

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DA PARAÍBA
DEPARTAMENTO DE ENSINO SUPERIOR
CURSO SUPERIOR DE LICENCIATURA EM QUÍMICA

LAYCE ALICY CUNHA ALVES PONTES

**IDENTIFICAÇÃO, CARACTERIZAÇÃO E USO DO PRINCÍPIO ATIVO DE FLORES COMO
INDICADORES DE pH**

**JOÃO PESSOA - PB
AGOSTO – 2019**

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DA PARAÍBA
DEPARTAMENTO DE ENSINO SUPERIOR
CURSO SUPERIOR DE LICENCIATURA EM QUÍMICA

LAYCE ALICY CUNHA ALVES PONTES

**IDENTIFICAÇÃO, CARACTERIZAÇÃO E USO DO PRINCÍPIO ATIVO DE FLORES COMO
INDICADORES DE pH**

Monografia submetida à Coordenação do Curso de Licenciatura em Química do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba, Campus I, como requisito para o Trabalho de Conclusão de Curso para obtenção do título de graduado em Licenciatura em Química.

Orientador: Prof. Dr. Carlos Alberto Fernandes de Oliveira

**JOÃO PESSOA - PB
AGOSTO - 2019**

IDENTIFICAÇÃO, CARACTERIZAÇÃO E USO DO PRINCÍPIO ATIVO DE FLORES
COMO INDICADORES DE pH

LAYCE ALICY CUNHA ALVES PONTES

Monografia submetida à aprovação em: 08 / 08 / 2019

Parecer:

Após discussão a aluna foi considerada
Aprovada pela banca examinadora

Banca:


Prof. Dr. Carlos Alberto Fernandes de Oliveira (orientador)


Prof. Dr. Edvaldo Amaro Santos Correia. (avaliador)


Prof. Dr. Jailson Ferreira de Almeida (avaliador)

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação – CIP
Biblioteca do IFPB, *Campus* João Pessoa

P814i Pontes, Layce Alicy Cunha Alves.
Identificação, caracterização e uso do princípio ativo
de flores como indicadores de pH / Layce Alicy Cunha
Alves Pontes. – 2019.
52 f. : il.

TCC (Graduação – Licenciatura em Química) –
Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da
Paraíba – IFPB / Coordenação do Curso de Licenciatura
em Química.
Orientador : Prof. Dr. Carlos Alberto Fernandes de
Oliveira.

1. Química. 2. Antocionina. 3. Escala de pH. 4.
Extrato de flores I. Título.

CDU 547.973

AGRADECIMENTOS

Neste espaço quero agradecer a Deus por me proporcionar perseverança durante o curso e por todas as trajetórias da vida. Aos meus pais Lucenildo Alves Pontes e Ricarda dos Santos Cunha pelo apoio e incentivo que serviram de alicerce para as minhas realizações. À minha tia Francinete Cunha e minha prima Cristiane Cunha (Mãe Bela) que sempre se preocuparam comigo. Aos meus avós paternos Cicero Alves Sobrinho e Josefa Alves Pontes, pelo carinho de avós, que não tem valor comparável e aos meus avós maternos Maria de Lourdes (In Memoriam) que me cativava sem medidas e José Cunha Thó (In Memoriam) que não nos conhecemos, mas, os ensinamentos da família se perpetuaram trazendo bons frutos. As minhas irmãs Bruna Russely que me serviu de admiração como graduada e Lilyan Cunha pela amizade e atenção dedicadas quando sempre precisei. À meu esposo Kleber Moreno pelo seu amor e por compreender minha dedicação ao projeto de pesquisa e ao brilho dos meus olhos, meu filho Bryan Lacerda, que desde a barriga me motivou a progredir nos meus sonhos. Ao meu professor orientador Carlos Alberto, pelas valiosas contribuições dadas durante todo o processo da pesquisa. Carlos mais conhecido como Carlinhos, durante a graduação cativou toda a turma por sua dedicação e as palavras motivacionais. Ao professor Jailson Machado, que além de professor, foi tutor no PET Química, no qual tive prazer de fazer amigos e colegas de trabalho, especialmente, sou grata a Marconi Júnior e Bruno Enedino, por contar com vocês desde o início, ao co-tutor Jefferson Santos, a minha amiga Joedna Sabino por me dar forças, e a descontração da galera reunida no almoço contando com Isabela Francelino, Mayzza Araújo, Mileny Ferreira, Emerson Gonçalves e Ravena Vasconcelos. A minha amiga Viviane Silva, que pude contar em diversos momentos. A professora, orientadora da probext e conselheira, Regina Valentim, que sempre pude contar com sua motivação e risadas, e puder conhecer Katia Michaele, Rosilene Marinho e Joelma Araújo que me enriqueceram de conhecimento. Aos amigos de turma, que marcou minha vida, Jessica Lorena, Polyana Januário, Luciana Suzi e Mayra Resende (In Memoriam), que compartilharam dos inúmeros desafios que enfrentamos, sempre com o espírito colaborativo. Aos alunos do curso de Mecânica e Edificações, pelo carinho e a possibilidade de aprender enquanto se ensinava.

À todo corpo docente do curso de licenciatura de química que demonstrou estar comprometido com a qualidade e excelência do ensino. Entre estes quero destacar, Professor Fauston Fred, Suely Carneiro, Gesivaldo Jesus, Geovana Vargas, Márcia de Lourdes, Sergio Ricardo, Maria de Fátima Vilar, Edvaldo Amaro, Jorge Lorenzo, Emanuel Almeida, Antônio Cícero e Alessandra Marcione, por serem os professores que influenciaram em maior parte da formação. Ao LANANO e João Jarlis pelas medidas de espectroscopia na região ultravioleta/visível.

RESUMO

A formação do professor o torna crítico em razão da qualidade do ensino, tem como um dos critérios o interesse do aluno, a disciplina de química possibilita despertar o aluno para a aprendizagem através da experimentação, pois é uma ferramenta com efeitos visuais e podem ser associados a matérias acessíveis. O trabalho objetiva investigar e caracterizar o princípio ativo antocianina para construção de escalas de pH. As escolas em sua maioria não possuem laboratórios estruturados, e o material acessível de ser produzido e aplicado, facilita o professor a incluir no planejamento e ser executado na sala de aula. As antocianinas são extraídas das flores, a escolha da substância é devido a seu vasto histórico de meio ácido-base ocorrer a variação de cores, facilidade de ser encontrada em jardins, parques e ambientes externos, e baixo custo para executar a sua extração. A produção das fitas tem o intuito de ter uma longa durabilidade. Como resultado o trabalho obteve escala dos extratos em intervalo de pH de 1 a 14. E através dos espectros na região do UV-Vis das flores estudadas identificar a presença do princípio ativo.

Palavras-chave: antocianina; escala de pH; extrato de flores;

ABSTRACT

Teacher training makes it critical because of the quality of teaching, has as one of the criteria the interest of the student, the chemistry discipline enables awakening the student to learning through experimentation, as it is a tool with visual effects and can be associated to accessible materials. The work aims to investigate and characterize the active principle anthocyanin for the construction of pH scales. Most schools do not have structured laboratories, and accessible material to produce and apply makes it easier for teachers to include in planning and execution in the classroom. Anthocyanins are extracted from the flowers, the choice of the substance is due to its vast history of acid-base medium to varying colors, ease of being found in gardens, parks and outdoor environments, and low cost to perform their extraction. The production of the tapes is intended to have a long durability. As a result the work obtained scale of extracts in pH range from 1 to 14. And through the spectra in the UV-Vis region of the studied flowers identify the presence of the active principle.

