



Universidade Federal do Oeste do Pará
Instituto de Ciências da Educação
Programa de Ciências Naturais
Licenciatura Integrada e Biologia e Química – Química

Ellen Janaína da Silva

**Investigação do potencial de um indicador natural como proposta
para o ensino de ácidos e bases**

Santarém – PA

2018

Ellen Janaína da Silva

**Investigação do potencial de um indicador natural como proposta
para o ensino de ácidos e bases**

Trabalho de Conclusão de Curso

Licenciatura Integrada em Biologia e Química –
Química

Universidade Federal do Oeste do Pará

Prof. Dr. Fábio Rogério Rodrigues dos Santos

Orientador

Prof. Dr. Adriano César Rabelo

Co-orientador:

Santarém – PA

2018

Dados Internacionais de Catalogação-na-Publicação (CIP)
Sistema Integrado de Bibliotecas – SIBI/UFOPA

- S586i Silva, Ellen Janaína da
Investigação do potencial de um indicador natural como proposta para o ensino de ácidos e bases / Ellen Janaína da Silva. – Santarém, 2018.
30 fl. : il.
Inclui bibliografias.
- Orientador Fábio Rogério Rodrigues dos Santos; Co-orientador Adriano César Rabelo.
Trabalho de Conclusão de Curso (Graduação) – Universidade Federal do Oeste do Pará, Instituto de Ciências da Educação, Programa de Ciências Naturais, Licenciatura Integrada em Biologia e Química, Santarém, 2018.
1. Química – Estudo e ensino. 2. Ensino aprendizagem. 3. Ácidos e Bases. I. Santos, Fábio Rogério dos, *orient.* II. Título.

CDD: 23 ed. 540.7

Ellen Janaína da Silva

**Investigação do potencial de um indicador natural como proposta
para o ensino de ácidos e bases**

TERMO DE APROVAÇÃO

Este Trabalho de Conclusão de Curso foi analisado pelos membros da Banca Examinadora, abaixo assinados, sendo considerado com conceito:

APROVADO EM: ____/____/____

BANCA EXAMINADORA

Prof. Dr. Fábio Rogério Rodrigues dos Santos
Orientador

Prof. Dr. Adriano César Rabelo
Co-orientador

Prof. Dr. Dércio Pena Duarte
1º membro

Prof. MSc. Manoel Bentes dos Santos Filho
2º membro

Santarém – PA

2018

AGRADECIMENTO

Inicialmente quero agradecer a Deus, apesar de ser clichê é fato que sem ele eu nada seria.

Agradeço a minha mãe Maria Cleonice Silva da Silva que me deu apoio todas as vezes que eu pensei que não conseguiria, estava comigo sempre que precisei de uma palavra amiga, as chamadas de atenção, incentivos e de boas gargalhadas.

Agradeço ao meu pai Francisco Íris França da Silva por não medir esforços em me ajudar na coleta e transporte das flores.

Agradeço ao meu orientador Professor Dr. Fábio Rogério Rodrigues dos Santos por me auxiliar na produção deste trabalho.

Agradeço ao meu co-orientador professor Dr. Adriano César Rabelo pelos ensinamentos de técnicas analíticas empregadas neste trabalho e pelo incentivo dado nas horas difíceis.

Agradeço ao Professor Dr. Júlio César Bastos Fernandes pela sua contribuição para a produção dos padrões secundários de pH.

Agradeço a turma de Química 2014, em especial a Victor Valentim Gomes, Samuel Carvalho Costa, Fabricia Rocha e Waylla de Souza Pereira pela contribuição e apoio para a realização deste trabalho.

Agradeço a todos que participaram desse trabalho de forma direta ou indireta; Enfim, a todos meu muito obrigada.

“Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”

Lavoisier, 1785.

RESUMO

Rotulada como ciência complexa e de difícil aprendizado, a química, de forma equivocada, traz consigo este rótulo de ser algo inacessível para a maioria dos alunos. Devido a vários aspectos negativos no processo de ensino-aprendizagem da educação básica e, fundamentada nos diversos estudos encontrados na literatura, as estratégias desatualizadas e a falta do emprego de recursos didáticos colaboram na desmotivação no aprendizado da disciplina. Podemos também perceber que é muito comum nas escolas de ensino básico a constante necessidade de atividades experimentais, porém, tais atividades não conseguem preencher a lacuna no aprendizado devido às mesmas serem empregadas em uma perspectiva demonstrativa e sem significado nenhum para o aprendiz. Neste trabalho, buscou-se investigar a eficácia da utilização de um indicador natural ácido-base, obtido do extrato alcoólico de *Centrosema brasilianum* como proposta de um recurso de fácil obtenção em substituição de indicadores vendidos comercialmente. Das pétalas, por maceração, foi obtido o extrato etanólico, sendo o mesmo adicionado a soluções de padrão secundário de diferentes pH e posteriormente adicionado a soluções do cotidiano para comparação. Foram realizados, com o extrato, testes de estabilidade e de seu emprego como indicador natural ácido-base na titulação de neutralização. Os resultados obtidos foram promissores visto que o extrato apresentou três mudanças de coloração em função do pH do meio, bem como, uma boa estabilidade quando armazenada a diferentes temperaturas e sendo também de fácil produção apresenta viabilidade na utilização nas escolas podendo ser um substituto dos indicadores industriais que apresentam apenas duas mudanças de coloração em função do pH do meio.

Palavras-chave: Indicador natural. Ensino-aprendizagem. Ácido-base.

ABSTRACT

Labeled as complex and difficult to learn science, chemistry, in the wrong way, carries with it this label of being something inaccessible to most students. Due to several negative aspects in the teaching-learning process of basic education, and based on several studies found in the literature, outdated strategies and lack of use of didactic resources collaborate in demotivation in the learning of the discipline. We can also perceive that the constant need for experimental activities is very common in elementary schools; however, such activities can not fill the learning gap because they are used in a demonstrative and meaningless perspective for the learner. The aim of this study was to investigate the efficacy of using a natural acid-base indicator obtained from the alcoholic extract of *Centrosema brasilianum* as a proposal for an easily obtainable resource in place of commercially sold indicators. From the petals, by maceration, the ethanolic extract was obtained, being it added to solutions of secondary standard of different pH and later added to daily solutions for comparison. Stability tests and their use as a natural acid-base indicator on the titration of neutralization were performed with the extract. The results obtained were promising since the extract showed three changes of coloration as a function of the pH of the medium, as well as good stability when stored at different temperatures and being also easy to produce, it presents viability in the schools and can be a substitute for the indicators which have only two color changes depending on the pH of the medium.

Keywords: Natural indicator. Teaching-learning. Acid-base.

