimidos efervescentes etc., pode ser de grande interesse para os alunos, com experimentos de baixo custo.





### ***b) Espectros de absorção na região do ultravioleta e visível***

O fenômeno de absorção de radiação eletromagnética por uma substância pode também, ser demonstrado pela utilização dos extratos. A modificação de cor pode ser associada à forma dos espectros do extrato bruto, em meio ácido e básico, com a modificação dos máximos de absorção. No entanto, a sobreposição dos espectros em diferentes pH, não apresentou ponto(s) isobéstico(s), já que existe uma mistura de corantes. Os espectros de absorção em meio ácido e básico, são apresentados na [Figura 5](#).



Em linhas gerais, em meio ácido predomina uma coloração avermelhada ( $\lambda_{\text{max}} \approx 526 \text{ nm}$ ), em pH = 4 predomina uma coloração lilás com  $\lambda_{\text{max}}$  em 318, 526 e 664nm, em pH = 5-6 surge uma coloração azulada, com intensificação destes comprimentos de onda. Finalmente em pH 6 - 8, ocorre uma predominância da cor verde, com intensificação da banda em 580. Em valores de pH maiores ocorre uma coloração amarelada com forte absorção na região do ultravioleta, com  $\lambda_{\text{max}}$  em 366.

### ***c) Verificação da Lei de Lambert-Beer***

A possibilidade de aplicação do extrato aqui estudado na demonstração da Lei de Lambert-Beer foi investigada. As retas obtidas são apresentadas na [Figura 6](#), enquanto os resultados de coeficientes de absorvidade aparente, comprimento de onda utilizado e coeficientes de correlação são reunidos na [Tabela 2](#).

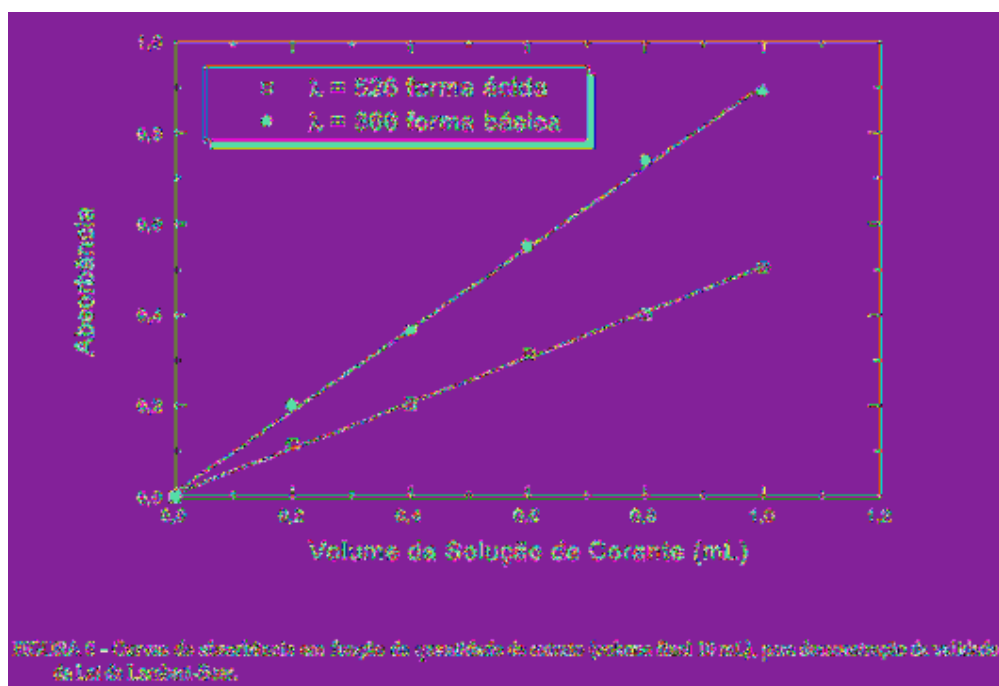


Tabela 2 - Resultados da verificação da equação matemática de Lambert-Beer em relação à Lei de Lambert-Beer.

Forma Ácida			Forma Básica		
$\lambda$ (nm)	(a)	r	$\lambda$ (nm)	(b)	r
	nmol $\cdot$ dm <sup>-1</sup>			nmol $\cdot$ dm <sup>-1</sup>	
395	0.002	0.9997	525	0.002	0.9994

a - coeficiente de correlação

b -  $\text{cm}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{L}$

Os coeficientes lineares dos gráficos de absorvância em função da quantidade de extrato bruto presente na solução ilustram claramente o princípio da Lei de Lambert-Beer, em cursos de Química Analítica Instrumental, utilizando o extrato proposto.

**d) Titulação ácido-base utilizando o extrato bruto de *Solanum nigrum* L (maria-preta) como indicador.**

Os resultados obtidos nas titulações dos diferentes pares ácido-base, em presença do extrato bruto como indicador, em comparação com os obtidos com o eletrodo combinado de vidro, são apresentados na [Tabela 3](#).