Key Words: Anthocyanin; pH scale; Flower extract

LISTA DE FIGURAS

- Figura 1:** Instrumento peagâmetro.
- Figura 2:** Indicador vermelho de fenol.
- Figura 3:** Faixa de pH de indicadores.
- Figura 4:** Estrutura básica dos flavonoides.
- Figura 5:** Estrutura dos principais flavonoides.
- Figura 6:** Estrutura básica de subclasses dos flavonoides.
- Figura 7:** Diferentes estruturas de antocianinas em função do pH.
- Figura 8:** Faixa do espectro eletromagnético.
- Figura 9:** Energia relativa de orbitais moleculares.
- Figura 10:** Esquema demonstrando o caminho óptico.
- Figura 11:** Transição eletrônica.
- Figura 12:** Espectro eletrônico de absorção no UV/VIS acetona.
- Figura 13:** Flores utilizadas para extração.
- Figura 14:** Maceração da flor em meio ácido.
- Figura 15:** Titulação dos extratos das flores.
- Figura 16:** Extração de antocianinas por maceração em álcool etílico P.A.
- Figura 17:** Fitas de papel em extrato com álcool etílico.
- Figura 18:** Flores em extração alcoólica para análise.
- Figura 19:** Flores e imagens das cores dos extratos em meio ácido e básico.
- Figura 20:** Imagens do extrato da flor 1 em intervalos de pH de 1 a 14.
- Figura 21:** Imagens do extrato da flor 2 em intervalos de pH de 1 a 14.
- Figura 22:** Imagens do extrato da flor 3 em intervalos de pH de 1 a 14.
- Figura 23:** Imagens do extrato da flor 4 em intervalos de pH de 1 a 14.
- Figura 24:** Imagens do extrato da flor 5 em intervalos de pH de 1 a 14.
- Figura 25:** Imagens do extrato da flor 6 em intervalos de pH de 1 a 14.
- Figura 26:** Fitas com extrato.
- Figura 27:** Fitas com extrato em solução ácido e básica.
- Figura 28:** Estrutura Química da Antocianina.
- Figura 29:** Espectros na região do UV-Vis das flores estudadas.

LISTA DE TABELAS

Tabela 1: Diferença entre abordagem tradicional e construtiva

Tabela 2: Relação do pH, a cor e a estrutura predominante da antocianina

Tabela 3: Bandas de absorção eletrônica dos cromóforos

LISTA DE EQUAÇÕES

Equação 1: Ionização de ácido na teoria ácido-base de Arrhenius

Equação 2: Dissociação de base na teoria ácido-base de Arrhenius

Equação 3: Ionização de base no conceito de Bronsted-Lowry

Equação 4: Processo ácido-base no conceito de Bronsted-Lowry

Equação 5: Ilustração da teoria de Lewis

LISTA DE SIGLAS

PCN – Parâmetros Curriculares Nacionais

PCNEM – Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio

IFPB – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba

LANANO – Laboratório Interdisciplinar de Caracterização e Desenvolvimento de Nanomateriais.

P.A. – Pureza Analítica

SUMÁRIO

1. INTRODUÇÃO	11
2. OBJETIVOS	12
2.1 Objetivo GERAL	12
2.2 Objetivos ESPECÍFICOS	12
3 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	13
3.1 PARÂMETROS CURRICULARES NACIONAIS PARA O ENSINO MÉDIO	13
3.2 EXPERIMENTAÇÕES NA ESCOLA	14
3.3 ESTRUTURA DAS ESCOLAS	14
3.4 ESCOLHA DAS FERRAMENTAS NO ENSINO DE QUÍMICA E SUAS POSSIBILIDADES.	16
3.5 ÁCIDO-BASE	16
3.5.1 Teoria ácido-base de Arrhenius	17
3.5.2 Conceito de Bronsted-Lowry	17
3.5.3 Teoria de Lewis.....	18
3.6 A ESCALA DE pH	19
3.6.1 A auto-Ionização da água.....	19
3.6.2 Peagâmetro (pHmetro)	19
3.7 INDICADORES DE ÁCIDO-BASE	20
3.8 ANTOCIANINA NAS FLORES	22
3.8.1 Extração da antocianina	26
3.9 ESPECTROSCOPIA NA REGIÃO ULTRAVIOLETA/VISÍVEL (UV-Vis)	26
4. METODOLOGIA	31
4.1 MATERIAIS UTILIZADOS	31
4.2 PROCESSO DE EXTRAÇÃO DE ANTOCIANINAS COMO INDICADORES ÁCIDO- BASE	32
4.3 CONSTRUÇÃO DE PAPÉIS INDICADORES ÁCIDO/BASE	34
4.4 CARACTERIZAÇÃO DO PRINCÍPIO ATIVO PRESENTE NAS FLORES	36
5. RESULTADOS E DISCUSSÕES	36
6. CONCLUSÃO	49
REFERÊNCIAS	50

1. INTRODUÇÃO

No decorrer da formação acadêmica se adquire experiências através críticas construtivas em razão do ensino tradicional que é considerado insatisfatório pelo corpo docente e discente das escolas. Na condução deste ensino é observado que durante as aulas, o professor explana o conteúdo de acordo com a ementa da disciplina, permitindo o aluno a participação de ouvinte, facultando o estímulo do aluno em adquirir o conhecimento, que gera a falta de interesse e dificuldade no aprendizado.

Neste contexto a química é vista como umas das matérias explanadas rica em informações a serem decoradas e fórmulas com aplicação de valores determinados, impossibilitando a percepção que a química é uma ciência de investigação. Portanto o professor é visto como o principal responsável por despertar o interesse nos alunos pela disciplina, começando a partir do planejamento das suas aulas, tendo as possibilidades de contextualização com o cotidiano, experimentação e outras diversas ferramentas.

A abordagem tradicional tem a possibilidade de ser substituída por abordagem construtiva, segundo Carretero (1997), a teoria descreve que o indivíduo não é um mero produto do meio ou disposições interior, mas, uma construção diária que envolve ambos.

O experimento é uma ferramenta que possibilita interagir com a turma e permite que os alunos tenham experiências pessoais com a ciência em prática.

A produção de materiais acessíveis para experimento, é um ponto facilitador ao planejamento de aula, pois não exige estrutura de laboratório e materiais específicos para colocar o planejamento em prática.

2. OBJETIVOS

2.1 Objetivo GERAL

Investigar e caracterizar o princípio ativo de flores na construção de escalas de pH.

2.2 Objetivos ESPECÍFICOS

O objetivo geral será alcançado por meio das seguintes ações:

- Investigar a funcionalidade do extrato das flores sendo utilizado como indicador ácido-base;
- Levantamento das cores identificadas no extrato de acordo com o pH;
- Utilizar a espectroscopia na região do ultra-violeta/visível para a identificação do princípio ativo;
- Utilizar os extratos das flores na produção de fitas indicadoras de pH.

3 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

3.1 PARÂMETROS CURRICULARES NACIONAIS PARA O ENSINO MÉDIO

No planejamento de disciplina o que é inserido para ser transmitido na sala de aula necessita ser adequado aos Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM), que tem uma específica organização, nomeada de temas estruturadores, e subdivididos em unidades temáticas que descreve estratégias para não permanecer no ensino tradicional.

“Tendo em vista as práticas tradicionalmente adotadas na escola média brasileira, o que está sendo proposto depende de mudanças de atitude na organização de novas práticas. Por isso, além da proposição de temas estruturadores para o trabalho de cada disciplina, procura-se esboçar algumas sugestões de diferentes formas e estratégias de se conduzir o aprendizado.” (BRASIL, 1997).

Na química o desafio de mudança do ensino tradicional tem como material as ferramentas que transmitem os conhecimentos da ciência de forma significativa e compreensível, entre as diversas possibilidades se tem a experimentação que é uma das mais almejadadevido ter efeitos audiovisuais que despertam o interesse dos alunos através da curiosidade, diversos experimentos para os assuntos dos planos de disciplina em química atingem objetivos importantes para a aprendizagem. Como descrito:

“Merecem especial atenção no ensino de Química as atividades experimentais. Há diferentes modalidades de realizá-las como experimentos de laboratório, demonstrações em sala de aula e estudos do meio. Sua escolha depende de objetivos específicos do problema em estudo, das competências que se quer desenvolver e dos recursos materiais disponíveis. Qualquer que seja o tipo, essas atividades devem possibilitar o exercício da observação, da formulação de indagações e estratégias para respondê-las, como a seleção de materiais, instrumentos e procedimentos adequados, da escolha do espaço físico e das condições de trabalho seguras, da análise e sistematização de dados.” (BRASIL, 1997).

Por isso, o professor pode almejar aplicações na sala de aula que favoreçam a mudança no ensino com novas possibilidades iniciadas pelo mesmo.

3.2 EXPERIMENTAÇÕES NA ESCOLA

Os estudantes de ensino médio aprendem a ciência como se um bom rendimento é decorar as fórmulas e leis, fixando a ideia de que não há nenhuma possibilidade de questionamento e discussão, como dito por Goulart.

“Mas certamente esta não é a Ciência apresentada na Escola, que é anacrônica, fragmentada em pacotes fechados á argumentação, ao questionamento e à dúvida, procedimento através do qual teorias e leis científicas passam a ser divulgadas como se fossem dogmas, ou então como se fosse mágica, surgida “do nada”, ou da manga dos cientistas.” (Goulart, 2005)

A missão dos professores é tornar o estudante um ser investigador, com ferramentas que geram questionamentos e hipóteses para obter respostas, sendo assim, possibilitará o que conhecimento seja significativo.