LISTA DE ILUSTRAÇÕES

Figura 1- Estrutura genéricas das antocianidinas.....	15
Figura 2 - Estrutura química das antocianinas.....	15
Figura 3a- Mudança estrutural da antocianina A, em diferentes faixas de pH.....	16
Figura 3b- Mudança estrutural da antocianina B, em diferentes faixas de pH.....	16
Figura 4 – Flores de <i>Centrosema brasilianum</i> para coleta as margens da rua Dom Frederico Costa– Santarém – PA.....	18
Figura 5- Produto final da maceração das flores.....	22
Figura 6- Variação de coloração do extrato em padrões secundários de pH de 1,5 a 13.....	23
Figura 7- Mudança de coloração do extrato nas amostras do cotidiano.....	23
Figura 8- Mudança de coloração das soluções com extrato refrigerado.....	25
Figura 9- Mudança de coloração das soluções com extrato a temperatura ambiente.....	25
Figura 10-Curva de titulação de HCl e NaOH ambos a 0,1 mol L ⁻¹	26

LISTA DE TABELAS

Tabela 1- Volumes necessários de soluções A e B, para o preparo de padrões secundários de pH na faixa de 1,5 a 13,0, aferidos para temperatura de 25°C.....	19
9Tabela 2- Produtos do cotidiano usados para avaliação da eficiência do indicador.....	20

LISTA DE ABREVIações E SIGLAS

pH Potencial hidrogeniônico

HCl Ácido clorídrico

NaOH Hidróxido de sódio

mL Mililitros

mol L⁻¹ Concentração em mol por litro

UFOPA Universidade Federal do Oeste do Pará

SUMÁRIO

1	INTRODUÇÃO	12
1.1	Importância das aulas práticas para formação do aluno	12
1.2	Indicadores ácido-base naturais	14
1.3	<i>Centrosema brasilianum</i>	16
2	OBJETIVOS	17
2.1	– Geral	17
2.2	– Específico	17
3	MATÉRIAS E MÉTODOS	18
3.1	Materiais	18
3.2	Métodos	18
3.2.1	Coleta	18
3.2.2	Produção do extrato etanólico	19
3.2.3	Construção de uma escala de pH e comparação com soluções do cotidiano.	19
3.2.4	Testes de estabilidade	21
3.2.5	Titulação de Neutralização	21
3.2.6	Rendimento da produção do extrato etanólico.	21
4	RESULTADOS E DISCUSSÃO	21
4.1	Produção do extrato	21
4.2	Construção de uma escala de pH e comparação com soluções do cotidiano.	22
4.3	Teste de estabilidade	24
4.4	Titulação com o extrato	25
4.5	Rendimento da produção do extrato etanólico.	26
5	CONSIDERAÇÕES FINAIS	27
	REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS	28
	ANEXO	30

1 INTRODUÇÃO

1.1 Importância das aulas práticas para formação do aluno

A concepção de novas ferramentas para o ensino de química tem proporcionado um novo ambiente de aprendizagem no espaço de sala de aula, sendo que tais concepções possibilitem a reflexão no ensino-aprendizagem, permitindo ainda a visualização fora da contextualização teórica, que por sua vez é fundamental, entretanto restringir o conceito sem o significado que relacione com seu cotidiano, a metodologia poderá ser pouco eficiente, pois não será motivadora para o aluno, diminuindo o interesse sobre o conteúdo ministrado, e conseqüentemente, compromete o processo de aprendizagem significativa.

Cardoso e Colinvaux (2000) consideram que, como a Química se constitui em uma das principais ciências que contribuem para o avanço tecnológico da humanidade, é imprescindível que a formação escolar de um cidadão passe pelo estudo de seus conteúdos, principalmente ao se observar que estes conhecimentos estão imbricados nas mais diversas áreas da vida humana.

Corroborando com Mateus (2010) é notável a importância da disciplina de Química na formação intelectual dos estudantes do Ensino Médio, entretanto observa-se que muitos estudantes demonstram grande desmotivação para o seu estudo. Isso ocorre pela falta de dinamismo nas aulas expositivas e ao completo descaso com a parte experimental, muitos alunos acabam considerando a disciplina 'chata', acreditando ser 'coisa só para cientistas', ou pior ainda, como 'coisa de doido'.

Sob o ponto de vista de Silva e Machado (2008), o aprendizado de Química tornou-se muito difícil para os nossos alunos e, possivelmente, uma das causas desta constatação seja a completa falta de uma concepção didática capaz de promover a associação entre os aspectos teóricos e práticos da disciplina. Neste intuito, a experimentação no ensino de química e nas demais ciências tem a capacidade de levar os conceitos químicos de maneira bem mais compreensível e menos abstrata para os alunos.

De acordo com Suart (2009), algo que podemos destacar é que no ensino de Ciências, a dificuldade do aluno em relacionar a teoria desenvolvida em sala com a realidade a sua volta ainda gera um grande conflito de ideias. E isso se estende ainda mais quando esse aluno se encontra no Ensino Médio, especialmente nos conteúdos de Química.

Neste sentido, Guimarães (2009) também afirma que uma das maneiras mais eficazes de se ensinar ciências é por meio das aulas experimentais, pois não será necessário ao educando conhecer muito da teoria para compreender o desenvolvimento de um determinado experimento. No entanto, Benite e Benite (2009) enfatizam que esta metodologia só será válida se suscitar no aluno a vontade de buscar compreender as teorias científicas que levaram àquele experimento e os conhecimentos científicos que serão construídos a partir dele.

O ensino de ciências através de recursos didáticos vem crescendo grandemente no ramo da educação, e é inegável o sucesso das aulas de química quando associadas a recursos didático-pedagógicos visto que eles promovem a associação entre a teoria e prática. Dito isso, Trevisan e Martins (2008) certificam que as pesquisas desenvolvidas na área de ensino desta Ciência têm-se concentrado principalmente nos mecanismos didáticos que tratam da compreensão dos conteúdos químicos, abordando de forma particular os processos de ensino e de aprendizagem.

Para Pinto (2012), por meio da realização de práticas experimentais é possível oportunizar ao aluno, tanto do Ensino Médio quanto do Superior, conhecer a essência da Química, descobrindo sua importância e a estreita relação desta Ciência com a natureza que a cerca. Os experimentos propiciam também ao estudante oportunidades de familiarização com o processo científico, adquirindo uma compreensão mais desmistificadora do 'fazer ciência'. Segundo Rushton, Lotter e Singer (2011), além de despertar o interesse dos alunos, as aulas experimentais proporcionam também uma maior e melhor divulgação da ciência, salientando seu aspecto positivo, contribuindo assim para o processo de alfabetização científica.

