



UNIVERSIDADE FEDERAL DE CAMPINA GRANDE
UNIDADE ACADÊMICA DE EDUCAÇÃO – UAE
CENTRO DE EDUCAÇÃO E SAÚDE – CES
CAMPUS DE CUITÉ – PB

UTILIZAÇÃO DE EXTRATOS NATURAIS NA PRODUÇÃO DE PAPEL
INDICADOR ÁCIDO-BASE COMO FERRAMENTA PARA AULAS PRÁTICAS DE
QUÍMICA BÁSICA

CUITÉ – PB

2012

MARIA DE FÁTIMA SILVA MELO

Utilização de Extratos Naturais na Produção de Papel Indicador Ácido-base como Ferramenta para Aulas Práticas de Química Básica

Monografia apresentada ao Curso de Química da Universidade Federal de Campina Grande, Centro de Educação e Saúde, Campus Cuité, como forma de obtenção do grau de licenciado em Química.

Orientador: Prof. Dr. Paulo Sérgio Gomes da Silva

CUITÉ – PB

2012



M528u Melo, Maria de Fatima Silva.
Utilizacao de extratos naturais na producao de papel
indicador acido - base como ferramenta para aulas praticas
de quimica basica. / Maria de Fatima Silva Melo. - Cuite:
[s. n.], 2012.
39fl. il. fig. color.

Monografia do Curso de Licenciatura em Quimica.
Disponivel em CD.

1. Quimica. 2. Indicador acido - base. 3. Quimica basica
- aulas praticas. 4. Extratos naturais - utilizacao -
producao. 5. Cromatografia. I. Silva, Paulo Sergio Gomes
da. II. Universidade Federal de Campina Grande. III. Centro
de Educacao e Saude. IV. Titulo

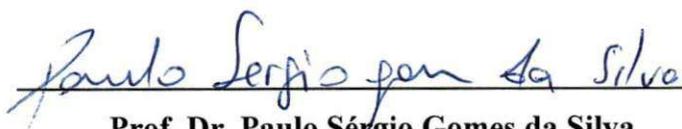
MARIA DE FÁTIMA SILVA MELO

**Utilização de Extratos Naturais na Produção de Papel Indicador Ácido-base como
Ferramenta para Aulas Práticas de Química Básica**

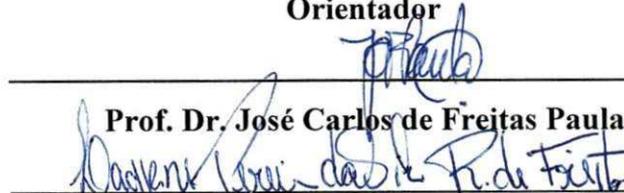
Monografia apresentada ao curso de Química da UFCG, Campus de Cuité, para obtenção do grau de licenciado em Química.

Aprovada em: 26/10/2012

BANCA EXAMINADORA



Prof. Dr. Paulo Sérgio Gomes da Silva
Orientador



Prof. Dr. José Carlos de Freitas Paula
Profª. Ms. Ladjane Pereira da Silva Rufino de Freitas

AGRADECIMENTOS

- A minha família, pelo incentivo e apoio que me deu durante todo o curso;
- Ao Orientador, que me orientou com paciência e compreensão durante a elaboração deste trabalho;
- A técnica de laboratório Mislene pelo auxílio na pesquisa;
- Aos amigos, com os quais tenho convivido e aprendido;
- A todos os professores do Curso que nos impulsionaram a refletir e questionar sobre o nosso trabalho;
- A DEUS, por me guiar com sua luz divina, permitindo a concretização de mais uma realização.

A Deus, meu refúgio e minha fortaleza, em quem eu confio, que me concedeu força e a coragem em todos os momentos de minha vida.

DEDICO

UFMG / BIBLIOTECA

“Não há saber mais ou saber menos: há saberes diferentes.”

Paulo Freire

RESUMO

Indicadores ácido-base ou indicadores de pH são substâncias orgânicas fracamente ácidas ou fracamente básicas que apresentam cores diferentes em suas formas protonadas e desprotonadas. Normalmente, os indicadores naturais de pH são pigmentos extraídos de plantas que dissolvidos em água, apresentam determinada cor. Assim, a proposta deste trabalho foi identificar as espécies que servem como indicador de pH na região do Curimataú paraibano, extrair os corantes destas plantas e desenvolver um papel indicador de pH, a partir dos métodos envolvidos propor ferramentas de aulas práticas no qual servirá de apoio as aulas de química básica. Para tal foram identificadas quatro espécies regionais, as quais foram coletadas na região e logo após foi feito a extração dos corantes das mesmas por maceração em alcoólico etílico. Foram estudadas as diferentes cores apresentadas por vários indicadores naturais que apresentaram mudança de coloração (faixa de viragem) em meio ácido; acidez média; neutro, basicidade média e básica, onde foi obtido papéis indicadores com resposta eficientes comparáveis aos disponíveis comercialmente, com a vantagem de ter um baixo custo e de fácil obtenção. No processo de obtenção do papel indicador de pH, em cada fase do processo poderá ser transformada em ferramenta de ensino montando roteiros de aulas práticas, onde poderá ser envolvidos diversos conteúdos relacionados a química e até mesmo a outras disciplinas. A utilização de plantas como indicador de pH oferece ao estudante um contato direto a química utilizando um objeto atrativo e presente no seu dia-a-dia.

PALAVRAS-CHAVE: Indicador ácido-base, antocianinas, ensino de Química.

ABSTRACT

Acid-base indicators or pH indicators are organic substances weakly acidic or weakly basic feature different colors in their protonated and deprotonated forms. Typically, the pH indicators are natural pigments extracted from plants and dissolved in water, present certain color. Thus, the purpose of this study was to identify the species that serve as an indicator of pH in the Curimataú region of Paraíba, extract the pigments these plants and develop a pH indicator paper, using the methods involved to propose tools in practical classes which will support basic chemistry classes. For this, four regional species were identified, which were collected in the region and soon after he was made the same dye extraction by maceration in ethyl alcohol. We studied different colors presented by various natural indicators showing change of color in acidic, medium acidity, neutral, medium basic and basic, which was obtained with indicator papers efficient response comparable to commercially available, with the advantage have a low cost and easy to obtain. In the process of obtaining the pH indicator paper at each stage of the process can be turned into a teaching tool riding routes practical classes where you can be involved various contents related to chemistry and even other disciplines. The use of plants as a pH indicator offers students a direct contact chemistry using an object and present attractive in their day-to-day.

Keywords: acid-base indicator, anthocyanins, education chemistry.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1. O primeiro pHmetro comercial (1935), exibido pelo próprio Arnold Beckman. Cortesia de Beckman Coulter, Inc (GAMA; AFONSO, 2007).....	17
Figura 2: Estrutura química dos principais tipos de flavonoides (MARÇO; POPPI, 2008)...	18
Figura 3. (a) Estrutura do cátion flavílico e (b) estrutura da antocianidina (MARÇO; POPPI, 2008).....	18
Figura 4- Estruturas químicas das antocianinas.	19
Figuras 5 a 8 - <i>Centrosema brasiliana</i> (rama silvestre sazonal), <i>Ipomaea bahiensis</i> (Jitirana), <i>Basella rubra</i> (espinafre indiano) e <i>Opuntia ficus-indica</i> (figo da índia) respectivamente.	28
Figura 09- Espectro de cores dos extratos das plantas utilizadas ao longo da escala de pH... 30	
Figura 10: Papéis após serem impregnados nos extratos de: <i>Opuntia ficus-indica</i> (figo da índia) e <i>Centrosema brasiliana</i> (rama silvestre sazonal) respectivamente.	32
Figura 11: Papéis após serem impregnados nos extratos de: <i>Ipomaea bahiensis</i> (Jitirana) e <i>Basella rubra</i> (espinafre indiano), respectivamente.....	33
Figura 12: Papéis sendo colados na folha de transparência.....	33
Figura 13: Fitas de papel indicador de pH.....	34
Figura 14: Adição das fitas nas soluções tampões.....	35
Figura 15: Papel indicador natural obtido após imersão em cada tampão.....	35

SUMÁRIO

1.0-INTRODUÇÃO	12
2.0-OBJETIVOS	14
2.1-Objetivo Geral.....	14
2.2-Objetivos Específicos.....	14
3.0- FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA.....	15
3.1- Indicadores de pH	15
3.2- Papel Indicador de pH.....	15
3.4- Uso do pHmetro para medição de pH.....	16
3.5- Antocianinas.....	17
3.6- Reações de equilíbrio químico ácido-base das antocianinas.....	20
3.7- Soluções Tampões.....	20
3.8- Cromatografia em papel.....	21
3.9- Importância de aulas experimentais no ensino de Química.....	22
4.0 METODOLOGIA	23
4.1- Materiais e Reagentes	23
4.2- Reagentes	23
4.3 – Equipamentos e Vidrarias	23
4.4 - Outros materiais:	23
4.5- Métodos.....	24
4.6- Coleta das plantas.....	24