Como proposto nos Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio, em suas palavras:

“Ela está presente e deve ser reconhecida nos alimentos e medicamentos, nas fibras têxteis e nos corantes, nos materiais de construção e nos papéis, nos combustíveis e nos lubrificantes, nas embalagens e nos recipientes.” (BRASIL, 1999)

A execução que remete a aprendizagem significativa pode ser derivada de estratégias como experimentação, estudos de meios, diversificação de materiais ou recursos didáticos, uso de tecnologia e/ou projetos. Entre tantas possibilidades citadas e conhecendo os benefícios da experimentação para a educação na ciência química, a comunidade escolar se desperta a inseri-la na escola, projetando estruturas e materiais para laboratório.

3.3 ESTRUTURA DAS ESCOLAS

O ensino tem sido pautado com discussões que abordam a insatisfação dos professores e estudantes devido à aplicação de um ensino tradicional como descrito por Carneiro:

“O método tradicional de ensino/aprendizagem centra-se no ato de transferir conhecimento. Considera o professor visto como portador de conhecimentos que devem ser repassados aos alunos, que, por

sua vez, devem decorá-los para logo serem conferidos pelo professor.” (Carneiro, 2012).

Com isso a escola tem sido menosprezada quando se ocorre baixa qualidade de ensino, falta de capacitação satisfatória para perspectiva que necessitam de aprendizagem exigida no âmbito escolar.

O conhecimento não se transfere sem nenhuma finalidade, é preciso ao menos demonstrar que se está contido no cotidiano podendo se considerar significativo na concepção dos alunos, determinado como abordagem construtivista.

Segundo Carretero (1997), a abordagem construtivista é:

“A teoria ou o conjunto de teorias que mantém que o indivíduo não é um mero produto do meio, nem um simples resultado de suas disposições interiores, mas uma construção própria que vai se produzindo dia-a-dia como resultado da interação entre esses dois fatores. Em consequência, segundo a posição construtivista, o conhecimento não é uma cópia da realidade, mas uma construção do ser humano.”

Na tabela1 abaixo pode se comparar as duas abordagens de ensino:

ABORDAGEM TRADICIONAL	ABORDAGEM CONSTRUTIVISTA
Enfoque no professor	Enfoque no aluno
Enfoque no conteúdo	Enfoque na construção individual de significados
A mente do aluno funciona como uma “tabula rasa”	Os conhecimentos prévios são considerados para a construção da aprendizagem
O aluno é receptor passivo de conhecimento	O aluno possui controle e autonomia sobre sua aprendizagem
Prioriza a memorização	Habilidades e conhecimentos são desenvolvidos de acordo com o contexto que o aluno está inserido

Tabela1: Diferença entre abordagem tradicional e construtivista

FONTE: CARRETERO, 1997.

As mudanças são realizadas lentamente como:modificações na formação dos novos professores tendo conhecimento das diversas possibilidades de ensino e o êxito que se tem encontrado com estes, e ações que demonstrem as alternativas no ensino da ciência mesmo considerada complexa e problemática devido a tradição.

Sabe-se que as escolas não possuem as mesmas estruturas, portanto é importante adequar o planejamento para situações que se encontram, de forma que alcance os alvos almejados no ensino escolar, como descrito: “As escolas que, em diferentes ambientes e condições, estão construindo novos e bem-sucedidos paradigmas educacionais não são necessariamente as mais ricas, nem as mais bem-equipadas. O que as distingue é a

sintonia entre os professores, alunos e comunidade...”. (BRASIL, 1997). Sendo assim, um desafio para comunidade escolar a se adequar e atingir expectativas no ensino, com estratégias viáveis a condição encontrada na escola.

3.4 ESCOLHA DAS FERRAMENTAS NO ENSINO DE QUÍMICA E SUAS POSSIBILIDADES.

Quando se almeja a ferramenta sendo a experimentação, os fatores de custo, local apropriado, acesso aos materiais necessários e outros, são percebidas como algumas dificuldades nesses pontos abordados acima e se tornam justificativa na escassez da experimentação presente no ensino das ciências, principalmente na química que tem uma vasta quantidade de atividades práticas que podem ser aplicadas, mas que não são executadas.

Um assunto da disciplina de química que se aborda com diversas contextualizações é ácido-base, mas que muitas vezes o professor se prende a contextualizar com experiências vivenciadas pelos alunos e algumas informações já catalogadas abordando, por exemplo, o pH no corpo humano.

Devido a isto, um dos mecanismos é a atualização do material de baixo custo, que funciona como uma alternativa que tem alguns pontos positivos, pois pode se utilizar materiais acessíveis do nosso cotidiano, que não exige estruturas e materiais específicos como laboratório e reagentes de grande pureza, sendo assim, não se perde a possibilidade de gerar o estímulo nos estudantes. Segundo Bueno “A atividade experimental deve oferecer condições para que os alunos possam levantar e testar suas ideias e suposições sobre os fenômenos científicos que ocorrem no seu entorno.”e gera a finalidade da experimentação.

3.5 ÁCIDO-BASE

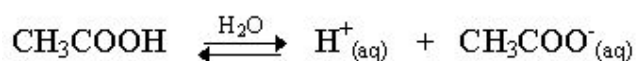
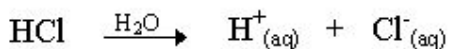
As informações sobre ácido e base são diversas pois, é um assunto abordado na ciência por muitos anos e que envolve diversas teorias, algumas são abordadas ao nível de ensino médio, sendo estas citadas abaixo:

- Teoria ácido-base de Arrhenius
- Conceito de Brosted-Lowry
- Teoria de Lewis

3.5.1 Teoria ácido-base de Arrhenius

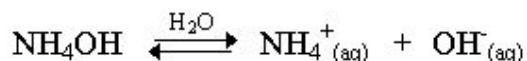
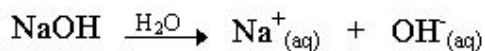
Segundo MAHAM (1995), a teoria de dissociação de Arrhenius desenvolvida entre 1880 e 1890 aborda a atividade química e a condutividade elétrica das soluções classificadas como ácido e base, sendo considerado ácido os processos reversíveis dos mesmos íons, contendo entre eles o íon (H^+) e base as quais produziram o íon hidroxila (OH) em solução.

De modo geral, as equações 1 e 2 descrevem a ionização e a dissociação que ocorrem com substâncias em meio aquoso; entre estas substâncias temos os ácidos e as bases:



Equação 1: Ionização de ácido na teoria de ácido-base de Arrhenius

FONTE: <https://www.infoescola.com/quimica/neutralizacao-ionizacao-e-dissociacao-de-acidos-e-bases/>



Equação 2: Dissociação de base na teoria de ácido-base de Arrhenius.

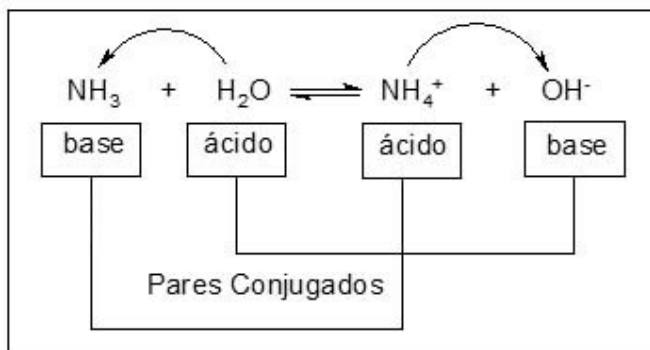
FONTE: <https://www.infoescola.com/quimica/neutralizacao-ionizacao-e-dissociacao-de-acidos-e-bases/>

A teoria de Arrhenius só abordava alguns casos e, necessariamente, deveria haver a presença da água. Com os diversos estudos sobre outras definições, surgiram outras características das substâncias que se enquadram como ácido-base, sem haver a presença do meio aquoso.

3.5.2 Conceito de Bronsted-Lowry

Ainda segundo MAHAN (1995), o conceito ácido-base de Bronsted e Lowry afirma que um ácido é a espécie que tem a capacidade de doar um próton (H^+), e uma base, é a

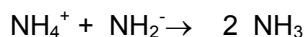
espécie que tem a capacidade de receber um próton (H^+). Se tem como exemplo a ionização da amônia em meio aquoso que descrito pela Equação 3:



Equação 3: Ionização de base no conceito de Bronsted-Lowry

FONTE: <http://quimica-dicas.blogspot.com/2010/06/teoria-de-bronsted-lowry-para-acidos-e.html>

A amônia é um exemplo de substância que não se encaixa a teoria de Arrhenius mas, os conceitos de Bronsted-Lowry determinam que uma molécula para ser uma base, não deve haver, necessariamente, a presença de água, como mostrado na Equação 4.