A experimentação constitui uma situação muito especial, pois além de operar como recurso cotidianamente presente nas atividades de grupos de pesquisas e em laboratórios industriais (pesquisa, produção e controle de qualidade), a atividade experimental tanto participa dos avanços e novas descobertas em química, como contribui decisivamente para que uma correta compreensão do sentido da química e de seus vários temas seja alcançada pelos estudantes. (LEAL, 2010 p.27).

1.2 Indicadores ácido-base naturais

Vários métodos experimentais podem ser usados para determinar o pH de uma solução aquosa. Mais frequentemente, é utilizado o medidor de pH com eletrodo de vidro sinterizado, que correlaciona a atividade dos íons hidrônio com a diferença de potencial elétrico que é lida por um voltímetro. Um método alternativo ao medidor de pH instrumental é através do uso de indicadores ácido-base. Estas substâncias sofrem uma variação de cor dentro de uma estreita faixa, usualmente, cerca de 1 ou 2 unidades de pH. Usando-se dois ou mais dos indicadores, você pode estimar bem acuradamente o pH de uma solução (MASTERTON, 2009). Outro método utilizado para o ensino de ácidos e bases de maneira experimental é o uso de papel tornassol, por ser de fácil manuseio e não necessitar de um local específico acaba sendo uma das metodologias mais utilizadas para as aulas experimentais, porém é um método que não é confiável por ter uma medida mais generalista não oferecendo confiabilidade em suas medidas.

Segundo Terci e Rossi (2009), os primeiros indicadores foram obtidos por Robert Boyle, no século XVII, quando, ao fazer um licor de violeta, percebeu que, em solução ácida, a cor mudou para vermelho e, em solução básica, a cor modificou para verde; após colocar licor sobre um papel e ao adicionar gotas de vinagre, a cor mudava para vermelho.

Os indicadores ácido-base são substâncias que apresentam a capacidade de mudar sua coloração na presença de um ácido ou de uma base, ocasionadas por mudanças nas suas características físico-químicas.

As antocianinas são uma classe dos flavonoides, substâncias orgânicas dos compostos fenólicos. Caracterizam-se, após a clorofila, como um grupo de pigmento de maior distribuição no reino vegetal. Responsável por diversas cores em frutas, legumes e hortaliças, como azul, roxo, violeta, magenta, vermelho e laranja (DAMODARAN; PARKIN; FENNEMA, 2010). Segundo Terci e Lopes (2002, apud PRATT & ROBSON, 1922), o cátion flavínico (Figura 1) representa a estrutura genérica das antocianidinas de onde derivam as antocianinas.

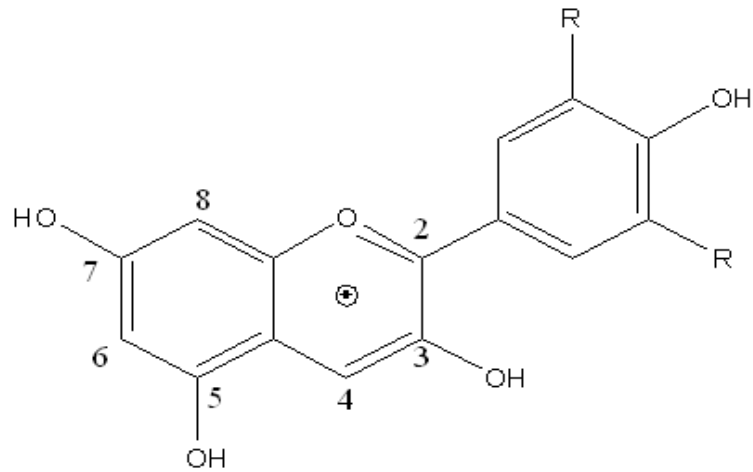


Figura 1 – Estrutura genéricas das antocianidinas.
(Adaptado de Terzi e Lopes, 2002)

Segundo Lopes *et al* (2007, apud, LOPEZ, 2000), a estrutura química das antocianinas é baseada em uma estrutura policíclica de quinze carbonos (Figura 2), onde cada substituinte da estrutura, indicado pela letra R, caracterizam o tipo de antocianina (VOLP *et al*, 2008; CASTANEDA *et al*, 2009).

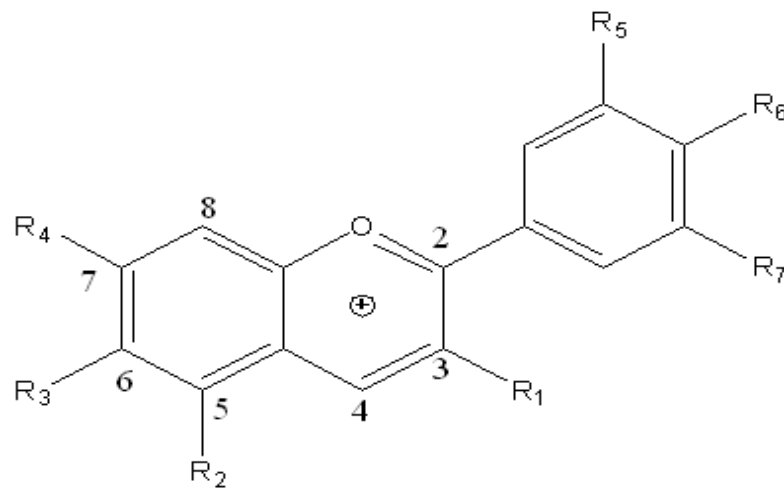


Figura 1 - Estrutura química das antocianinas
(Adaptado de LOPES *et al*, 2007)

Diferentes colorações das antocianinas podem ser observadas quando essas substâncias se encontram em soluções com diferentes valores de pH (Figura 3a e 3b), isso se deve ao fato da mudança estrutural da molécula em meio ácido ou básico (TERCI & ROSSI, 2002; CASTANEDA *et al*, 2009; WAHYUNINGSIH *et al*, 2017).