4.7- Extração dos corantes naturais.....	24
4.8-Preparo dos tampões	25
4.9- Determinação da mudança de cores para cada indicador	25
4.10- Uso da cromatografia em papel	25
4.11- Preparo das tiras de papel.....	26
4.12- Montagem da “fita de papel indicador” com corantes naturais extraídos da vegetação nativa regional	26
5.0 - RESULTADOS E DISCUSSÃO	27
5.1-Coleta das plantas.....	27
5.2-Extração dos corantes naturais.....	28
5.3-Preparo dos tampões	29
5.4-Determinação da mudança de cores para cada indicador	29
5.5-Uso da cromatografia em papel	30
5.6-Preparo das tiras de papel.....	32
5.7-Montagem da “fita de papel indicador” com corantes naturais extraídos da vegetação nativa regional	33
5.8- Teste das fitas de papel indicador de pH nos tampões.....	34
5.9- Aproximação dos conteúdos	36
5.10- Adaptação dos processos envolvidos na obtenção do papel indicador de pH às práticas de química básica.	37
6.0- CONCLUSÃO	37
7.0- REFERÊNCIAS.....	38

1.0-INTRODUÇÃO

Indicadores visuais são substâncias capazes de mudar de cor dependendo das características físico-químicas da solução na qual estão contidos, isso ocorre em função de diversos fatores, tais como pH, potencial elétrico, complexação com íons metálicos e adsorção em sólidos. Podem ser classificados de acordo com o mecanismo de mudança de cor ou os tipos de titulação nos quais são aplicados (ROSS, 1989). Os indicadores ácido-base ou indicadores de pH são substâncias orgânicas fracamente ácidas (indicadores ácidos) ou fracamente básicas (indicadores básicos) que apresentam cores diferentes para suas formas protonadas e desprotonadas; isto significa que mudam de cor em função do pH (BACCAN, 1979).

Segundo Terzi e Rossi (2002), 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 acrescentar algumas gotas de vinagre, a cor mudava para vermelho. Esse grupo de substâncias naturais, com essas características, são as antocianinas. Elas são substâncias presentes nas seivas das plantas. A variação da cor acontece quando o íon hidrogênio (ácido) é adicionado ou removido da molécula. Elas produzem as cores azul, violeta, vermelho e rosa, de flores e frutas. Se essas antocianinas forem extraídas do meio natural, aparecerão na forma de sais flavílicos, e que é comum estarem ligados a moléculas de açúcares, e se não estiverem ligados a estas moléculas, e estiverem “soltas”, são conhecidas como antocianina (SOARES et al., 2001).

Normalmente, os indicadores são pigmentos extraídos de plantas, em geral e que, dissolvidos em água, apresentam determinada cor. São comumente classificados em função dos mecanismos de modificação de suas cores ou então pelo tipo de titulação que podem ser aplicados como indicadores (ROSS, 1989). Algumas plantas, flores e frutos são capazes de apresentar substâncias naturais que possuem características de mudança de coloração frente a variações de pH, o qual possibilita sua utilização como indicadores ácido-base, essas mudanças de coloração são atribuídas à presença de antocianinas, pigmentos da classe dos flavonóides, responsáveis pela coloração azul, vermelha, roxa entre outras de diversos tecidos vegetais.

Atualmente, sabe-se que as antocianinas são pigmentos presentes em seiva de plantas, responsáveis pela mudança de coloração frente a variações de pH.

As diferentes cores exibidas pelos vegetais que contêm antocianinas dependem da influência de diversos fatores, como a presença de outros pigmentos, a presença de quelatos com cátions metálicos e o pH do fluido da célula vegetal (ALKEMA; SEAGER, 1982). Existe um grande desafio quando o assunto é ensino e aprendizagem, e na parte de química ainda é mais difícil a compreensão de determinados conteúdos, pois, os alunos não conseguem associar a química ao seu cotidiano. Uma situação ideal para o ensino da Química seria o desenvolvimento dos conceitos a partir da observação e participação dos alunos em aulas experimentais, permitindo que eles compreendam as transformações químicas que ocorrem no mundo físico de forma abrangente e integrada e, assim, possam ser capazes de julgar com fundamentos as informações advindas da tradição cultural, da mídia e da própria escola e de tomar decisões autônoma e responsabilmente, enquanto indivíduos e cidadãos.

Assim, este trabalho apresenta como um dos principais objetivos a obtenção de papel indicador de pH, a partir da utilização de plantas naturais oriundas da região do Curimataú paraibano e com isso, desenvolver uma metodologia na qual servirá com apoio em aulas práticas no ensino de química básica, de forma a facilitar a compreensão dos conteúdos.

A obtenção de papéis indicadores universais no laboratório didático facilitará o acesso a este material e principalmente a um baixo custo. Adicionalmente, contribuirá para a formação dos alunos de iniciação científica, bem como poderá ser aplicado como recurso de auxílio nas salas de aulas desde o ensino médio até o ensino superior.

O estudo das variações de tonalidades das cores de cada corante natural em função do pH permitirá ao aluno ter conhecimento mais específico em todas as faixas de pH, e compreender as faixas de mudança de cor mais característica que usualmente é atribuída a cada indicador (corante). A facilidade de se obter papel indicador universal a partir de corantes de plantas da vegetação nativa contribui para um melhor conhecimento da vegetação nativa, dos processos de separação de misturas, conceitos relacionados a equilíbrio químico e indicadores de pH, o desenvolvimento destes materiais pode ser usado em aulas de química e contribuir com o desenvolvimento regional.

2.0-OBJETIVOS

2.1-Objetivo Geral

Obtenção de papel indicador de pH a partir da utilização de plantas naturais da região do Curimataú paraibano como ferramenta para aulas práticas de química básica.

2.2-Objetivos Específicos

- Extrair corantes naturais de plantas oriundas da região do Curimataú paraibano;
- Identificar os corantes naturais que podem funcionar como indicadores ácido-base;
- Usar o método de cromatografia em papel para a identificação do tipo de antocianina presente no extrato;
- Definir uma tabela de cores para cada indicador em cada faixa de pH;
- Montar a “fita de papel indicador” com corantes naturais extraídos da vegetação nativa regional;
- Aproximar o conhecimento teórico de química à realidade regional a partir de materiais alternativos;
- Adaptar os processos envolvidos na obtenção deste “papel” às práticas de química básica.

3.0- FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

3.1- Indicadores de pH

Os indicadores ácido-base ou indicadores de pH são substâncias orgânicas fracamente ácidas ou fracamente básicas que apresentam cores diferentes para suas formas protonadas e desprotonadas; isto significa que mudam de cor em função do pH. A cor em cada faixa de pH pode sofrer uma variação gradual e pode determinar a faixa de pH do meio. Os indicadores visuais ácido-base são substâncias capazes de mudar de cor dependendo das características físico-químicas da solução na qual estão contidas. Podem ser classificadas de acordo com o mecanismo de mudança de cor ou os tipos de titulação nos quais são aplicados.

O uso de indicadores de pH é uma prática bem antiga que foi introduzida no século XVII por Robert Boyle. Boyle preparou um licor de violeta e observou que o extrato desta flor tornava-se vermelho em solução ácida e verde em solução básica. Gotejando o licor de violeta sobre um papel branco e, em seguida, algumas gotas de vinagre, observou-se que o papel tornava-se vermelho. Assim foram obtidos os primeiros indicadores de pH em ambas as formas: solução e papel (TERCI; ROSSI, 2002).

A partir dos trabalhos de Boyle, publicações sobre o uso de extratos de plantas como indicadores tornaram-se frequentes. Os extratos mais utilizados nesta época eram os de violeta e de um líquen, *Heliotropiumtriccoccum*, chamado em inglês de “litmus” e em francês “tournesol” (TERCI; ROSSI, 2002).

3.2- Papel Indicador de pH

Papéis indicadores de pH são obtidos a partir da combinação de diferentes corantes (indicadores) que embebidos em papel absorvente tem uma determinada cor em papel quando seco e é cor característica na faixa de pH deste corante. Com a combinação de várias faixas, é possível determinar a faixa de pH do meio. O uso de corantes mais específicos pode melhorar a precisão da leitura de pH e assim termos papéis obtidos no próprio laboratório a um menor custo e mais eficiente que os obtidos no comércio.

Esses papéis podem ser usados em laboratórios para uma rápida obtenção de informação relacionada ao pH do meio e conseqüentemente à concentração do ácido ou da base em diversos tipos de amostras. Seu princípio de ação é a mudança de cor do papel em função do pH.

Os primeiros papéis surgiram nos anos 1920 a partir de várias pesquisas, particularmente as de M. Kolthoff. O papel surgiu inicialmente apenas para estimativas grosseiras de pH onde a rapidez da obtenção do resultado era primordial, daí a pouca receptividade em seus primeiros tempos (GAMA; AFONSO, 2007).