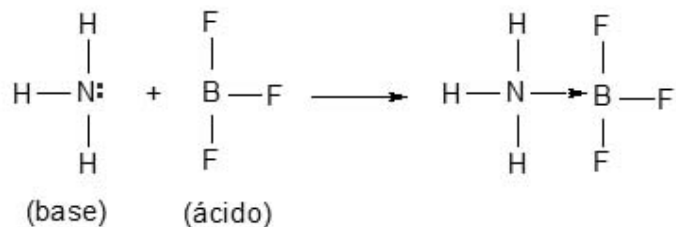
Equação 4: Processo ácido-base no conceito de Bronsted-Lowry.

FONTE: Própria autor

Mas em solução aquosa, a teoria de Arrhenius não difere dos conceitos de Bronsted-Lowry.

3.5.3 Teoria de Lewis

Segundo MAHAM (1995), na teoria de Lewis se determina as bases de Lewis por substância que reage não apenas com um próton mas, também, com qualquer outro receptor de elétron, o qual é denominado ácido de Lewis. Com isso a reação ácido-base de Lewis acontece porque uma base de Lewis tem disponível elétrons que podem ser compartilhados com um ácido de Lewis. A Figura 5 ilustra a teoria de Lewis:



Equação5: Ilustração da teoria de Lewis

Fonte: <http://grupodquimica.blogspot.com/2010/06/teoria-de-lewis-para-acido-base.html>

Tem-se como exemplo a amônia, onde o nitrogênio (N) contém um par de elétron, que caracteriza pela teoria ser uma base, e o trifluoreto de boro, tem o boro (B) com disponibilidade de receber o par de elétron, um ácido.

3.6 A ESCALA DE pH

Nas soluções, as concentrações de H^+ frequentemente são pequenas, por isso, se expressa a concentração de H^+ sendo o negativo do logaritmo decimal de sua concentração molar, que se é definido como pH e descrito a fórmula em $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$. Outras concentrações podem ser determinadas como por exemplo o pOH.

3.6.1 A auto-íonização da água

Segundo, MAHAN (1995), a água age como um ácido e uma base, que se expressa na equação $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$, e aplicando a uma expressão de constante de equilíbrio K_w , que é a constante do produto iônico da água, se tem $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ com o valor de $1,00 \times 10^{-14}$ à 25°C , quando as concentrações são mol por litro. Em uma solução neutra, por definição, tem-se a mesma concentração de H_3O^+ e OH^- . Então se:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \text{ e } [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7,00$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$$

Então se pode determinar o valor de pOH pela subtração do valor do pH.

3.6.2 Peagâmetro (pHmetro)

O peagâmetro, que é o equipamento adequado para medição de pH, contém um eletrodo de referência, um eletrodo indicador e um dispositivo eletrônico para medir o

potencial entre os eletrodos; a temperatura é medida por um termômetro, o termopar que está contido junto com o pHmetro como descrito por FRAGA(2002). Figura 1.



Figura 1: Instrumento peagâmetro

FONTE:<https://www.marcamedica.com.br/phmetro-de-bancada-para-ehc-etanol-hidratado-combustivel>

O equipamento necessita calibrar para confiabilidade da análise, seguindo as etapas de calibração, que são lavar os eletrodos com água destilada, imergir em uma solução tampão de pH ácido (4,0) e identificar o mesmo resultado que consta no rótulo da solução, lavar novamente os eletrodos com água purificada, repetir o mesmo procedimento com os eletrodos em uma solução com o pH neutro(7,0) e pH alcalino (10,0), e confirmando o pH informado na solução.

3.7 INDICADORES DE ÁCIDO-BASE

MAHAN (1995) descreve que os indicadores são influenciados pela concentração de H_3O^+ , que assim determina o pH em solução, os ácidos fracos com as bases conjugadas e as bases fracas com os ácidos conjugados variam em determinadas cores de acordo com o pH. Temos como exemplo o indicador vermelho de fenol que varia nas cores amarelo (ácido) e vermelho (base). Figura 2.

A cor da solução dependerá da concentração de H_3O^+ , em concentração $[HIn] \gg [In^-]$, a coloração é amarela em baixa concentração, $[In^-] \gg [HIn]$ a coloração é vermelha.

Existe uma limitação na detecção das cores pelo olho, somente na faixa 0,1 a 10 da razão entre $[In^-]$ e $[HIn]$. No caso deste indicador:

$\frac{[In^-]}{[HIn]} = 0,1$ solução é de coloração amarela;

$\frac{[In^-]}{[HIn]} = 1$ solução é de coloração alaranjada;

$\frac{[In^-]}{[HIn]} = 10$ solução é de coloração vermelha;

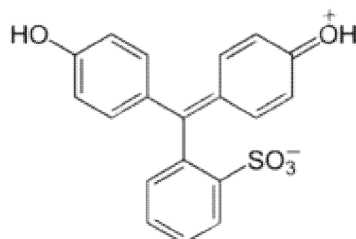


Figura 2: Indicador vermelho de fenol [HIn]

FONTE: <https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/aula-experimental-sobre-indicador-acido-base.htm>

Cada indicador tem um intervalo de pH, este intervalo determina o quantitativo do pH em que ocorre a mudança de cor. Pode-se observar a faixa de pH de alguns indicadores ácido-base na Figura3:

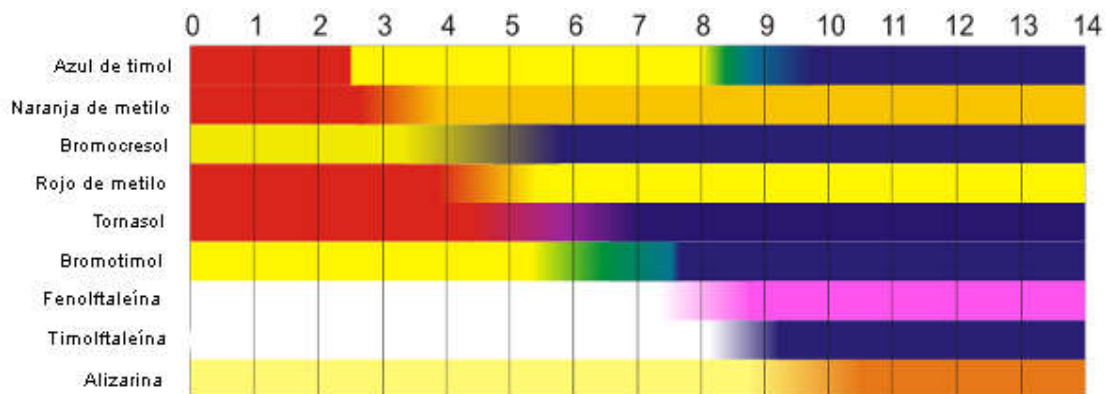


Figura 3: Faixa de pH de indicadores

FONTE: <https://noic.com.br/aula-5-titulacoes/>

Os indicadores por possuírem diferentes estruturas químicas, alteram suas cores em faixas diferentes do pH. O indicador ideal deve mudar de cor de forma menos gradativa possível frente a adição do titulante e variação de pH na região do ponto de equivalência, de forma intensiva.

3.8 ANTOCIANINA NAS FLORES

A cor é umas das qualidades avaliadas nos produtos naturais com influência estética, e as substâncias responsáveis pelacoloração são da classe dos flavonoides. Os flavonoides englobam um grupo de numerosos pigmentos fenólicos e são os principais responsáveis pelas cores e tons azul, vermelho e amarelo de numerosas flores, frutas e folhas (BOBBIO et al, 2001). Figura 4.

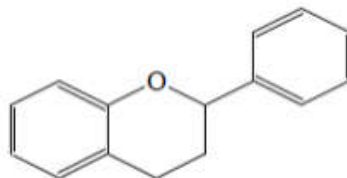


Figura 4: Estrutura básica dos flavonoides

FONTE: FERREIRA, 2013.

O flavonoide tem na sua estrutura básica dois anéis aromáticos ligados por um anel heterocíclico oxigenado contendo três carbonos. Se pode observar a estrutura química dos principais flavonoides naFigura 5:

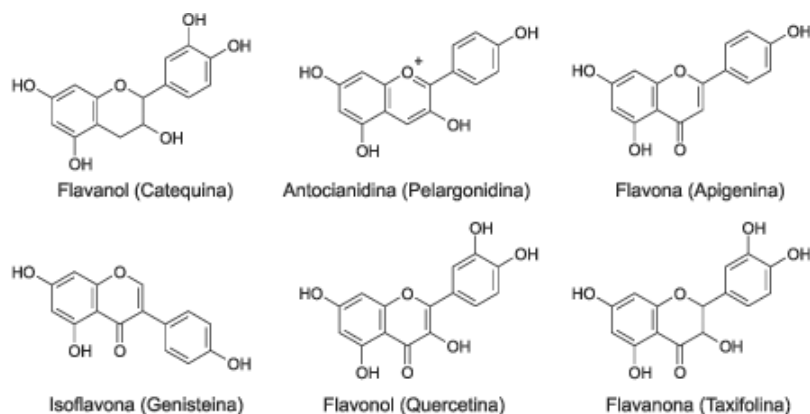


Figura 5: Estrutura dos principais flavonoides

FONTE: FERREIRA,2013.