Antocianina A

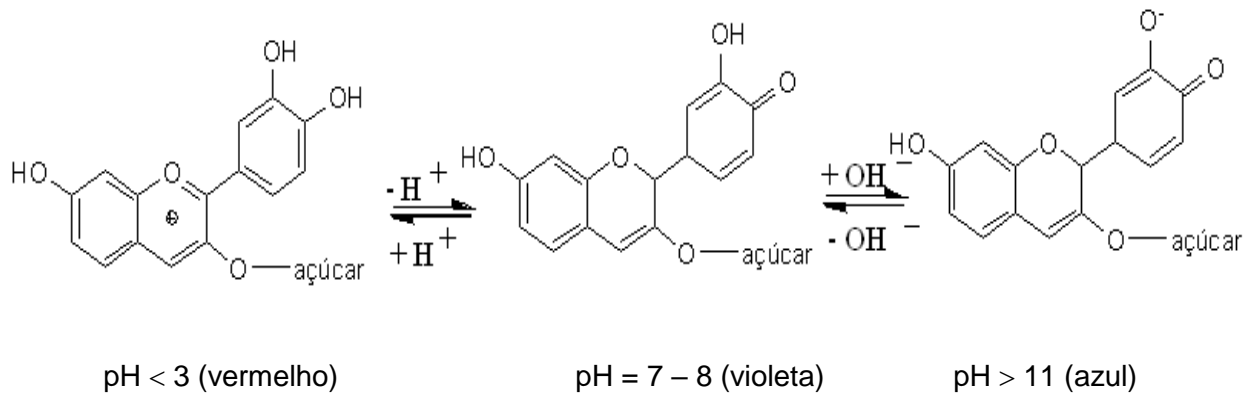


Figura 2a- Mudança estrutural da antocianina A, em diferentes faixas de pH.

(Adaptado de WAHYUNINGSIH et al, 2017)

Antocianina B

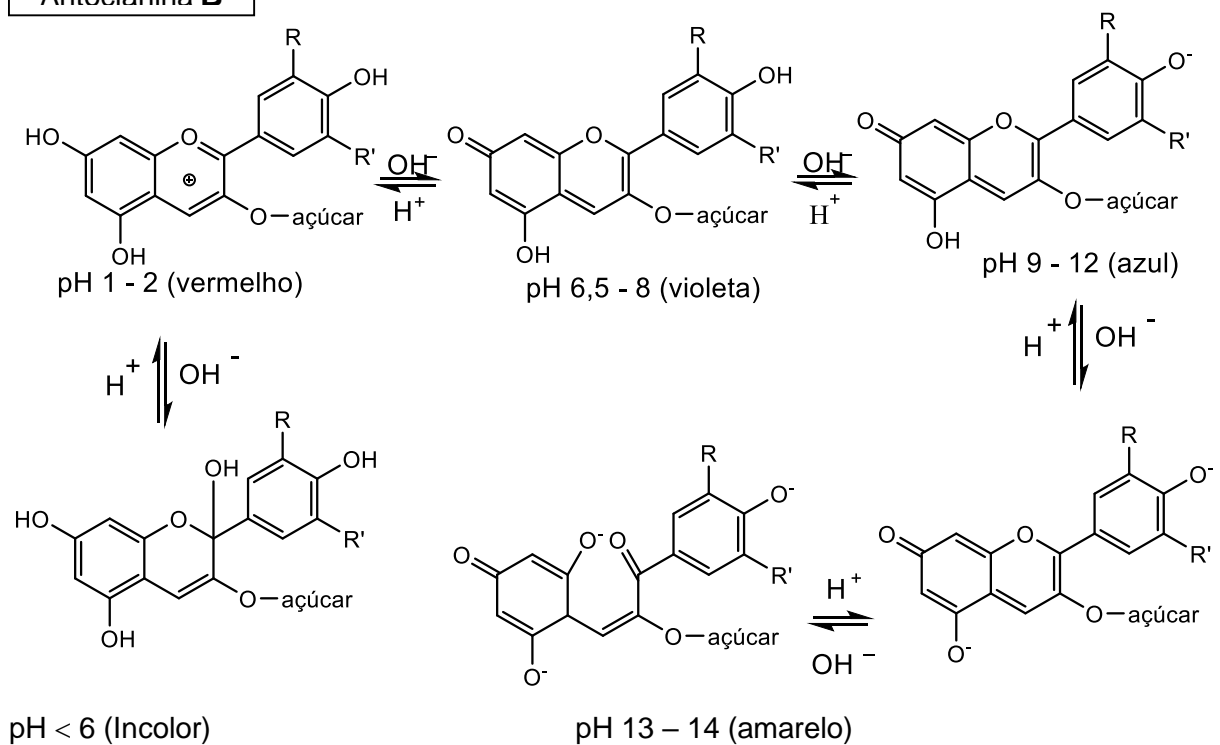


Figura 3b – Mudança estrutural da antocianina B, em diferentes faixas de pH.

(Adaptado de TERCI & ROSSI, 2002)

1.3 *Centrosema brasilianum*

Segundo a Flora do Brasil (2016) a espécie *Centrosema brasilianum* (L.) Benth pertence à família das Fabaceae. Planta herbácea, perene, de caule rizomatoso, de base rígido-lenhosa, a partir do qual partem ramos delgados, volúveis ou prostrados,

com diferentes capacidades de enraizamento. Observam-se também formas eretas a semieretas.

As folhas são trifolioladas, com folíolos de elíptico-oblongos a lanceolados, com 3,3-6,6cm de comprimento e 1,5-3,6cm de largura. Flores geralmente em racemos com 2-5 flores, as vezes solitárias. Bractéolas ovaladas e planas ou em forma de concha. Pedúnculos nas axilas das folhas, de 4-30mm de comprimento. Flores geralmente violáceas, azul-violáceas ou vermelho-lilás. Também podem ser encontradas flores de coloração branca ou púrpura. Vexilo pubescente de 3,0-5,0cm de comprimento e 3,0-6,0cm de largura. Asas falcadas. Cálice membranáceo com tubo de 4-5mm de comprimento. Fruto do tipo vagem, reto, deiscente, com 7,0-16,0cm de comprimento e 4-5mm de largura, contendo de 8-23 sementes. Sementes de cor marrom-claro a marrom-escuro, às vezes cinza, preta ou amarela e, frequentemente, marmoreadas, cilíndricas, com 3,4-4,4mm de comprimento e 2,3-3,1mm de largura. O peso de mil sementes varia de 11 a 30g (Flora do Brasil, 2016).

No território brasileiro a *Centrosema brasilianum* apresenta uma ampla distribuição geográfica, ocorrendo em todas as cinco grandes regiões geopolíticas do país. A espécie está representada nas regiões Norte (Amazonas, Amapá, Pará, Roraima); Nordeste (Alagoas, Bahia, Ceará, Maranhão, Paraíba, Pernambuco, Piauí, Rio Grande do Norte, Sergipe); Centro-Oeste (Distrito Federal, Goiás, Mato Grosso do Sul, Mato Grosso); Sudeste (Espírito Santo, Minas Gerais, Rio de Janeiro, São Paulo) e Sul (Paraná, Santa Catarina) (Flora do Brasil, 2016).

2. OBJETIVOS

2.1 – Geral

Investigar a eficácia do emprego do extrato alcoólico de *Centrosema brasilianum* como um indicador natural no ensino de ácidos e bases no ensino médio.