O caminho seguido até o lançamento dos papéis indicadores de pH universal passou pela formulação de kits de soluções contendo vários indicadores de pH bem delineados e com coloração característica (a escala colorimétrica). A impregnação dos indicadores em papel e o refinamento das misturas dos mesmos permitiram obter os tão conhecidos papéis de pH universal, bastantes utilizados desde os anos 1950 (GAMA; AFONSO, 2007).

A apresentação dos papéis de pH no mercado não mudou significativamente ao longo do tempo, sendo comercializados sob várias formas (tiras, rolos, blocos, etc). Atualmente, os indicadores são quimicamente imobilizados sob papel ou plástico a fim de evitar a rápida dissolução do corante (sangramento) quando a tira permanece na solução por longos períodos de tempo, problema este bastante comum nas primeiras versões de papéis indicadores utilizados no início da década de 1930. O indicador é ligado covalentemente à fibra de celulose, ou copolimerizado com acrilamina e metacrilato (GAMA; AFONSO, 2007).

3.4- Uso do pHmetro para medição de pH

Em 1930 Arnold O. Beckman (1900-2004), químico e engenheiro químico americano, foi contratado por uma agroindústria para desenvolver um método robusto e confiável de testar a acidez de frutas. Beckman, então, criou uma nova solução utilizando um tubo de vácuo amplificado integrado aos medidores e eletrodos que a agroindústria já empregava, dando origem ao primeiro aparelho medidor de acidez. Em 1934 surgiu o primeiro bem-sucedido medidor de pH (Figura 1), sendo comercializado a partir do ano seguinte (GAMA; AFONSO, 2007).

Seu produto permitia o emprego do eletrodo de vidro, recém-inventado, o que significou um salto espetacular na obtenção de medidas rápidas e confiáveis da acidez. Uma vantagem

imediate deste aparelho era o tamanho menor frente às montagens então em voga; isso decorria da integração dos componentes em um único aparelho. Ele não funcionava a eletricidade, mas a bateria (chumbo-ácido, provavelmente), o que justificava o peso do aparelho em relação ao seu tamanho. Todavia, isso permitia que fosse transportado para o local onde era necessária a medida de pH, o que era de valor especial nas áreas de geologia, agronomia, veterinária e na indústria química em geral (GAMA; AFONSO, 2007).



Figura 1. O primeiro pHmetro comercial (1935), exibido pelo próprio Arnold Beckman. Cortesia de Beckman Coulter, Inc (GAMA; AFONSO, 2007).

3.5- Antocianinas

A coloração de flores, frutos e folhas é causada pela presença de pigmentos que absorve radiação luminosa na região do ultravioleta e visível.

Em produtos naturais, a maioria das substâncias responsáveis pela coloração pertence à classe dos flavonóides. Os flavonóides possuem estrutura marcada pela presença de um esqueleto com 15 átomos de carbono na forma $C_6-C_3-C_6$, e são divididos em classes dependendo do estado de oxidação do anel central de pirano. A figura 2 apresenta a estrutura química dos principais tipos de flavonoides (MARÇO; POPPI, 2008).

Os flavonóides presentes em um extrato de planta são classificados através do estudo das propriedades de solubilidades e reações de coloração. Este procedimento é seguido por análise

cromatográfica do extrato da planta. Eles podem ser separados por procedimentos cromatográficos e os componentes individuais identificados, quando possível, por comparação com padrões.

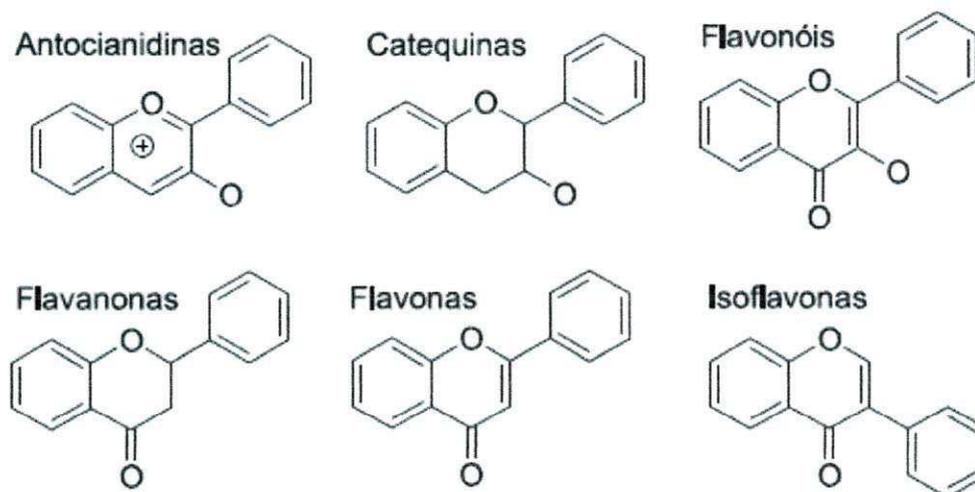


Figura 2: Estrutura química dos principais tipos de flavonoides (MARÇO; POPPI, 2008).

As duas classes de flavonóides consideradas como mais importantes são os flavonóis e as antocianidinas. As antocianidinas apresentam como estrutura fundamental o cátion flavílico (2-fenilbenzopirilium), representado na Figura 3a. A Figura 3b apresenta um exemplo de estrutura de antocianidina, conhecida como cianidina (MARÇO; POPPI, 2008).

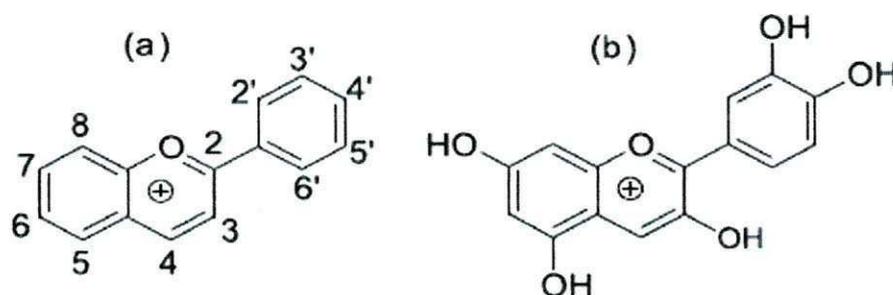


Figura 3. (a) Estrutura do cátion flavílico e (b) estrutura da antocianidina (MARÇO; POPPI, 2008).

Os pigmentos ocorrem geralmente na forma de antocianinas, que são derivadas das antocianidinas.

O termo antocianina, derivado do grego de flor e azul (*anthos*= flores; *kianos*= azul), foi inventado por Marquart em 1853 para se referir aos pigmentos azuis das flores. Percebeu-se mais tarde que não apenas a cor azul, mas também várias outras cores observadas em flores, frutos, folhas, caules e raízes são atribuídas a pigmentos quimicamente similares aos que deram origem ao “flor azul”(MARÇO; POPPI,2008).

As diferentes cores exibidas pelos vegetais que contêm antocianinas dependem da influência de diversos fatores, como a presença de outros pigmentos, a presença de quelatos com cátions metálicos e o pH do fluido da célula vegetal.

As antocianinas apresentam cores diferentes, dependendo do pH do meio em que elas se encontram, e isto faz com que estes pigmentos possam ser utilizados como indicadores naturais de pH. (TERCI, 2004).

As antocianinas são pigmentos pertencentes ao grupo dos compostos polifenóis, flavonóides, que é o grupo mais importante de compostos hidrossolúveis, responsáveis pelas cores que vão desde as tonalidades claras, rosa, vermelho, até tonalidades escuras, roxa, azul e preta. Estes compostos se encontram em vegetais (flores, frutos, sementes, folhas, etc.) e em animais (peixes, insetos, etc.) (GAMARRA et al., 2009).

Todas as antocianinas derivam do cátion flavílio, que é ligado aos grupos fixados sobre os anéis aromáticos (hidroxilas, entre outros), o qual é chamado de antocianina ou glicona. Existem quantidades consideráveis de antocianinas, as quais podem ser utilizadas para os diversos fins (GAMARRA et al., 2009).

A figura 4 mostra as principais estruturas químicas das antocianinas e sua classificação de acordo com a substituição do radical.

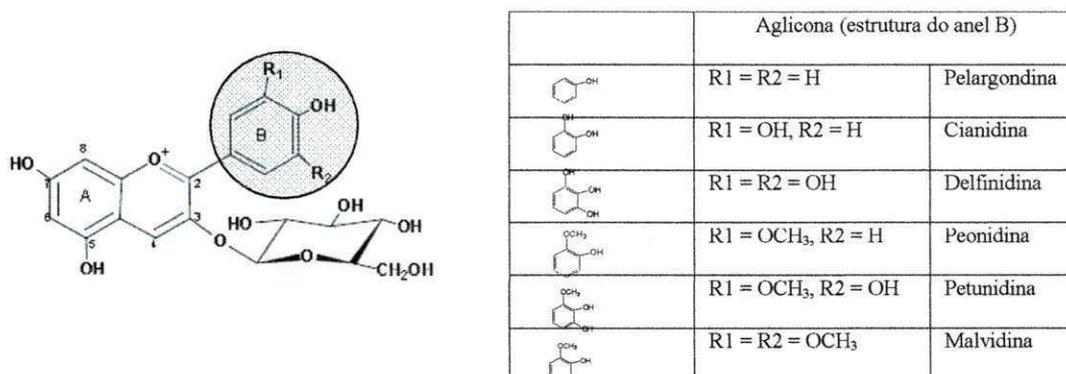


Figura 4- Estruturas químicas das antocianinas.