Os flavonoides estão contidos em três grupos, antocianinas das cores azul e vermelho, as antoxantinas das cores amareladas e leucoantocianidinas ou proantocianidinas compostos incolores resultantes de duas ou mais moléculas de agliconas das antocianinas quando hidrolisadas em meio ácido (BOBBIO et al, 2001).

Segundo, MERKEN e BEECHER (2000), a família dos flavonoides é identificada em mais de 8000 tipos. Os flavonoides são organizados nas subclasses: flavonóis, flavonas, flavanóis, flavanonas e antocianinas, representadas na Figura 6. (VOIP et al., 2008).

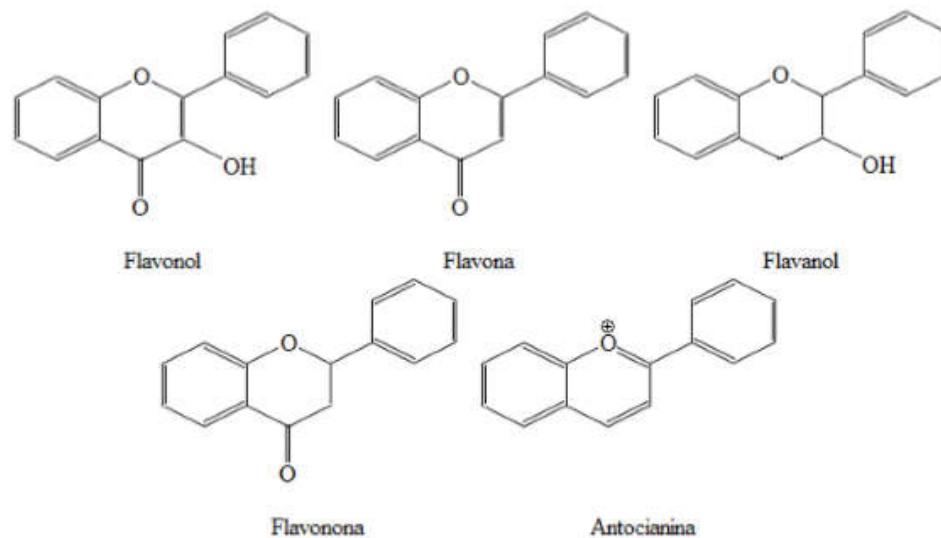


Figura 6: Estrutura básica de subclasses dos flavonoides

FONTE: FERREIRA, 2013.

Entre os flavonoides, as antocianinas compõem o maior grupo de pigmentos solúveis em água do reino vegetal e são encontradas em maior quantidade nas angiospermas (BRIDLE; TIMBERLAKE, 1997).

A cor é exibida por meio da ressonância do íon flavílio que gera a intensidade da cor, porque as duplas ligações conjugadas presentes nesses compostos fazem com que absorvam fortemente na região de 500-600 nm (PATRAS et al., 2010). Por serem solúveis em água e sensíveis ao calor, na maior parte das vezes, apresentam-se glicosiladas, auxiliando a estabilização da molécula e facilitando a solubilidade (TEIXEIRA et al, 2008). As diferenças estruturais entre essa classe de flavonoides são o número de hidroxilas, a natureza e o número de açúcares ligados à estrutura flavílio, ligantes alifáticos ou carboxilatos aromáticos no açúcar da molécula e a posição dessas ligações (VILLIERS et al., 2009).

Existem dois tipos de pigmentos: o glicosilado (antocianinas) e o não glicosilado (antocianidinas ou aglicona). Os pigmentos pertencentes ao primeiro grupo são representados pelos açúcares D-glicose, D-ramnose, D-galactose, D-xilose, rutinose e arabinose, e pelos ácidos fenólicos como o p-cumárico, o cafêico e o ferrúlico (TIMBERLAKE et al, 1980).

As variações das antocianinas contêm mais de 500 tipos diferentes e 23 antocianidinas sendo 6 mais comuns.

As antocianinas são altamente instáveis e muito aptas à degradação, apresentam resistência individualizada aos efeitos dos agentes de degradação em razão das diferentes estruturas existentes (CASTAÑEDA-OVANDO et al., 2009). O mecanismo exato de degradação ainda não é bem estabelecido; entretanto, acredita-se que a quebra de ligações covalentes por oxidação esteja envolvida (PATRAS et al., 2010).

Naturalmente a coloração das antocianinas é diretamente influenciada pela substituição dos grupos hidroxila e metoxila na molécula. Incrementos no número de grupos hidroxila tendem a tornar a coloração azulada. Na direção contrária, incrementos no número de grupos metoxilas aumentam a intensidade do vermelho (LÓPEZ et al., 2000).

A estabilidade da cor de antocianinas é dependente da estrutura e da concentração dos pigmentos, além de fatores como o pH, a temperatura e a presença de oxigênio (LOPES et al., 2007).

O principal diferencial das antocianinas dos outros flavonoides é que absorvem fortemente na região visível do espectro. As plantas que contêm antocianinas, em solução aquosa apresentam diferentes estruturas em função do pH, pois o pH interfere na estabilidade da antocianina, podendo variar a cor. Em soluções ácidas, a antocianina é vermelha, mas com o aumento do pH a intensidade de cor diminui. Em solução alcalina, a cor azul é obtida, porém é instável (MAZZA, 1987). E Jackman et al, 2002, observou a alteração do azul para amarelo, as variações estruturais podem ser observadas na Figura 7:

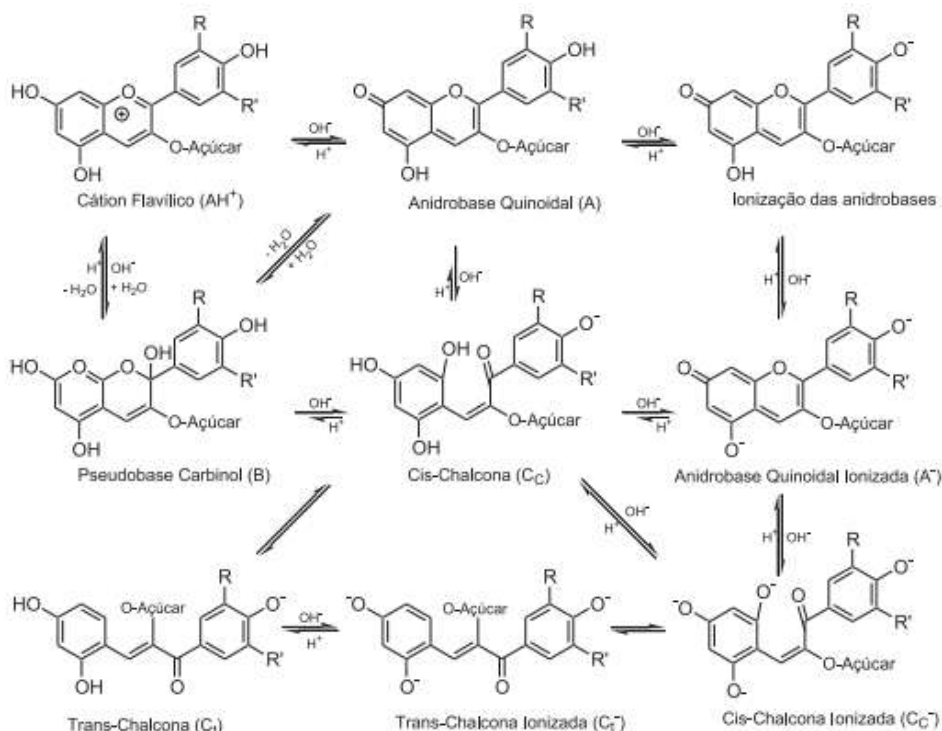


Figura 7: Diferentes estruturas de antocianinas em função do pH.

FONTE: FERREIRA, 2013.

As antocianinas são mais estáveis em meio ácido e podem ser encontradas em quatro diferentes formas químicas quando em solução aquosa: cátion flavílio, base quinoidal, pseudobase carbinol e chalcona (YANG et al., 2008).