2.2 – Específico

- I. Coletar o material botânico;
- II. Produzir o extrato alcoólico;
- III. Analisar o tempo de vida útil do extrato para sua utilização em sala de aula;
- IV. Investigar o emprego do indicador natural frente a soluções ácido e base encontradas no cotidiano;
- V. Investigar a utilização do indicador natural no processo de titulação ácido-base;

3. MATÉRIAS E MÉTODOS

3.1 Materiais

Os reagentes utilizados para as análises foram todos de grau analítico sendo o hidróxido de sódio de procedência cromato produtos químicos LTDA, ácido clorídrico e álcool etílico da marca Proquímios, água deionizada.

Os equipamentos usados foram rotaevaporador, liofilizador, peagâmetro Tekna T-1000. As vidrarias utilizadas foram almofariz, pistilo, funil de vidro, frasco âmbar, tubos de ensaio e béquer.

3.2 Métodos

3.2.1 Coleta

A coleta da *Centrosema brasilianum* apresentada na Figura 4 deu-se em apenas um dia pela parte da manhã as margens da rua dom Frederico costa, bairro Maicá na cidade de Santarém no estado do Pará. As flores eram selecionadas de modo que apenas as flores com pétalas abertas fossem colhidas, durante a coleta as flores eram armazenadas em um recipiente com tampa e protegidos da luz. Ao fim da coleta as mesmas eram transportadas para o laboratório de ensino de química da UFOPA para a etapa de produção do extrato.



Figura 3 – Flores de *Centrosema brasilianum* para coleta as margens da rua Dom Frederico Costa – Santarém – PA.

Fonte: Autora (2018).

3.2.2 Produção do extrato etanólico

O material botânico coletado passou por um processo que consistia na separação das pétalas das demais partes que não seriam utilizadas. O material selecionado foi então pesado tendo sua massa de 50g quantificada em balança analítica. O material foi macerado com auxílio de um almofariz e pistilo, onde gradativamente, foi introduzido ao sistema 150 mL de álcool etílico padrão PA. O Filtrado foi obtido pelo processo de filtração por gravidade e transferido para um frasco âmbar limpo e seco.

3.2.3 Construção de uma escala de pH e comparação com soluções do cotidiano.

Para a produção dos padrões secundários de pH foi utilizado a metodologia descrita no CRC Handbook of Chemistry and Physics (2012, p 1270). Foram preparadas soluções aquosas de hidróxido de sódio a $0,200 \text{ mol L}^{-1}$, ácido clorídrico a $0,200 \text{ mol L}^{-1}$, biftalato de potássio a $0,100 \text{ mol L}^{-1}$, fosfato de potássio diácido a $0,100 \text{ mol L}^{-1}$, tetraborato de sódio (bórax) a $0,0250 \text{ mol L}^{-1}$ e fosfato de sódio monoácido $0,0500 \text{ mol L}^{-1}$. Cada mistura reacional foi preparada misturando alíquotas das soluções descritas acima tendo os volumes aferidos em bureta de 50 mL, os valores de volume de cada solução para o preparo dos padrões secundários de pH de 1,5 a 13,0 estão dispostos na tabela 1.

Tabela 1- Volumes necessários de soluções A e B, para o preparo de padrões secundários de pH na faixa de 1,5 a 13,0, aferidos para temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

pH	Volume de solução A	Volume de solução B
1,5	HCl $0,2 \text{ mol L}^{-1}$	Cloreto de Potássio $0,2 \text{ mol L}^{-1}$
	10,4 mL	12,5 mL
2,5	HCl $0,1 \text{ mol L}^{-1}$	Biftalato de Potássio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$
	19,4 mL	25,0 mL
3,5	4,1 mL	25,0 mL
4,5	NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$	Biftalato de Potássio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$
	4,4 mL	25,0 mL
5,5	18,3 mL	25,0 mL

7,0	NaOH 0,1 mol L ⁻¹ 14,6 mL	Fosfato de Potássio Diácido 0,1 mol L ⁻¹ 25,0 mL
8,5	HCl 0,1 mol L ⁻¹ 7,6 mL	Tetraborato de Sódio 0,025 mol L ⁻¹ 25,0 mL
9,5	NaOH 0,1 mol L ⁻¹ 4,4 mL	Tetraborato de Sódio 0,025 mol L ⁻¹ 25,0 mL
12,5	NaOH 0,2 mol L ⁻¹ 10,2 mL	Cloreto de Potássio 0,2 mol L ⁻¹ 12,5 mL
13,0	NaOH 0,2 mol L ⁻¹ 33,0 mL	Cloreto de Potássio 0,2 mol L ⁻¹ 12,5 mL

Fonte: CRC Handbook of Chemistry and Physics (2012).

Para avaliação da eficiência do indicador, foram utilizados soluções-padrão de tampão de pH secundário (1,5 a 13). Além disso, verificou-se a variação de cor em amostras do cotidiano: Suco de limão, vinagre, shampoo, detergente cítrico comercial, água deionizada, bicarbonato de sódio dissolvido em água, água sanitária, soda caustica. As amostras do cotidiano foram preparadas seguindo a metodologia de Uchoa (2016), todas as amostras sólidas foram pesadas e a massa padrão de 2,5 gramas para cada uma delas foi dissolvida em água no balão de 50 mL até o menisco, para as líquidas uma alíquota de 2,5 mL foi diluída também em balão de 50 mL até o menisco para que ambas as amostras tivessem a concentração de 5%. As amostras foram dispostas em tubos de ensaio como mostrado na tabela 2.

Tabela 2- Produtos do cotidiano usados para avaliação da eficiência do indicador.

Tubo de ensaio	Amostra
1	Suco de limão
2	Vinagre
3	Shampoo
4	Detergente cítrico comercial
5	Água sanitária
6	Bicarbonato de sódio
7	Água deionizada
8	Soda cáustica

Fonte: Autora (2018).

3.2.4 Testes de estabilidade

Para o teste de estabilidade seguiu-se a metodologia descrita por Teixeira et al., (2016), foi separado uma alíquota de 30 mL do extrato e dividido em duas alíquotas de 15 mL cada, sendo ambas armazenadas em frasco de vidro, vedadas com plástico parafilm e protegidas da luz por papel alumínio.

Uma das alíquotas foi deixada a temperatura ambiente, protegida da luz e umidade por 38 dias, a segunda alíquota foi armazenada na geladeira a uma temperatura aproximada de 10°C durante 38 dias.

Ao fim dos 38 dias as amostras foram testadas em alíquotas de 20 mL de soluções de HCl, NaOH ambas a 0,1 mol/L e água deionizada. Sendo cerca de 2 mL de extrato para 20 mL de solução.