Fonte: Extraída de MALACRIDA e MOTA (2006).

3.6- Reações de equilíbrio químico ácido-base das antocianinas

Uma das características mais interessantes das propriedades químicas das antocianinas é o comportamento destas substâncias em meio aquoso. As antocianinas apresentam diferentes estruturas em função do pH.

De modo geral, em meio fortemente ácido, as antocianinas apresentam uma coloração avermelhada intensa. Isto corresponde ao equilíbrio entre o cátion flavílico e a pseudobasecarbinol. Com o aumento do pH, as antocianinas vão se descolorando até se tornarem praticamente incolores em isso ocorre em $\text{pH}=6$ aproximadamente.

A correlação cor e estrutura das antocianinas em meio aquoso não é tão simples de ser estabelecida. Esta correlação é limitada devido ao fato que as cores observadas são formadas a partir das cores primárias: vermelho-laranja, azul-violeta e verde. Com isso fica difícil estabelecer se ao observar uma cor diferente dessas três ela está sendo formada por uma reflexão das cores primárias, ou se estas estão sendo absorvidas e a cor observada está sendo refletida. Entretanto no caso de compostos orgânicos, empiricamente tem sido evidenciado que as cores formadas tendendo para o vermelho correspondem à absorção de comprimentos de onda na região do azul, isto é, de maior energia, portanto de menor conjugação. Já os compostos que apresentam tendendo para o azul correspondem a estruturas mais conjugadas, logo absorvem em maiores comprimentos de onda (GOUVEIA- MATOS, 1999).

3.7- Soluções Tampões

Como as antocianinas são muito instáveis a variações de pH, então nesse trabalho foi necessário a utilização de soluções tampões para assim termos o resultado de cada cor apresentada pela antocianina no determinado pH.

As soluções tampões são soluções que resistem a pequenas mudanças de pH quando a elas são adicionados ácidos ou bases ou quando uma diluição ocorre, isso acontece por causa do equilíbrio entre as espécies participantes do tampão. Um tampão é constituído de uma mistura de um ácido fraco e sua base conjugada ou de uma base fraca e seu ácido conjugado.

Os tampões têm um papel importante em processos químicos e bioquímicos, nos quais é essencial a manutenção do pH. Assim, muitos processos industriais e fisiológicos requerem um pH fixo para que determinado processo possa ocorrer.

Se um ácido for adicionado a um tampão, ocorrerá uma elevação da concentração dos íons H^+ no meio (uma perturbação ao equilíbrio); de acordo com o princípio de Le Chatelier, essa perturbação será neutralizada pela base conjugada do tampão, restabelecendo o estado de equilíbrio, e o pH da solução será normalizado.

Existe um limite para as quantidades de ácido ou de base adicionadas a uma solução tampão antes que um dos componentes seja totalmente consumido. Esse limite é conhecido como a capacidade tamponante de uma solução tampão e é definido como a quantidade de matéria de um ácido ou base forte necessária para que 1 litro da solução tampão sofra uma variação de uma unidade no pH.

Os sistemas tampões são escolhidos de acordo com a faixa de pH que se deseja tamponar, utilizando-se a equação de Henderson-Hasselbalch. De acordo com a teoria de ácidos e bases de Brønsted-Lowry, um ácido (HA) é uma espécie química doadora de prótons (H^+) e uma base (B) é uma espécie química aceptora de prótons. Após o ácido (HA) perder seu próton, diz-se existir como base conjugada (A^-). Da mesma maneira, uma base protonada é dita existir como ácido conjugado (BH^+) (MARCONATO et al, 2001).

3.8- Cromatografia em papel

Um dos métodos de separação de componentes em uma determinada mistura é feita com a utilização da cromatografia em papel, por se tratar de uma técnica de baixo custo e de resposta rápida foi optado seu uso para determinar se os extratos das plantas continham mais de um tipo de antocianina.

A cromatografia em papel é uma técnica simples, utiliza pequena quantidade de amostra, tem boa capacidade de resolução e aplica-se, de preferência, na separação e identificação de compostos polares. A cromatografia em papel é uma microtécnica muito útil para a separação de componentes de uma mistura e realização da análise qualitativa dos mesmos em função dos R_f (fatores de retenção) e cores apresentadas (COLLINS, 1997).

Este mecanismo de separação baseia-se na aplicação da amostra a ser analisada em uma tira de papel de comprimento e largura variáveis, em função da cuba cromatográfica a ser

utilizada. Por capilaridade a fase móvel começa a se movimentar em fluxo ascendente, inicialmente rapidamente, diminuindo gradativamente até parar por completo quando a força ascendente da capilaridade for neutralizada pela ação da gravidade. No caso de mistura de substâncias de componentes coloridos, à medida que ocorre a separação, a cor única se desdobrará em cores distintas em função do número de substâncias que a compõem.

3.9- Importância de aulas experimentais no ensino de Química

No ensino de química é de fundamental importância a correlação dos conteúdos ministrados com experimentos em laboratório, de forma a facilitar a compreensão dos assuntos da disciplina. É através dos experimentos que os alunos veem como a ciência é maravilhosa, pois os mesmos tem oportunidade de vivenciar na prática o que se estar sendo visto na teoria. É através da experimentação que os alunos desenvolvem habilidades cognitivas, tais como elaboração de estratégia para resolução de problemas, tomada de decisão, baseada em análises de dados e valores eles são capazes de resolver sozinho problemas aos quais lhe forem propostos. Isso independe do grau de escolaridade.

Segundo FARIAS, BASAGLIA e ZIMMERMANN., 2009, as atividades experimentais permitem ao estudante uma compreensão de como a Química se constrói e se desenvolve, ele presencia a reação ao “vivo e a cores”, afinal foi assim que ela surgiu através da Alquimia, nome dado à química praticada na Idade Média. Os alquimistas tentavam acelerar esse processo em laboratório, por meio de experimentos com fogo, água, terra e ar (os quatro elementos), pois assim o aprendizado faz mais sentido.

Um fato importante a ser repensado é como as aulas experimentais são ministradas, pois é preciso envolver os alunos no que está sendo visto, se isso não acontecer pode até haver um desinteresse destes, é preciso que haja uma articulação entre os dois tipos de atividades, ou seja, teoria e prática.

Muitos profissionais da educação usam como pretexto a desculpa que não é possível à realização de aulas experimentais, pois as escolas não disponibilizam de laboratórios, porém dependendo do experimento é possível à realização do mesmo, pois os professores podem inovar com o auxílio de materiais alternativos, isso pode até mesmo despertar o interesse dos alunos, onde eles próprios podem fornecer esses materiais.

4.0 METODOLOGIA

4.1- Materiais e Reagentes

4.2- Reagentes

Ácido clorídrico (HCl), cloreto de potássio (KCl), fosfato dibásico de sódio (Na_2HPO_4), ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$), hidróxido de sódio (NaOH), álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$), hidróxido de amônio (NH_3OH).

4.3 – Equipamentos e Vidrarias

Para realização deste trabalho foi utilizado o seguinte equipamento: potenciômetro (pHmetro) digital, pH METER MODEL, da marca PHTEK, modelo: PHS-3B digital, com faixa de 0,1 pH, disponível nos laboratórios de química do CES-UAE/ UFCG.

As vidrarias utilizadas foram: tubos de ensaio, balões volumétricos de 100ml, bastões de vidro, erlemeyer, funis, pipetas e provetas.

4.4 - Outros materiais:

Fitas de papel de filtro qualitativo obtidas a partir de folhas de 50cm x 50cm;

Cola de contato resistente a água;

Folhas de transparência (usadas em retroprojctor) para montagem do papel indicador universal.

4.5- Métodos

Este trabalho foi desenvolvido nos laboratórios de química analítica e química geral da Unidade Acadêmica de Educação (UAE) do Centro de Educação e Saúde (CES) no campus de Cuité da Universidade Federal de Campina Grande (UFCG). Para a realização desse trabalho foram adotadas as seguintes etapas: coleta e extração dos corantes das plantas; preparo das soluções tampões; determinação da mudança de coloração apresentada por cada extrato; estudo cromatográfico dos corantes; preparo das tiras de papel; montagem das fitas de papel indicador.

4.6- Coleta das plantas

As plantas foram coletadas no município de Cuité-PB, no período de janeiro a maio de 2012. Foram utilizadas quatro plantas regionais diferentes (flores, frutos e sementes) as quais foram escolhidas por apresentarem cores fortes, com cores bem destacadas (tons de roxo e tons de róseo). As plantas utilizadas foram: *Ipomaea bahiensis* (Jitirana), *Centrosema brasiliense* (rama silvestre sazonal); *Basella rubra* (espinafre da Índia) e *Opuntia ficus-indica* (figo da Índia), ambas encontradas na região do Curimataú paraibano.