Como descrito, as variações de cores estão contidas na Tabela 2:

Escala de pH	Cor	Estrutura predominante
1 – 2	Avermelhada	Cátion flavílico (AH ⁺)
2 – 6	Incolor	Pseudobase carbinol (B)
6 – 9	Azul	Cis-chalcona (C _c) e Anidrobases Quinoidais Ionizadas (A')
9 – 14	Amarela	Trans-Chalcona (C _t) Chalconas ionizadas (C _t ⁻) e Cis-Chalcona Ionizada (C _c ⁻)

Tabela 2: Relação do pH, a cor e a estrutura predominante da antocianina.

FONTE: Próprio autor

A temperatura se agrega aos fatores que alteram as antocianinas. A solução de antocianina é mais degradada em temperatura superior a ambiente (25°C), estando em ácido tânico e é acentuado com o aumento do pH (STRINGHETA, 2000).

Segundo BOBBIO (2001), o aquecimento forma outros compostos com cor castanho-marrom principalmente na presença de oxigênio.

A copigmentação intermolecular entre antocianinas, juntamente com outros compostos, produz um aumento na intensidade da cor e um deslocamento no comprimento máximo de absorção. Vários compostos atuam como copigmentos de antocianinas, tais como: aminoácidos, ácidos orgânicos, flavonoides, alcaloides (MAZZA et al, 1987).

Segundo Stringheta (2000) o aumento de ácido tânico é proporcional a estabilidade das antocianinas, diminuindo a degradação, com isso, não é isolado a influência do pH na estabilidade, pois os efeitos de copigmentação estabilizam por fatores físico-químicos.

A luz interfere na degradação da antocianina, como determina Stringheta (2000), a antocianina do capim gordura sofreu efeito destruidor da luz.

A presença de metais segundo Castañeda (2009) também tem influência; os metais formam quelatos juntos aos íons flavílio ou íons metálicos. Os íons metálicos associados às antocianinas conferem grande quantidade de cores e tons a esses compostos (MAZZA, 1990). Cátions de alumínio, ferro e outros metais ligados a antocianina formam produtos insolúveis, sendo as antocianinas livres mais estáveis aos fatores calor, pH e oxigênio (BOBBIO; BOBBIO, 1995). Segundo Stringheta (2000), acrescentar íons de Fe^{+3} , reduz a absorvância, mas, se adicionado o ácido tânico (pH=2) ocorre pouca alteração do Fe^{+3} e o acréscimo de Cu^{+2} altera o espectro das antocianinas na região do espectro visível.

A presença de oxigênio é significativa devido a oxidação direta ou indireta da antocianina. (JACKMAN et al, 1992). Segundo Daravingas e Caim (1968) o oxigênio pode ser substituído por nitrogênio aumentando a estabilidade da antocianina.

3.8.1 Extração da antocianina

As antocianinas têm características químicas para extração, são moléculas polares porque sua estrutura contém, ligados aos anéis aromáticos, hidroxilas, carboxilas, metoxilas e glicosilas residuais, por isso, são mais solúveis em água.

Estas características ajudam na extração e separação das antocianinas (HARBORNE e GRAYER, 1988). Solventes alcoólicos, como metanol e etanol, são os mais utilizados (STINTZING et al., 2002).

O uso de solventes ácidos para a extração deve ser cauteloso, pois excesso de ácido pode levar à formação de antocianidinas e outros flavonoides por hidrólise. Em estudos quantitativos, a hidrólise das antocianinas poderia gerar resultados superestimados da quantidade total de antocianinas presentes na espécie estudada, principalmente se o método de análise empregado for espectrofotométrico por quantificar somente antocianinas totais (REVILLA, 1998).

Segundo a INETI (1994), o processo usa água acidificada com ácido cítrico (pH 1,0 a 3,0) para extração, junto com uma etapa intermediária de tratamento enzimático por 24 horas à temperatura ambiente reduzindo o teor de açúcares, seguido de filtração e/ou centrifugação para eliminar as impurezas sólidas e concentração a pressão reduzida (secagem em spray dryer). O extrato purificado apresenta um teor de açúcares inferior a 1%.

3.9 ESPECTROSCOPIA NA REGIÃO ULTRAVIOLETA VISÍVEL (UV-Vis)

A química, com o auxílio da tecnologia, pode avançar nas determinações das substâncias encontradas no ambiente ou até mesmo detectar a formação de novas substâncias. “A espectroscopia no UV-Vis é um conjunto de recursos que nos permite identificar a estrutura das moléculas que constituem algumas substâncias. Atualmente existem tecnologias estáotecnologias tão avançadas que se torna possível descrever com precisão a estrutura exata de uma molécula.” (PAVIA, 2010). O princípio de funcionamento parte da detecção da absorção de energia em determinados comprimentos de onda, partindo da aplicação de feixeseletromagnéticos, transformando os dados em espectros e estes são analisados para determinar as estruturas de moléculas.

Os feixes de ondas eletromagnéticas podem ser aplicados, mais comumente, nas três subdivisões de faixa, ultravioleta, visível e infravermelho, indicadas na figura 8:

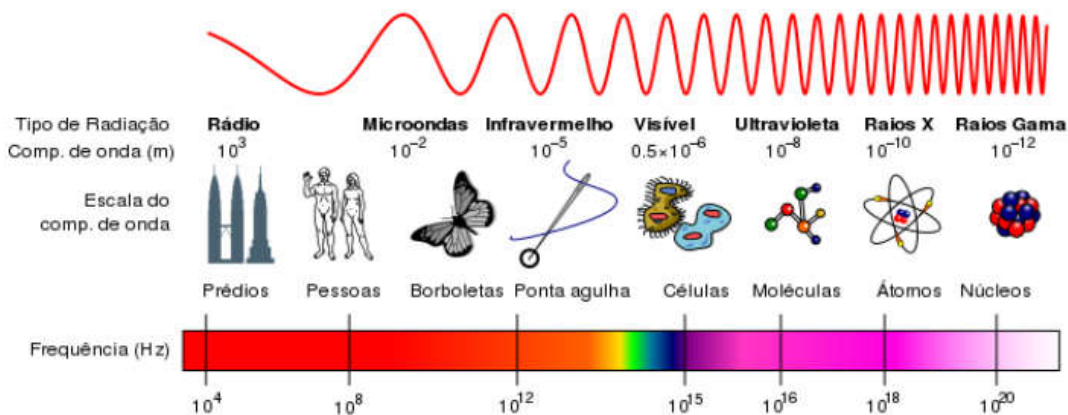


Figura 8: Faixa do espectro eletromagnético

FONTE: <https://pt.khanacademy.org/science/9-ano/materia-e-energia-9-ano/ondas-eletronicas/a/o-espectro-eletronicas>

O comprimento de onda é inversamente proporcional a frequência e energia, portanto observa-se na figura 8 na ordem de maior ou menor comprimento de onda a faixa do infravermelho, visível e ultravioleta. A faixa UV (ultravioleta) se subdivide em próximo (400-300nm), afastado (300-200 nm) e no vácuo (200 nm). “A luz UV é produzida em alguns processos que geram transição da luz visível em átomos, no qual, um elétron de um estado de alta energia retorna para um estado energético de menor energia.” (PAVIA, 2010). Com a aplicação da luz UV a absorção molecular depende da sua estrutura eletrônica da molécula, a energia absorvida é quantizada e conduz à passagem de elétrons de orbitais do estado fundamental para orbitais de maior energia em um estado excitado com isso, pode-se reconhecer grupos característicos em moléculas.

A espectroscopia no UV-Vis fornece informações sobre as substâncias com ligações duplas conjugadas. A luz ultravioleta e a luz visível possuem apenas energia suficiente para provocar transições eletrônicas. Dependendo da energia necessária para a transição

eletrônica, a molécula absorverá a luz ultravioleta ou a luz visível. Se ela absorve a luz ultravioleta, um espectro de UV é obtido, se ela absorve luz visível, um espectro visível é obtido. Assim, quando uma molécula absorve luz em um comprimento de onda adequado e um elétron é promovido para um orbital molecular de mais alta energia, a molécula está então em um estado “excitado”. Na Figura 9, tem-se as energias relativas de tipos de orbitais moleculares como, ligantes, não-ligantes e antiligantes.