3.2.5 Titulação de Neutralização

Para a construção da curva de titulação cerca de 10 mL de extrato alcoólico foi adicionado em uma solução de 50 mL de HCl a 0,1 mol/L este por sua vez foi titulado com uma solução de NaOH a 0,1 mol/L.

A variação de pH em função do incremento do volume de base foi acompanhada pelo peagâmetro Tekna T-1000 sendo o mesmo calibrado previamente em tampão 4 e 7.

3.2.6. Rendimento da produção do extrato etanólico.

Para a quantificação de pigmento extraído após a maceração das flores cerca de 100 mL do extrato alcoólico remanescente das análises foi concentrado no evaporador rotativo a temperatura de 50°C, o volume remanescente foi transferido para um recipiente de vidro âmbar limpo e seco, congelado a temperatura de – 50°C e posteriormente liofilizado.

4. RESULTADOS E DISCUSSÃO

4.1 Produção do extrato

A maceração do extrato imerso em etanol se mostrou eficaz visto que os pigmentos encontrados nas flores de *Centrosema brasilianum* foram extraídos com o máximo rendimento deixando as pétalas como uma massa de coloração marrom como mostra a Figura 5.



Figura 4- Produto final da maceração das flores
Fonte: Autora (2018).

Entretanto o extrato alcoólico apresentou uma coloração muito aquém do esperado, visto que a flor apresenta uma cor púrpura intensa e o extrato final tinha um aspecto mais transparente, o que é justificado pelo período chuvoso ao qual se deu a coleta.

4.2 Construção de uma escala de pH e comparação com soluções do cotidiano.

As soluções-padrão de tampão de pH secundário mostrados na Figura 6 e as amostras de produtos encontrado no cotidiano mostrados na Figura 7 apresentaram cores distintas de acordo com suas características ácidas ou básicas. Onde podemos observar que as amostras com características ácidas variavam de rosa escuro a roxo translúcido, a solução com característica neutra apresentou uma cor verde claro, as demais amostras, com pH maior que 7,0 apresentaram cores que variaram de verde à amarelo intenso.



Figura 5- Variação de coloração do extrato em padrões secundários de pH de 1,5 a 13.
Fonte: Autora (2018).

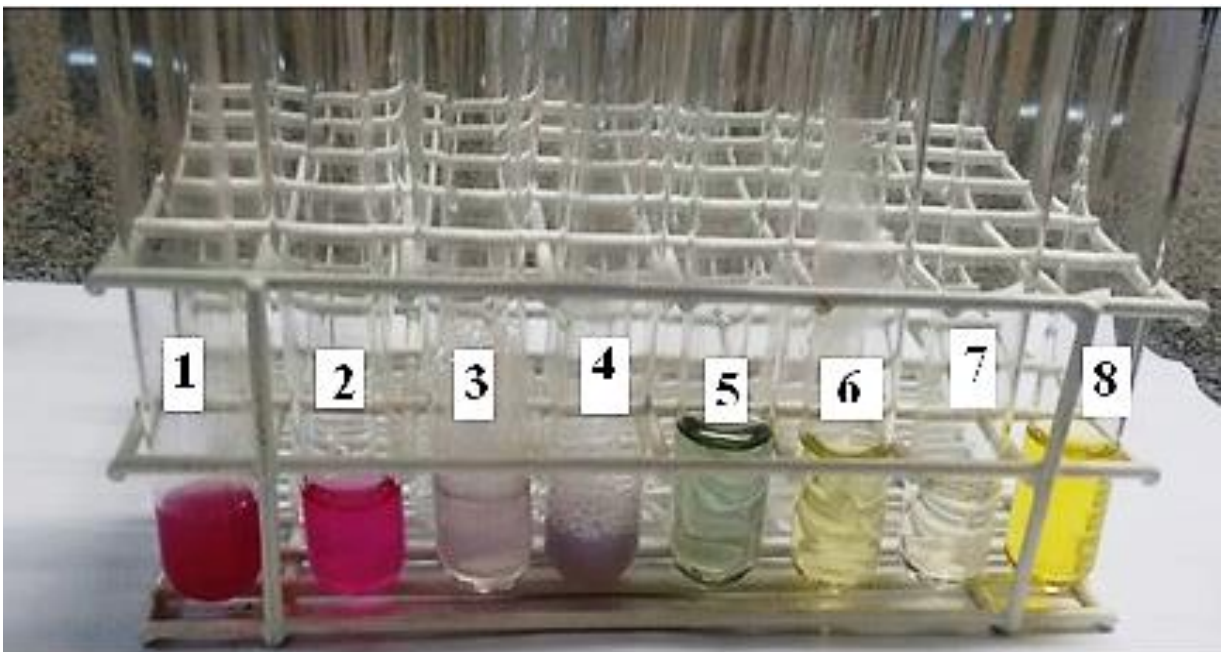


Figura 6- Mudança de coloração do extrato nas amostras do cotidiano.
Fonte: Autora (2018).

A indicação numérica dos tubos de ensaio presente na Figura 7 está em concordância com os materiais do cotidiano descritos na metodologia. As avaliações visuais comparativas das amostras do cotidiano com as cores apresentadas nos padrões secundário, facilitam a relação da escala de pH obtida com a identificação do pH das substâncias do cotidiano.

Desta forma o recurso proposto neste trabalho pode ser facilmente reproduzido nas escolas públicas, devido o emprego de técnicas simples de extração sendo elas a maceração das pétalas e filtração por gravidade, e na utilização de substâncias do cotidiano do aluno. Essas substâncias podem ser substituídas por outras, de acordo com o planejamento do professor.

Segundo Afonso e Leite (2000) é imprescindível a elaboração de materiais didáticos bem elaborados, numa perspectiva construtivista por dois caminhos, um de preparação e outro de implementação de práticas que simule fenômenos e processos naturais. Ainda Chassot (2002), diz que é fundamental a importância que o ensino de química é relevante para o discente, algo que seja confrontado com seu dia a dia, fazer com que o aluno relacione as informações teóricas através das práticas experimentais, fazendo uma ponte cognitiva de exterioridade, sendo assim, complacente os significados e processos teóricos. Desta forma, toda discussão é resultante de experiências por experimentos, e este é o grande objetivo da elaboração da proposta didática para os alunos de ensino básico: despertar não somente o interesse, mas sobretudo, tornar capazes de refletir sobre os processos naturais, trabalhando a ludicidade, o trabalho cooperativo, e a noção de contextualização dos fundamentos químicos que ele aprende em sala de aula. Segundo os PCN'S (2002, p. 93 e 94) esse aprendizado deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais.