As plantas foram devidamente identificadas pelo botânico Carlos Alberto Garcia professor do curso de Licenciatura em Biologia da UFCG, campus Cuité.

4.7- Extração dos corantes naturais

Para a extração dos corantes das espécies estudadas, foram utilizadas aproximadamente 300g das partes das plantas *Centrosema brasiliense* (flores), *Ipomaea bahiensis* (flores), *Opuntia ficus indica* (frutos), *Basella rubra* (sementes). Os corantes das espécies estudadas foram extraídos pelo método de maceração em álcool etílico hidratado 92,8°INPM por 48 horas, em seguida acondicionado adequadamente.

Após esse tempo a solução resultante foi filtrada e guardada em um refrigerador até ser utilizado para os testes em diferentes pH. Esse procedimento foi repetido para as quatro espécies objeto do estudo.

4.8-Preparo dos tampões

Para verificar a cor correspondente em todos os pH para cada indicador escolhido, foram preparadas soluções tampões em pH de 1 a 14 com variações de pH de 1,0 unidade. Para o preparo dos tampões foram utilizadas as soluções de ácido clorídrico (HCl), cloreto de potássio (KCl), fosfato de básico (Na_2HPO_4), ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$), hidróxido de sódio (NaOH) e hidróxido de amônio (NH_4OH), estas soluções foram preparadas de acordo com a literatura “Manual de soluções, reagentes e solventes” (MORITA; ROSELY, 1998).

4.9- Determinação da mudança de cores para cada indicador

Para verificar as mudanças de cores característica de cada extrato mediante a mudança de pH, utilizou-se tubos de ensaios contendo aproximadamente 10ml da solução tampão com pH de 1 a 14 respectivamente e foi adicionado 0,5ml do extrato em estudo, depois foi feito o registro por fotografias do resultado obtido.

4.10- Uso da cromatografia em papel

Para realizar a cromatografia em papel foi necessário reduzir o excesso do álcool etílico presente nos extratos das plantas, depois de ter evaporado aproximadamente um quarto do volume do extrato, o mesmo foi guardado em um refrigerador. Depois foram cortadas fitas de papel filtro qualitativo com 0,5 cm de largura por 15 cm de altura, nas fitas foram gotejados os extratos das plantas, como fase móvel foi utilizado uma solução contendo propanol, butanol e ácido acético na proporção 5:1:5. Em uma proveta com capacidade para 100ml foram colocados aproximadamente 5ml da fase móvel, na qual mergulhou-se o papel até cerca de 0,3-0,5 cm da extremidade próxima à amostra. O papel contendo a amostra foi preso na parte superior da proveta usando um suporte específico, depois foi coberto com papel alumínio e esperou-se a fase móvel percorrer entre 12 e 14 cm, o tempo em que os extratos levaram para percorrer a determinada altura variou de acordo com as espécies, algumas levaram mais tempo para atingir o seu máximo.

Após as fitas serem secas em temperatura ambiente as mesmas foram reveladas em meio básico utilizando “vapor” hidróxido de amônio e em meio ácido com “vapor” de HCl concentrado, esta revelação foi feita para ver se as mesmas apresentavam mudança de coloração.

A partir do centro da mancha revelada, mediu-se a distância percorrida (d) pela amostra (em centímetros) e dividiu-se pela distância estabelecida de acordo com cada espécie, pois ambas obtiveram as distancias diferentes, depois determinou-se o Rf experimental, de acordo com a equação abaixo:

$$R_f = (d/10) \times 100 \text{ (OKUMURA et al, 2002)}$$

4.11- Preparo das tiras de papel

Para a obtenção das tiras de papel com os indicadores que foram preparados anteriormente, utilizaram-se folhas de papel absorvente, sendo que elas foram recortadas em tiras no comprimento 30 cm e na largura 0,5 cm, após serem cortadas as mesmas foram imersas nos extratos obtido das plantas, depois foram secas em temperatura ambiente.

4.12- Montagem da “fita de papel indicador” com corantes naturais extraídos da vegetação nativa regional

A montagem do papel indicador foi feita com uma sequência das quatro diferentes fitas de papel preparados por imersão em cada solução de indicador e coladas paralelamente no comprimento de uma base flexível de PVC ou plástico tipo folhas de transparência usadas em retroprojetor nas dimensões de 22 cm de comprimento por 10 cm de altura, separadas por uma distância de 0,3 cm. Após a secagem da cola, foram cortadas em fitas de 0,5 cm de largura na direção da altura, onde nesta continha os quatro indicadores. Papel absorvente e cola de contato devem resistir à umidade e a meios ácidos ou básicos. Depois de pronta a fita de papel, as mesmas foram imersa em soluções tampões de pH de 1 a 14 respectivamente, logo após a imersão foi feito o registro por meio de fotografia com a sequência de cores nos papéis os mesmo serviram como padrão na finalização dos papéis de pH.

5.0 - RESULTADOS E DISCUSSÃO

O presente trabalho engloba vários conceitos básicos da química que vai desde o conceito ácido-base, indicadores de pH, soluções tampões, espécies nativas da região, extração de corantes etc, os quais podem ser aplicados como recurso auxiliar nas salas de aulas na elaboração de atividades experimentais, de modo a englobar os conceitos químicos de forma clara, objetiva e motivadora para os alunos. Levando em conta a importância do uso do papel indicador de pH, a obtenção do mesmo facilitará o acesso a este material e principalmente a um baixo custo.

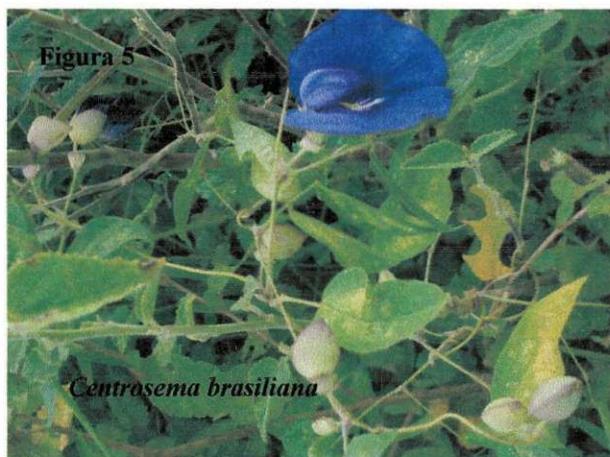
O estudo das variações de tonalidades das cores de cada corante natural em função do pH permitirá ao aluno ter conhecimento mais específico em todas as faixas de pH, e compreender as faixas de mudança de cor mais característica que usualmente é atribuída a cada indicador (corante).

A identificação dos corantes de espécies vegetais nativas do Curimataú paraibano permite englobar vários assuntos relacionados à química e também a outras disciplinas o que contribui para o desenvolvimento de um conhecimento interdisciplinar, no qual os alunos verão o riquíssimo conhecimento que se pode extrair através do estudo dos corantes naturais, como exemplo: a extração do mesmo, método de conservação dos corantes, como se prepara uma solução, a metodologia para a realização de uma pesagem, medição de volume, como se prepara uma solução tampão, o método de cromatografia em papel, montagem do papel indicador, etc.

5.1-Coleta das plantas

As plantas foram coletadas nos meses de janeiro a maio, já que nesse período as flores e frutos estão disponíveis, a escolha destas espécies foi feita por apresentarem cores fortes e serem de fácil obtenção. As plantas utilizadas foram: *Basella rubra* (espinafre indiano), *Centrosema brasiliana* (rama silvestre sazonal), *Ipomaea bahiensis* (Jitirana) e *Opuntia ficus-indica* (figo da índia) ambas encontradas na região do Curimataú paraibano, estando disponível para coleta geralmente no período chuvoso com exceção da *Opuntia ficus-indica* que é uma espécie de palma que resiste a longos períodos de seca permitindo assim brotar frutos nos tempos de longos períodos sem água. Nas espécies *Centrosema brasiliana* (**Figura**

5) e *Ipomaea bahiensis* (Figura 6) se utilizou as flores das plantas por apresentarem uma cor bem chamativa indicando a possível presença das antocianinas, já na espécie *Basella rubra* (Figura 7) foi utilizado sua semente e na *Opuntia ficus-indica* (Figura 8) foi utilizado os frutos da mesma para serem usadas como indicador de pH.



Figuras 5 a 8 - *Centrosema brasiliana* (rama silvestre sazonal), *Ipomaea bahiensis* (Jitirana), *Basella rubra* (espinafre indiano) e *Opuntia ficus-indica* (figo da índia) respectivamente.