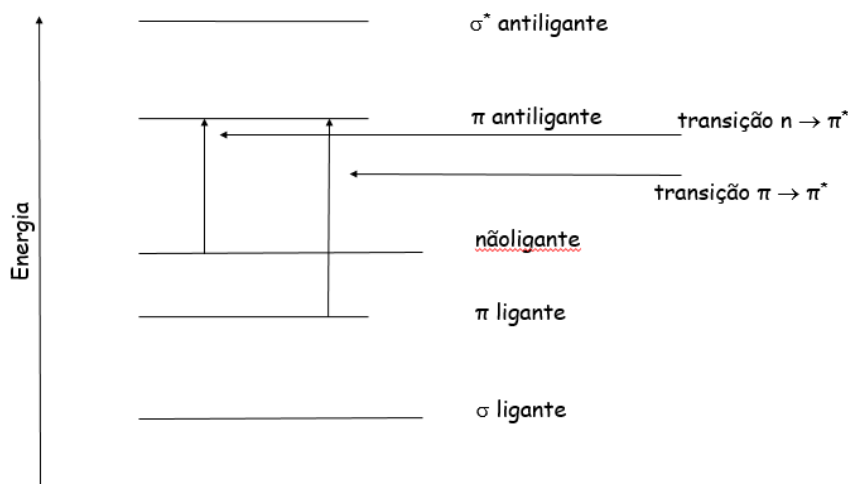


Figura 9: Energia relativa de orbitais moleculares.

Fonte: próprio autor

Quando se aplica luz na região do ultravioleta ou do visível, a energia é suficiente para promover apenas as duas transições eletrônicas mostradas na Figura 9, conhecidas como $n \rightarrow \pi^*$, de menor energia e $\pi \rightarrow \pi^*$, de maior energia. Então, apenas substâncias que contenham elétrons π podem produzir espectros no UV-Vis.

Santos, descreve o processo da passagem da luz que “Quando um feixe de luz monocromática atravessa uma solução com moléculas absorventes, parte da luz é absorvida pela solução e o restante é transmitido. A absorção de luz depende basicamente da concentração das moléculas absorventes e da espessura da solução – caminho óptico.”

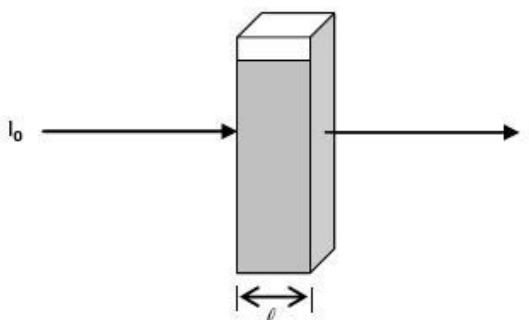


Figura 10: Esquema demonstrando o caminho óptico

FONTE: PAVIA, 2010.

Na Figura 10, o vetor “ i_0 ” é o feixe de luz incidente, “ i ” representa o feixe de luz transmitido após a solução absorver uma parte da luz incidente e o “ l ” é a espessura da solução ou caminho óptico.

A espectroscopia de absorção na região do ultravioleta-visível (UV/VIS), o material analisado absorve a radiação eletromagnética de comprimento de onda de 200 a 780 nm, e este tipo de radiação permite transições eletrônicas, devido a forma como os elétrons são distribuídos em níveis de energia.

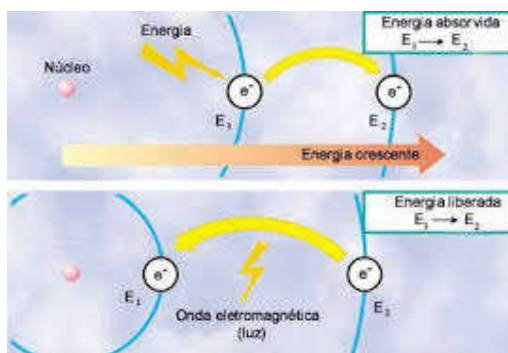


Figura 11: Transição eletrônica

FONTE: <http://www.emdialogo.uff.br/content/identificacao-de-atomos-por-suas-ondas-propriedades-das-ondas-e-interacao-com-o-corpo-humano>

A Figura 11, ilustra o processo de transição eletrônica, e o elétron se encontra em um nível menos energético e recebe energia, partindo para um nível posterior mais energético, após isso, tem-se o retorno do elétron ao estado fundamental e a emissão da energia recebida na forma de luz, para essa absorção de energia é necessário ao menos um grupo funcional insaturado que possua orbitais moleculares π .

Para quantificar a energia é através da equação:

$$E = h \cdot \nu$$

E: energia

h: constante de Planck

ν : frequência

Nas moléculas, os grupos funcionais que apresentam elétrons π , são chamados de cromóforos que determinam o comprimento de onda de máxima absorção, como descrito na Tabela 3:

Cromóforos	Sistema	λ máximo
Aldeído	-CHO	210
		280-300
Amino	-NH ₂	195
Brometo	-Br	208
Carbonila	=C=O	195
		270-285
Carboxila	-COOH	200-210
Dissulfeto	-S-S	194
		255
Éster	-COOR	205
Éter	-O-	185
Nitro	-NO ₂	210
Nitroso	-NO	302
Tiocarbonila	=C=S-	205
Tioeter	-S-	194
		215
Tiol	-SH	195

Tabela 3: Bandas de absorção eletrônica dos cromóforos

FONTE: PAVIA, 2010.

Quando analisados, os cromóforos são determinados através das bandas de absorção pelos parâmetros da posição e intensidade, absorbância é o $\log 1/T$ permite a obtenção de espectro linear, exemplo de espectro de eletrônico de absorção no UV/VIS da acetona (Figura 12).

Como a acetona tem tanto elétrons π como elétrons livres, são detectadas duas bandas correspondentes às transições $\pi \rightarrow \pi^*$ em 190 nm (de maior energia) e $n \rightarrow \pi^*$ em 270 nm (de menor energia).

Como na estrutura das antocianinas tem-se anéis aromáticos e também duplas ligações isoladas, a espectroscopia na região do ultravioleta/visível torna-se uma técnica adequada para análise dessas substâncias.

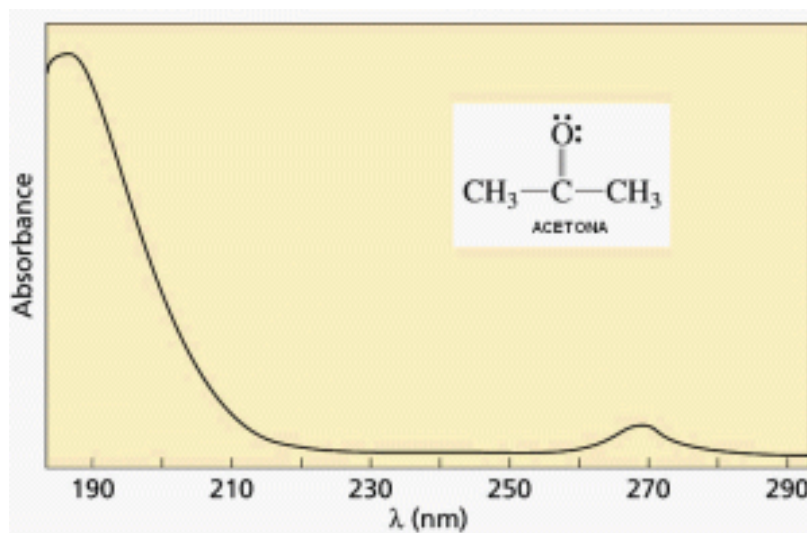


Figura 12: Espectroeletrônico de absorção no UV/VIS da acetona

Fonte: PAVIA, 2010.

4. METODOLOGIA

4.1 MATERIAIS UTILIZADOS

Para o desenvolvimento do papel indicador ácido-base foram utilizados extratos com flores e folhas que possuem efeitos visuais na presença de ácido e/ou base, e papel filtro como meio para aplicação do extrato. As flores escolhidas foram tomadas ao acaso e testadas com relação a mudança de cor na presença de ácido e base.