Os resultados obtidos através dessa análise mostraram um grande potencial para utilização do extrato no ensino de ácidos e bases no ensino médio, a situação precária da maioria das escolas se apresenta como um fator que impede um ensino dinâmico de qualidade que mostre a importância da química no dia a dia do aluno. Pensando nisso a fácil obtenção e utilização do extrato poderá diminuir essa dificuldade e mostrará a química de maneira prazerosa, interessante, acessível ao aluno e de fácil aprendizagem.

4.3 Teste de estabilidade

Ao fim do período de teste de estabilidade as amostras foram avaliadas tendo como resultado qualitativo a permanência da coloração e odor do extrato tanto na amostra refrigerada quanto da amostra em temperatura ambiente. Permaneceram

também a capacidade da mudança da coloração em função do pH, sendo pH 1 (solução de HCl a $0,1 \text{ mol l}^{-1}$); pH 7 (água deionizada) e pH 12 (solução de NaOH a $0,1 \text{ mol l}^{-1}$) respectivamente da esquerda para a direita como mostrado nas Figuras 8 e 9.



Figura 7- Mudança de coloração das soluções com extrato refrigerado.

Fonte: Autora (2018).



Figura 8- Mudança de coloração das soluções com extrato a temperatura ambiente.

Fonte: Autora (2018).

Apesar da diferença entre os tons das colorações das soluções o extrato se mostrou eficaz mesmo sendo armazenado em temperaturas diferentes. As colorações mais intensas (Figura 8) sugerem que o processo de armazenamento à cerca de 10°C propicia uma melhor estabilidade nas estruturas presentes no indicador, porém, devido observarmos pouca diferença entre os resultados obtidos a utilização do extrato poderá ser feita nas escolas mesmo sem um sistema de refrigeração bastando apenas a armazenagem do extrato na ausência da luz e calor.

4.4 Titulação com o extrato

O comportamento da curva de titulação obtida a partir do processo volumétrico de neutralização, de um ácido forte com uma base forte, utilizando o extrato alcoólico como indicador natural pode ser observado na Figura 10.

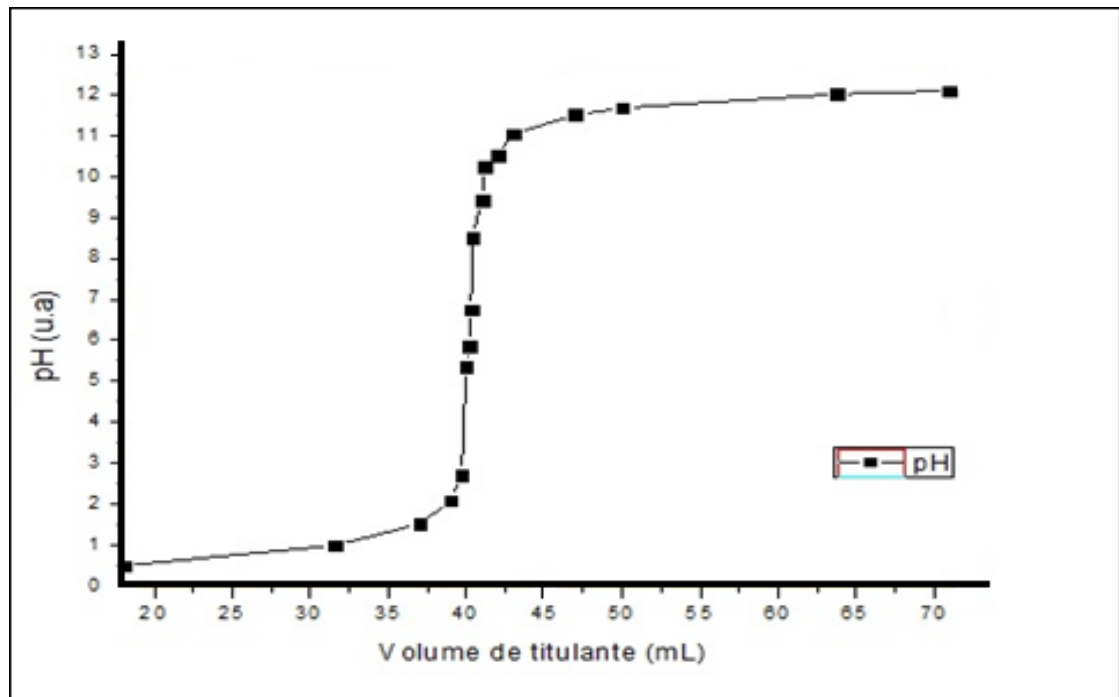


Figura 9-Curva de titulação de HCl e NaOH ambos a 0,1 mol L⁻¹
Fonte: Autora (2018).

Durante a titulação observou-se que a coloração rosa da solução ácida na presença do indicador natural se manteve na faixa de pH 0,5 a 2,7 mesmo após a adição de 39,7 mL de titulante. Na faixa de pH 5,34 a 6,75 a coloração da solução se modificou passando de rosa para amarelo translúcido com o incremento de 0,6 mL de titulante. A coloração da solução na faixa a partir de pH 8,51 a 12,09 mudou de amarelo translúcido para verde com o incremento de 31,3 mL de titulante. Desta forma foi possível observar que as colorações em função do pH da solução condizem com as cores obtidas no teste de estabilidade e que o comportamento da curva de titulação deste trabalho é semelhante a curva de titulação de um ácido forte com uma base forte descrita na literatura.

4.5 Rendimento da produção do extrato etanólico.

O produto da extração se apresentou muito diluído haja visto que a coleta das flores se deu no período chuvoso, desta forma a massa de flor pesada não correspondia a massa de flor necessária para a produção do extrato. Com isso foi necessário concentrar esse extrato sem que houvesse a degradação da amostra, justifica-se então a necessidade do processo de rotaevaporação do extrato.

O produto final da rotaevaporação foi 27 mL de extrato concentrado de coloração magenta escuro que posteriormente foi liofilizado. A finalidade dessa

etapa das análises foi a quantificação de pigmento extraído das pétalas das flores resultante dos processos de maceração. Desta forma o resultado desse processo foi cerca de 1,5778 g de extrato puro o qual facilita a armazenagem e posterior solubilização em álcool para o uso como indicador.

Com a interferência do período chuvoso para a produção do extrato obteve-se o rendimento total de 2,7% o qual é aceitável quando se trata de produtos naturais.

5. CONSIDERAÇÕES FINAIS

Sabe-se que o ensino de química nas escolas de ensino básico se tornou mecanizado, decorativo e com ausência de metodologias atrativas que mostrem a importância de seu estudo, partindo dessa premissa o presente trabalho teve como objetivo principal a investigação de um indicador natural de fácil acesso e de baixo custo para ser usado no ensino de ácidos e bases para o ensino médio.