5.2-Extração dos corantes naturais

Os corantes das espécies estudadas foram extraídos pelo método de maceração em álcool etílico, pois, ele é de fácil acesso e de fácil manuseio. Para extrair os corantes das plantas foi preciso cortar em pequenos pedaços para facilitar a remoção do corante, em seguida deixou a solução em repouso por um período de 48 horas, este tempo foi o suficiente para obter o máximo de extrato da planta. Logo após, foi feita a filtragem da solução para separar a parte sólida da parte líquida. O extrato obtido foi guardado em um recipiente escuro para não sofrer

ação da luz visível e conservado em refrigerador para não haver alterações químicas nas antocianinas presentes nos extratos, pois, as mesmas são instáveis a variações de temperaturas e sob a luz visível.

5.3-Preparo dos tampões

O uso das soluções tampões foi necessário para realizar os testes com os extratos (indicadores), pois os mesmos tem seu pH estável e isso não provoca alterações significativas nas estruturas das antocianinas presentes nos corantes, mantendo sua capacidade de restabelecer seus equilíbrios nas reações químicas.

5.4-Determinação da mudança de cores para cada indicador

A figura 09 mostra o resultado dos extratos das plantas após serem adicionadas às soluções tampões, através da mesma podemos observar que os corantes tiveram variações de cores ao longo da escala de pH, também podemos observar que todas as plantas apresentaram mais de um ponto de viragem o que significa que ambas podem ser usadas como indicador de pH e para produção do papel indicador de pH. Outra função dos extratos das plantas é o uso para a realização de titulações. Essa mudança de cor em diferentes pH está associada à presença de antocianinas nos extratos. As diferentes cores estão relacionadas às diferentes formas do cátion flavílico, que é ligado aos grupos fixados sobre os anéis aromáticos que vão desde as tonalidades claras, rosa, vermelho, até tonalidades escuras, roxa, azul e preta. (MALACRIDA; MATOS, 2006).

Estes compostos se encontram em vegetais (flores, frutos, sementes, folhas, etc.) e em animais (peixes, insetos, etc.). (GAMARRA et al., 2009)

Como podemos observar, os extratos das plantas apresentaram cores bem variadas que varia do rosa, verde, amarelo, vermelho, roxo, lilás, laranja, e marrom, sendo que em algumas cores elas apresentaram-se em tons claros e tons escuros. As informações obtidas dos extratos das plantas são riquíssimas, sendo possível obter um resultado bastante satisfatório. Como essas plantas são oriundas da região o seu uso será de fácil acesso o que permite a utilização das mesmas em aulas do ensino médio para diversos fins.

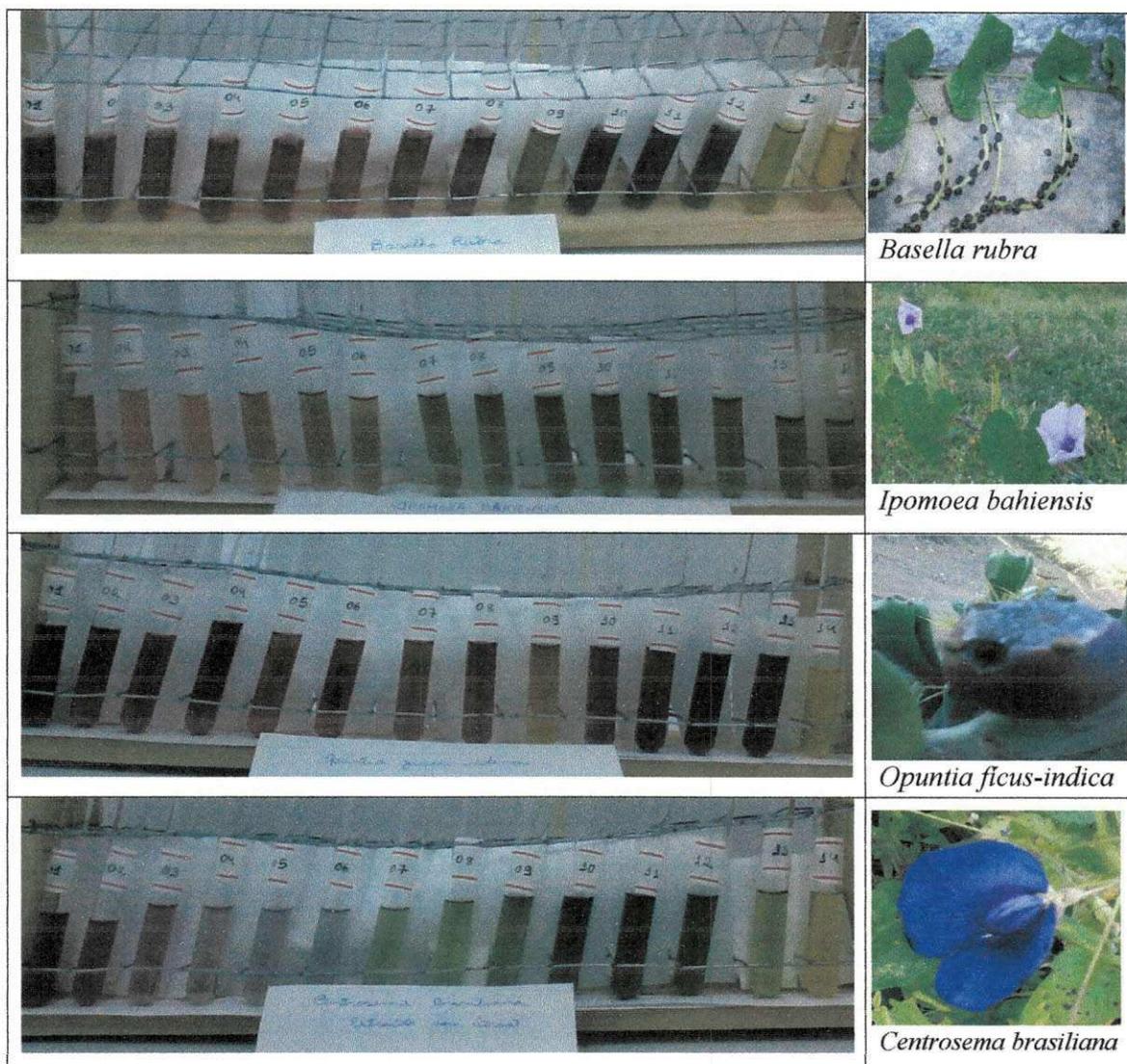


Figura 09- Espectro de cores dos extratos das plantas utilizadas ao longo da escala de pH.

5.5-Uso da cromatografia em papel

Os testes de cromatografia foram feitos para verificação da presença de mais de um tipo de antocianina que provavelmente estaria presente no extrato. A escolha da cromatografia em papel foi definida por ser uma técnica bem simples de resposta rápida e a única disponível na época.

Para a realização da cromatografia em papel foi necessário reduzir o volume do extrato a um quarto dos extratos das plantas por evaporação a 40°C, pois assim o corante fica mais concentrado permitindo bons resultados com a aplicação da técnica. Esta técnica é bem

simples onde utiliza pequenas quantidades da amostra e tem boa capacidade de resolução, ela é aplicada na separação e identificação de compostos.

Tabela 01: Uso da cromatografia em papel

<i>Basella rubra</i>	<i>Centrosema brasiliiana</i>	<i>Ipomoea bahiensis</i>	<i>Opuntia indica</i>	<i>ficus-</i>	Espécies utilizadas
					Papel absorvente com as respectivas espécies em estudo.
59 min	54 min	60 min	72 min		Tempo a 10 cm
12 cm	12,5 cm	13 cm	14 cm		Após 90min(cm)
0 a 5 incolor 5 a 7,5 rosa 7,5 a 10 salmom 10 a 12 esverdeado	0 a 9,5 incolor 9,5 a 12,5 cinza	0 a 6,5 incolor 6,5 a 13 esverdeado	1 a 3 mistura de cores 3 a 6,5 rosa pinque 6,5 a 10,5 rosa claro 10,5 a 14 amarelo		Cores(cm)
Rf: Esverd=16,66 Salmom=20,8 3 Rosa= 20,83	Rf: Cinza= 24	Rf: Esverdeado=50	Rf: Mistura= 14,28 Rosa pinque= 25 Rosa claro=28,57 Amarelo= 25		Fator de retenção (Rf)

A cromatografia em papel é uma microtécnica muito útil para a separação de componentes de uma mistura e realização da análise qualitativa dos mesmos em função dos Rf (fatores de retenção) e cores apresentadas (COLLINS, 1997).

A tabela 01 mostra os respectivos corantes no papel, o tempo que percorreu numa altura de 10 cm, a altura percorrida em 90 min, as cores apresentadas por cada uma e os valores de Rf's de cada extrato. Podemos observar que os corantes apresentaram cores bem características indicando assim a possível presença das antocianinas, alguns corantes apresentaram mais de uma cor o qual indica que pode haver mais de um tipo de antocianina.

Por meio do valor de Rf dos extratos é possível prever a presença de mais de um tipo de antocianina presente em todos os extratos, porém, nesse trabalho não foi possível à identificação das mesmas, pois, não se teve acesso aos valores padrões para comparação.