**Tabela 3- Comparação entre os resultados de titulação das mesmas bases em soluções ácido-base, utilizando-se o extrato como indicador visual e com o eletrodo de vidro.**

Reação	Valores de equivalência (mL)		Diferença (mL)
	Titulação visual	Vímetro	
$HCl \times NaOH$	27,74	27,70	-0,04
$HNO_3 \times NaOH$	28,75	28,70	+0,05
$H_2SO_4 \times NaOH$	28,25	28,70	-0,45
$H_3PO_4 \times NaOH$	27,15	27,70	-0,55
$CH_3COOH \times NaOH$	28,75	28,80	-0,05
$HCl \times Na_2CO_3$	28,20	28,70	-0,50
$HNO_3 \times Na_2CO_3$	28,71	28,80	-0,09
$CH_3COOH \times Na_2CO_3$	28,75	28,80	-0,05

Durante essas titulações ácido-base observou-se, para o extrato, que a cor inicial do corante era vermelho em meio ácido, com a adição da base notou-se a mudança para incolor seguido de verde e, finalmente amarelo forte no ponto de equivalência. Portanto a mudança de cor foi de vermelho para amarelo, estando o intervalo de viragem observado entre pH 4 e 10.

Esse indicador ácido-base (extrato bruto) pode ser utilizado nas titulações de ácido, com uma base (titulante). Entretanto, no procedimento inverso, titulação da base com ácido (titulante), não foi possível. Isto pode ser devido a modificações químicas na molécula do corante, apresentadas na [Figura 2](#).

## Conclusões

Tendo em vista os resultados obtidos, pode-se concluir que o extrato bruto obtido dos frutos da *maria-preta* apresenta potencialidade didática para demonstração:

- 1- da reversibilidade do equilíbrio químico,
- 2- do comportamento de substâncias naturais como indicadores em titulações para os sistemas ácido forte-base forte, ácido forte-base fraca, ácido fraco-base forte e ácido fraco-base fraca, já que os pontos de viragem observados são próximos dos obtidos com o eletrodo de vidro,
- 3- da interação de radiação eletromagnética e substâncias químicas e sua aplicação em métodos ópticos de análise,
- 4- da Lei de Lambert-Beer.

## Agradecimentos

Os autores agradecem ao Sr. Norival Lupetti pelos testes preliminares com a espécie estudada, ao Prof. Dr. José Juarez Soares do Departamento de Biologia da UFSCar, pela colaboração na identificação da espécie e à FAPESP pelo auxílio financeiro (processo 98/13783-0).

RAMOS, L.A. et al. Use of the crude extract of *Solanum nidrum* L fruits in chemical education, *Eclética Química (São Paulo)*, v.25, p. , 2000

**ABSTRACT:** Anthocyanins, pigments of flavonoids class, are the most important chromophors found in blue, red and purple vegetal tissues, whose color changes depending on the pH. The goal of this work was to propose a simple and cheap experiment to chemical education, using vegetal species easily found in Brazil. Such class of compounds presents a potential interest to students and teachers alike, to be useful in illustrating chemical principles such as acid-base equilibria, pKa, light absorption, effects of changes in conjugated double bonds, etc. The species used was *Solanum nigrum* L (*maria-preta*) whose fruits crude extract was used to obtain molecular absorption spectra, to verify the

*Lambert-Beer law and as an indicator in acid-base titrations. The end point results obtained with the crude extracts when compared to the glass electrode ones showed relative errors between 0,1 and 1,0%. The color changed from red to yellow between pH 4 and 10. To determine the highest absorption wavelength and demonstrate the shape changing of spectra in function of the acidity, the absorption spectra in UV and visible regions were obtained in different pH values.*

**KEYWORDS:** Anthocyanins, Chemical education, Natural indicators.

## Referências bibliográficas

1. TIMBERLAKE, C. F., BRIDLE, P. *The Flavonoids*, Harborne. J. B., Marbry, T. J.: Mabry, H. C. F., Eds., Chapman and Hall, London, 1975. 214p.
2. BROUILLARD, R. *The Flavonoids*, Harborne. J. B., Ed., Chapman and Hall, London, 1988. 525-538p.
3. BROUILLARD, R., DUBOIS, J. E. Mechanism of the Structural Transformations of Anthocyanins in Acidic Media, *J. Am. Chem. Soc.* (USS), v.99, p.1359, 1977.
4. BROUILLARD, R., DELAPORTE, B. Chemistry of Anthocyanin Pigments. 2.<sup>1</sup> Kinetic and Thermodynamic Study of Proton Tranfer, Hydration, and Tautomeric Reactions of Malvidin 3-Glucoside, *J. Am. Chem. Soc.* (USS), v.99, p.8461, 1977.
5. COUTO, A. B., RAMOS, L. A. e CAVALHEIRO, E. T .G. Aplicação de Pigmentos de Flores no Ensino de Química, *Química Nova* (Brasil), v.21, p. 221, 1998. [ [SciELO](#) ]
6. SCHVARSTMAN, S. *Livros das Plantas Venenosas*, São Paulo: Savier, 1979. 132-133p.
7. ELVING, P. J., MORKOVITZ, J. M., ROSENTHAL. Preparation of Buffer Systems of Constant Ionic Strngth, *Anal. Chem.* (USS), v.28, p.1179, 1956.
8. SILVA, R. R., BOCCHI, N, ROCHA, R. C. *Introdução à Química Experimental*, São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1990. p.81.

Recebido em 24.4.2000  
Aceito em 2.5.2000

1\* UFSCar - Departamento de Química - C.P. 676 - CEP 13560-970 - São Carlos / SP -  
Brasil.