Os resultados obtidos através das análises se mostraram satisfatórios haja visto que as metodologias utilizadas para cada etapa das análises desde a produção a emprego do indicador são de fácil reprodução nas escolas, mesmo que a mesma não possua laboratório multidisciplinar. A produção e utilização do indicador é totalmente viável já que a matéria prima utilizada é de origem natural podendo ser encontrada facilmente e não oferecendo risco para o professor e para os alunos.

Desta forma o extrato alcoólico de *Centrosema brasilianum* tem um grande potencial para uso como indicador ácido-base, apresentando três mudanças de coloração em função do pH do meio, grande estabilidade quando armazenado corretamente e é bastante eficiente quando usado para ensino de ácidos e bases a partir de materiais do cotidiano facilitando a aprendizagem e correlação entre teoria e prática.

Vale ressaltar ainda que esse estudo é muito importante haja visto que enriquece a Amazônia e o ensino de ciências, entretanto enfatiza-se que esse trabalho é apenas o pontapé inicial para melhoria do ensino sendo necessário a contribuição dos professores para mudar esse quadro que o ensino de ciências se encontra hoje.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Ministério da Educação. Secretaria de Ensino Básico. Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. **Orientações Curriculares para o Ensino Médio**. V. 2. Brasília, 2002.

AFONSO, A. S.; LEITE, L. Concepções de futuros professores de Ciências Físico Químicas sobre a utilização de atividades laboratoriais. **Revista Portuguesa de Educação, Braga**, v. 13, n. 1, 185-208, 2000.

BENITE, A. M. C.; BENITE, C. R. M. **O laboratório didático no ensino de química: uma experiência no ensino público brasileiro**. *Revista Iberoamericana de Educación*, v. 48, n. 2, p. 1-10, 2009.

CHASSOT, A.I. A educação no Ensino de Química. Ijuí: **Editora da Unihuí**, 1990.
PROENÇA, D. J. Critérios e experiências no uso de jogos pedagógicos. Brasília: Redes, 2002.

CARDOSO, S. P.; COLINVAUX, D. Explorando a motivação para estudar química. **Química Nova**, v. 23, n. 3, p. 401-404, 2000.

CASTANEDA-OVANDO, Araceli et al. Chemical studies of anthocyanins: A review. **Food chemistry**, v. 113, n. 4, p. 859-871, 2009.

CRC Handbook of Chemistry and Physics, Versão Internet 2005, David R. Lide, ed., <[Http://www.hbcnpnetbase.com](http://www.hbcnpnetbase.com)>, CRC Imprensa, Boca Raton, FL, 2005.

DAMODARAN, S.; PARKIN, K. L.; FENNEMA, O. R. **Química de Alimentos de Fennema**. 4. ed. Tradução de Adriano Brandelli. Porto Alegre: Editora Artmed, 2010.

FLORA DO BRASIL. *Centrosema* in **Flora do Brasil 2020 em construção**. Jardim Botânico do Rio de Janeiro.

GUIMARÃES, C. C. **Experimentação no ensino de Química: caminhos e descaminhos rumo à aprendizagem significativa**. *Química Nova na Escola*, v. 31, n. 3, p. 198-202, 2009.

LEAL, Murilo Cruz; **Didática da Química – fundamentos e práticas para o Ensino Médio**. – Belo Horizonte: Editora Dimensão, 2010.

MARQUES, J. A. et al **Estudo do comportamento de Antocianinas como Indicadores Naturais**. 1º Seminário de Pesquisa, Extensão e Inovação do IF-SC, Campus Criciúma. 2011.

MASTERTON, W. L., et al. **Princípios de Química**. 6ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2009. 412 – 413p.

MATEUS, A. L. **Química na Cabeça 2**: mais experimentos espetaculares para você fazer em casa ou na escola. Belo Horizonte: UFMG, 2010.

PINTO, A. C. O ensino médio de química: o que fazer para melhorá-lo? **Journal of the Brazilian Chemical Society**, v. 23, n. 6, p. 985-986, 2012.

RUSHTON, G. T.; LOTTER, C.; SINGER, J. Chemistry teachers' emerging expertise in inquiry teaching: the effect of a professional development model on beliefs and practice. **Journal of Science Teacher Education**, v. 22, n. 1, p. 23-52, 2011.

SILVA, R. R.; MACHADO, P. F. L. **Experimentação no ensino médio de química**: a necessária busca da consciência ético-ambiental no uso e descarte de produtos químicos: um estudo de caso. *Ciência & Educação*, v. 14, n. 2, p. 233-249, 2008.

SUART, Rita de Cássia. MARCONDES, Maria Eunice Ribeiro. **A manifestação de habilidades cognitivas em atividades experimentais investigativas no ensino médio de química**. *Ciências & Cognição*. v. 14. ISSN 1806-5821. 2009

TERCI, D. B. L.; ROSSI, A. V. Indicador natural de pH: usando papel ou solução? **Química Nova**, v. 25, n. 4, 2002.

TREVISAN, Tatiana S.; MARTINS, Pura Lucia Oliver. O professor de química e as aulas práticas. In: **VII Congresso Nacional de educação–EDUCERE e III Congresso Americano sobre Violência em Escolas–CIAVE**. 2008.

UCHÔA, Valdiléia Teixeira et al. Utilização de plantas ornamentais como novos indicadores naturais ácido-base no ensino de química. **HOLOS**, v. 2, p. 152-165, 2016.

Wahyuningsih, S., Wulandari, L., Wartono, M. W., Munawaroh, H., & Ramelan, A. H. (2017, April). The Effect of pH and Color Stability of Anthocyanin on Food Colorant. In *IOP Conference Series: Materials Science and Engineering* (Vol. 193, No. 1, p. 012047). IOP Publishing.

ANEXO



58º Congresso Brasileiro de Química
São Luís / MA , 06/11/2018 a 09/11/2018

CARTA DE ACEITE

Prezado(a) ELLEN JANAÍNA DA SILVA,

A Comissão Científica do 58º Congresso Brasileiro de Química tem a satisfação de comunicar a V.Sa., a aceitação do trabalho intitulado "Uso do extrato alcoólico de *Centrosema brasilianum* como indicador natural: um recurso alternativo para o ensino de ácidos e bases".

Autor(es)	Instituição
ELLEN JANAÍNA SILVA	UFOPA
ADRIANO CESAR RABELO	UFOPA
FÁBIO ROGÉRIO RODRIGUES SANTOS	UFOPA

São Luís, 18 de Agosto de 2018.

*Gilza Maria Piedade Prazeres
Presidente do 58º CBQ*