5.6-Preparo das tiras de papel

Para o preparo das tiras de papel utilizou-se papel de filtro qualitativo, pois o mesmo contém poros que permite a fixação dos extratos e assim o seu uso tem mais durabilidade. O papel foi cortado em pequenas tiras para em seguida serem impregnados os extratos que logo após secos os mesmos foram colados na folha de transparência. As **figuras 10 e 11** mostram os respectivos papéis após serem mergulhados aos corantes. Podemos notar que o papel permaneceu da mesma cor dos extratos em forma de líquido. Estes papéis foram secos em temperatura ambiente e logo após secos foram guardados em local escuro para não danificá-lo, pois as antocianinas são instáveis a luz visível.

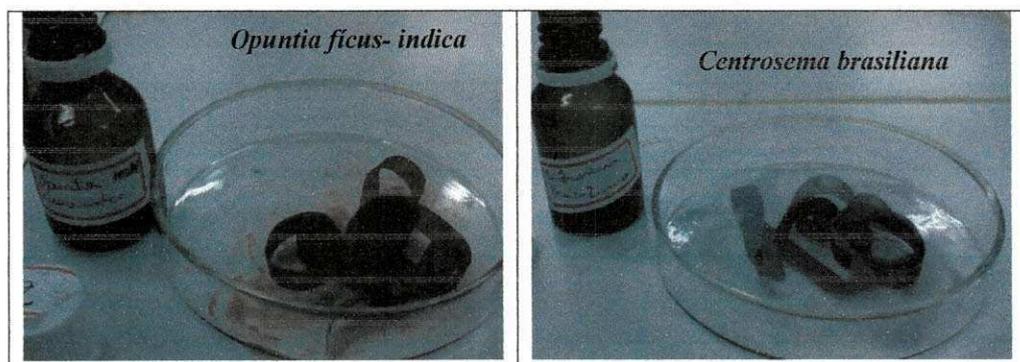


Figura 10: Papéis após serem impregnados nos extratos de: *Opuntia ficus-indica* (figo da índia) e *Centrosema brasiliana* (rama silvestre sazonal) respectivamente.

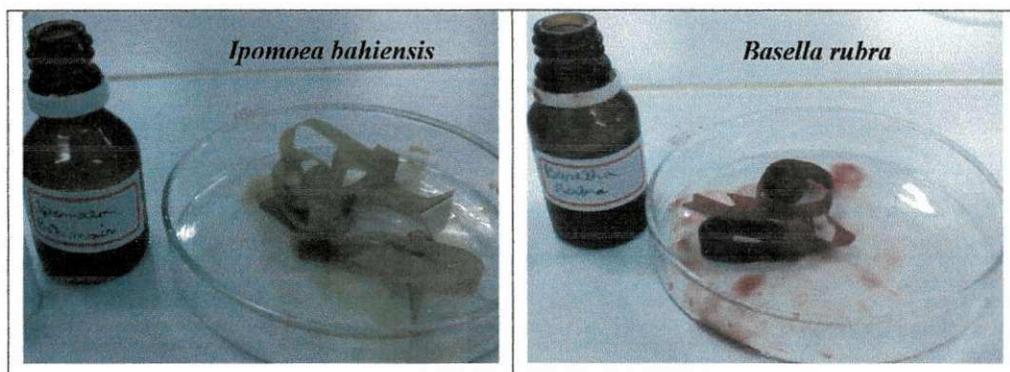


Figura 11: Papéis após serem impregnados nos extratos de: *Ipomoea bahiensis* (Jitirana) e *Basella rubra* (espinafre indiano), respectivamente.

5.7-Montagem da “fita de papel indicador” com corantes naturais extraídos da vegetação nativa regional

Para montagem da fita do papel indicador de pH, as tiras de papel com seus respectivos corantes depois de secas foram coladas numa folha de transparência com cola resistente a solução aquosa, esta cola não interfere nos resultados pois ela é inerte neste meio. Para obter um melhor resultado é preciso deixar um espaço entre uma tira e outra, pois assim não corre o risco de um papel interferir no outro. A **figura 12** mostra os papéis sendo colados em folha de transparência.



Figura 12: Papéis sendo colados na folha de transparência

Após as quatro tiras de papel serem coladas, o próximo passo foi cortar em pequenas fitas, onde as mesmas serviram para os testes com os tampões e assim obteve-se a tabela de cores padrões. A **figura 13** mostra as fitas de papel indicador de pH obtidas das plantas naturais da região do Curimataú paraibano, estas fitas podem ser usada para a medição de pH de qualquer solução a qual se deseje ter o conhecimento do pH das mesmas.

A vantagem de se ter em mãos este nosso papel indicador de pH é que o mesmo é de baixo custo e de fácil obtenção pois para a produção dos papéis podem ser usados materiais de baixo custo e as plantas são disponíveis na própria região, sendo possível a utilização deste como metodologia para o ensino de química. Caso o professor não tenha acesso aos materiais que normalmente são encontrados em laboratórios de química o mesmo pode utilizar materiais alternativos, o papel qualitativo pode ser substituído por papel de filtro (filtro para café), as soluções a serem testadas o seu pH pode ser produtos muito comuns nas casas dos alunos até mesmo nas escolas como o vinagre, clara de ovo, água sanitária entre outros, as vidrarias podem ser substituídos pelos utensílios de cozinha como copos, colheres, etc.

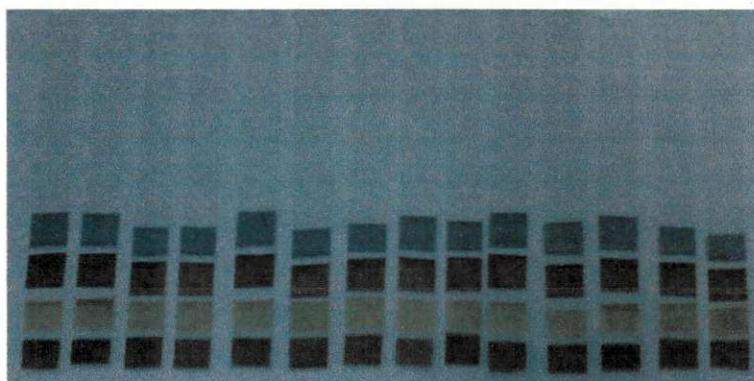


Figura 13: Fitas de papel indicador de pH

5.8- Teste das fitas de papel indicador de pH nos tampões

Os testes das fitas foram feitos por meio de adição destas à soluções tampões de pH de 1 a 14 respectivamente, com o objetivo de verificar as cores apresentadas na fita em cada pH. Através deste teste foi possível identificar a mudança de cor em cada papel com o determinado corante e fazer uma comparação com as cores apresentadas nos tubos de ensaio com as soluções tampões e o extrato como mostra na **figura 14**.

Na **figura 15** podemos observar o resultado das fitas de papel indicador de pH após serem adicionados às soluções tampões, nelas podemos observar as variações ocorridas nos diferentes pH. Uma observação a ser feita é a respeito das cores apresentadas no papel e nas soluções em que foi feito os testes com os tampões, nota-se que houve diferença de cores, ou seja, as cores apresentadas no papel indicador de pH não foram as mesmas nas soluções de tampões/extrato. Essa diferença de cores geram algumas observações a serem feitas, como o tempo de duração das antocianinas, o modo de armazenamento dos extratos, o método de extração dos corantes, etc.

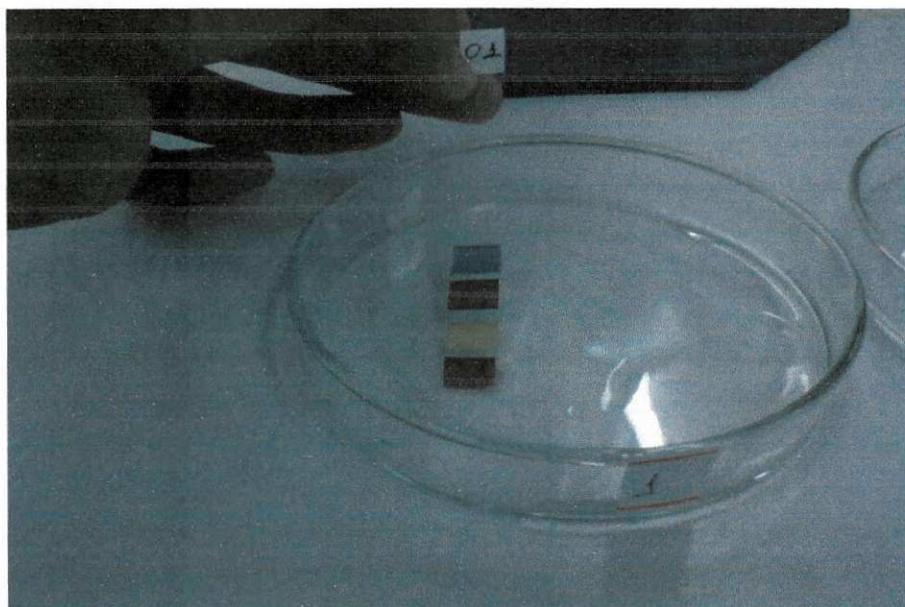


Figura 14: Adição das fitas nas soluções tampões

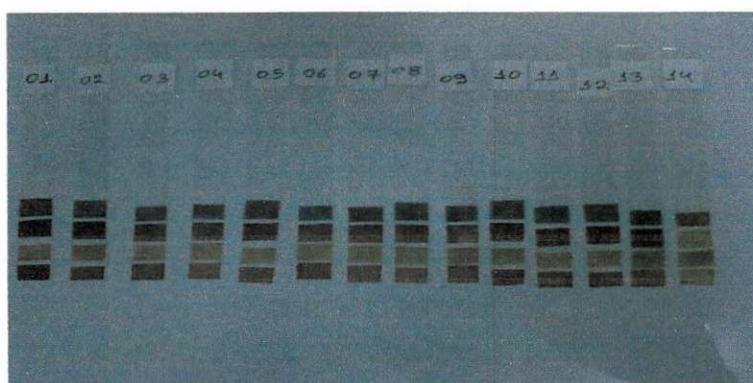


Figura 15: Papel indicador natural obtido após imersão em cada tampão.

5.9- Aproximação dos conteúdos

A partir do desenvolvimento deste trabalho torna-se possível a aproximação de diversos conteúdos da disciplina de química e até mesmo de outras disciplinas como a da biologia e geografia.

Os corantes utilizados prestam-se ao ensino desde conceitos básicos de equilíbrio químico para estudantes do ensino médio, de indicadores de titulação para cursos de química geral e até a lei de Lambert-Beer e espectros de absorção molecular, para cursos de química analítica instrumental.

A utilização das plantas como indicador de pH oferece ao estudante um contato com a química utilizando um objeto atrativo e presente no seu dia-a-dia. A multidisciplinaridade está contida neste caso desde os procedimentos de extração até a explicação da mudança de cor, envolvendo conceitos e procedimentos da química analítica, orgânica, de produtos naturais e físico-químicos, além da classificação botânica das espécies envolvidas, oferecendo através destes aspectos grande quantidade de detalhes e informações a alunos em diferentes estágios de aprendizado. Além disto, o baixo custo dos experimentos propicia sua utilização em qualquer escola.

A coleta de plantas regionais pode proporcionar aos alunos um conhecimento mais profundo de espécies que são naturais da região do Curimataú paraibano.

A extração dos corantes poderá ser utilizado pelos professores, em aulas práticas como forma de facilitar a compreensão por parte dos alunos em conteúdos como extração de corantes a partir de plantas.

O preparo dos tampões permite aos alunos ver na prática como se prepara uma solução, além disso eles tem a oportunidade de ver que uma solução tampão é uma solução que resiste a mudanças de pH quando se adiciona pequenas quantidades de ácido ou base.

Quando é adicionado o corante nas soluções tampões logo se nota uma mudança de cor e isso torna-se muito interessante, pois os alunos poderão ver como é feito a identificação dos pontos de viragens dos indicadores de pH.

A partir da montagem do papel indicador de pH (obtidos) de extratos naturais, os alunos terão como vivenciar a produção de um papel indicador de pH, de forma a facilitar a relação de aprendizado.

5.10- Adaptação dos processos envolvidos na obtenção do papel indicador de pH às práticas de química básica.

Os professores não podem abrir mão da realização de atividades experimentais, pois elas são um dos recursos de inestimável valor didático para a aprendizagem dos alunos. Sabemos que não é em todas as escolas que são disponibilizados materiais com vidrarias e equipamentos normalmente usados como auxílio nas aulas práticas porém isso não torna a realização da mesma impossível, pois a utilização de materiais alternativos na realização de experimentos é uma proposta para contornar esse problema.

O professor tem o poder em suas mãos, ou seja, cabe ao professor adaptar as aulas experimentais que exigem materiais sofisticados, por outros que os próprios alunos podem providenciar, materiais estes que eles usam diariamente.

Objetos simples como um copo, uma colher, papel filtro de café, copo graduado (usado em cozinha), balanças de supermercados, e soluções de vinagre, detergentes, água sanitária, limonada, entre outros, são o suficiente para que se realize uma aula dinâmica e educativa aula esta que os alunos vivenciaram e farão grandes descobertas, cabe ao professor providenciar aos alunos a realização da mesma.

6.0- CONCLUSÃO

De acordo com os resultados obtidos pode-se concluir que a montagem do papel indicador de pH a partir de extratos de plantas regionais, pode ser utilizado como ferramenta para aulas práticas de química, de forma a estimular o aprendizado dos alunos. Este papel poderá ser usado como apoio em aulas práticas desde o ensino médio até o ensino superior e também pode ser usado em qualquer processo químico que haja necessidade de determinação aproximada do pH.

O papel indicador é de fácil obtenção e de baixo custo o que torna viável a utilização dos mesmos em aulas práticas como ferramenta para construção do conhecimento.

A utilização das plantas como indicador de pH oferece ao estudante um contato direto com a química utilizando um objeto atrativo e presente no seu dia-a-dia.

Como o processo de obtenção engloba vários assuntos relacionados à química e também a outras disciplinas, torna-se viável a utilização do mesmo como instrumento de construção do conhecimento científico.

7.0- REFERÊNCIAS

ALKEMA, S.; SEAGER, S.; *Journal Chemical Educacion*, 1882, 59, 183.

BACCAN, N.; Andrade, J. C.; Godinho, O. E. S.; Barone, J. S.; *Química Analítica Quantitativa Elementar*, 2 ed., Ed. Unicamp: Campinas, 1979.

COLLINS, CAROL. H. *Introdução a Métodos Cromatográficos*. 5° ed. Editora UNICAMP, São Paulo, SP- Brasil 1997

FARIAS, C. S., BASAGLIA, A. M., ZIMMERMANN, A; A importância das atividades experimentais no Ensino de Química. 1° Congresso Paranaense de Educação em Química (1° CPEQUI). Paraná, 2009.

GAMARRA, F. M. C; LEMEII, G. C; TAMBOURGII, E. B;BITTENCOURT, E. Extração de Corantes de Milho (*Zeamays* L.), *Ciênc. Tecnol. Aliment.* vol.29 n°.1 Campinas Jan./Mar. 2009

GAMA, M. S; AFONSO, J. C; De SvanteArrhenius ao Peagâmetro Digital: 100 Anos de Medida de Acidez. *Quim. Nova*, Vol. 30, No. 1, 232-239, 2007

GOUVEIA-MATOS, J. A. M.; *Mudança nas cores dos extratos de flores e do repolho roxo. Química nova na escola*, 1999.

LOPES, T. J; XAVIER, M. F;QUADRI, M. G. N; QUADRI, M. B. Antocianinas: Uma Breve Revisão das Características Estruturais e da Estabilidade. *R. Bras. Agrociência*, Pelotas, v.13, n.3, p. 291-297, jul-set, 2007

MARCONATO, J. C; FRANCHETTI, S.M. M; PEDRO, R. J. Solução-Tampão: Uma Proposta Experimental Usando Materias de Baixo Custo. Química nova, Nº13, maio 2001

MARÇO, P. H; POPPI, R. J. Procedimentos analíticos para identificação de antocianinas presentes em extratos naturais. Química Nova, v. 31, n. 5, p. 1218-1223, 2008

MALACRIDA, C. R; MOTA S; ANTOCIANINAS EM SUCO DE UVA: COMPOSIÇÃO E ESTABILIDADE, B.CEPPA, Curitiba, v. 24, n. 1, p. 59-82 jan./jun, 2006

OKUMURA, F; SOARES, M, H, F, B; CAVALHEIRO, É, T, G. Identificação de Pigmentos Naturais de Espécies Vegetais Utilizando-se Cromatografia em Papel. Quim. Nova, Vol. 25, Nº4, São Paulo, 2002.

ROSS, E. Em *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*, Elvers, B.; Hawkins, S.; Ravenscroft, M.; Schulz, G., eds.; VCR: New York, 1989.

SOARES, M. H.F. B; SILVAM. V; CAVALHEIRO, É.T. G; Aplicação de Corantes Naturais no Ensino Médio. Eclet. Quím. v.26 São Paulo, 2001

TERCI, D. B. L; ROSSI, A. V. Indicadores Naturais de pH: Usar Papel ou Solução? Química Nova, Vol. 25, Nº. 4, 684-688, 2002

TERCI, D. B. L; Aplicações Analíticas e Didáticas de Antocianinas Extraídas de Frutas. Tese (Doutorado em Química Analítica) – Grupo de Pesquisa em Química Analítica, Universidade Estadual de Campinas, Instituto de Química, São Paulo 2004

MORITA, T; ASSUMPCÃO, R, M, V. Manual de soluções, reagentes e solventes. 2º ed. 10º reimpressão. Editora Edgard Blücher LTDA. São Paulo, SP-Brasil, 1998

VOGEL, A.I; JEFFERY, G.H; BASSETT, J; MENDHAM, J. DENNEY, R. C. Análise química. 5º ed. Livros Técnicos Científicos. Editora SA, Rio de Janeiro, RJ-Brasil, 1992.