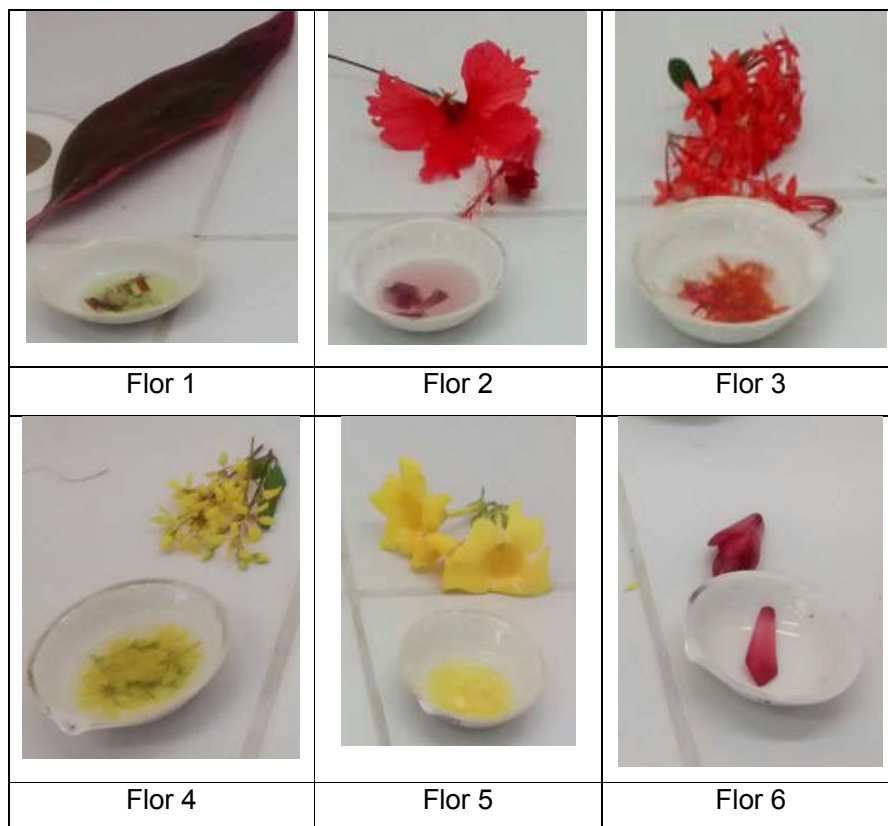


Figura 13: Flores utilizadas para extração.

FONTE: Próprio autor.

4.2 PROCESSO DE EXTRAÇÃO DE ANTOCIANINAS COMO INDICADORES ÁCIDO-BASE

O desenvolvimento do projeto foi realizado no laboratório de química do curso de Licenciatura em Química do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia (IFPB) campus João Pessoa e no laboratório Interdisciplinar de Caracterização e Desenvolvimento de Nanomateriais (LANANO) também do IFPB campus João Pessoa, com a duração de quatro meses de preparação e análise do material idealizado como uma fita de indicação de pH de soluções com a sua produção de baixo custo.

A produção partiu da coleta de amostras de flores em locais que possibilitaram variedades de espécies, tendo observado a semelhança existente entre os locais, se escolheu o local mais próximo para locomoção, sendo o próprio IFPB.

No laboratório de química com as flores coletadas, o extrato foi obtido com o auxílio do pistilo e almofariz adicionando 50 mL da solução de ácido clorídrico (HCl 0,1 mol/L) por um período de 1 minuto em 1 g de cada flor e observado a cor em meio ácido e realizado o mesmo procedimento de extração, diferenciando que a solução adicionada é 50 ml de

hidróxido de potássio (KOH 0,1 mol/L) por mesmo período de tempo, sendo observada a cor identificando o meio básico. (Figura 13).



Figura 14: Maceração da flor em meio ácido

FONTE: Próprio autor.

Os extratos que obtiveram alterações nas cores de identificação ácido-base seguiram no procedimento.

Os extratos foram extraídos novamente na presença da solução de ácido clorídrico (HCl 0,1 mol/L) e transferidos para o erlenmeyer para realizar o processo de titulação com neutralização. O titulado continha o extrato e 50 mL da solução de ácido clorídrico (HCl 0,1 mol/L), e o titulante era uma solução de hidróxido de potássio (KOH 0,1 mol/L); no processo da titulação foram analisadas as variações de pH na escala de 1 a 14, com auxílio do peagâmetro e verificada as alterações da coloração. (Figura 15).



Figura15: Titulação dos extratos das flores

FONTE: Próprio autor.

4.3 CONSTRUÇÃO DE PAPÉIS INDICADORES ÁCIDO/BASE

Para a confecção dos papéis indicadores ácido/base, é o material foi extraído das flores por maceração com uma solução de álcool etílico. Figura 16:



Figura16: Extração de antocianinas por maceração em álcool etílico P.A.

FONTE: Próprio autor.

A partir daí, foram confeccionadas tiras de papel de filtro e estas, mergulhadas na solução do extrato. As tiras de papel ficaram imersas na solução até a evaporação do álcool etílico. Figura 17.



Figura17: Fitas de papel em extrato com álcool etílico

FONTE: Próprio autor.

Após a eliminação do álcool etílico, por evaporação, as fitas foram testadas quanto às mudanças de cor, sendo mergulhadas em soluções ácidas (HCl 0,1 mol/L) e básicas (KOH 0,1 mol/L) para comprovar a atividade do princípio ativo.

4.4 CARACTERIZAÇÃO DO PRINCÍPIO ATIVO PRESENTE NAS FLORES

No laboratório Interdisciplinar de Caracterização e Desenvolvimento de Nanomateriais (LANANO) foram analisados os extratos das flores que apresentaram variação de pH em meio ácido-base. Os extratos foram mantidos em solução alcoólica.

Os extratos em solução foram analisados por espectroscopia (UV-Vis) com intuito de comprovar a presença das antocianinas, como princípio ativo responsável pela ação de identificar a variação de pH. Figura 18.



Figura 18: Flores em extração alcoólica para análise.

FONTE: Próprio autor.

5. RESULTADOS E DISCUSSÕES

Inicialmente foi realizada uma extração do princípio ativo das flores num almofariz, utilizando uma solução de ácido clorídrico (0,1 mol/L). Os extratos foram fotografados com as soluções em meio ácido e básico. Na Figura 19, são apresentadas as flores bem como as imagens com as cores observadas nas soluções ácida e básica.






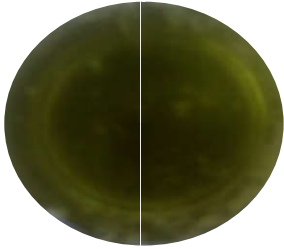


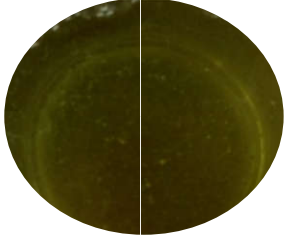

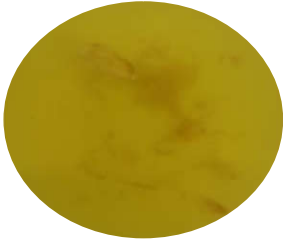
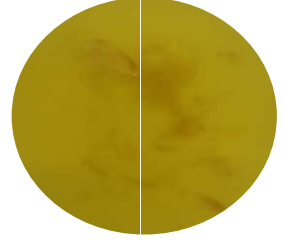


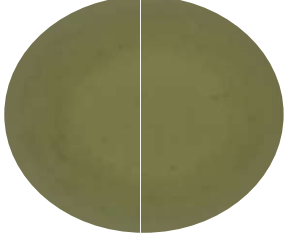


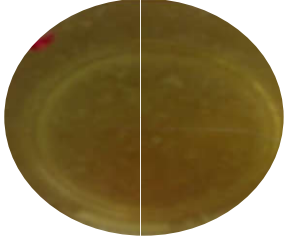
	Flores	Meio ácido	Meio básico
1			
2			
3			
4			
5			
6			

Figura 19. Flores e imagens das cores dos extratos em meio ácido e básico.

FONTE: Próprio autor

O resultado mostrou, claramente que as flores com cores vermelhas apresentaram mudanças significativas de variação de cores, enquanto esse resultado não foi observado para as flores de colorações amarelas.

A partir desse ponto, foi adicionada gradualmente, uma solução de hidróxido de potássio (0,1 mol/L) com o auxílio de uma bureta graduada; todo processo foi acompanhado com um peagâmetro até pH 14. A intenção desse procedimento era observar alguma mudança de coloração no intervalo de pH de 1 a 14.

Nessa etapa de verificação da variação de cores por pH, as extrações submetidas a ácido clorídrico (0,1 mol/L) e tituladas com KOH (0,1mol/L), analisadas com o peagâmetro, tiveram variação de cores em intervalos de pH apenas as flores vermelhas, como constatado anteriormente.

As imagens dos extratos das flores de 1 a 6 com as soluções de pH 1 a 14 são apresentadas na Figura 25.

FLOR 1



Figura 20: Imagens do extrato da flor 1 em intervalos de pH de 1 a 14.

FONTE: Próprio autor.

FLOR 2



Figura 21: Imagens do extrato da flor 2 em intervalos de pH de 1 a 14.

FONTE: Próprio autor.

FLOR 3



Figura 22: Imagens do extrato da flor 3 em intervalos de pH de 1 a 14.

FONTE: Próprio autor.

FLOR 4

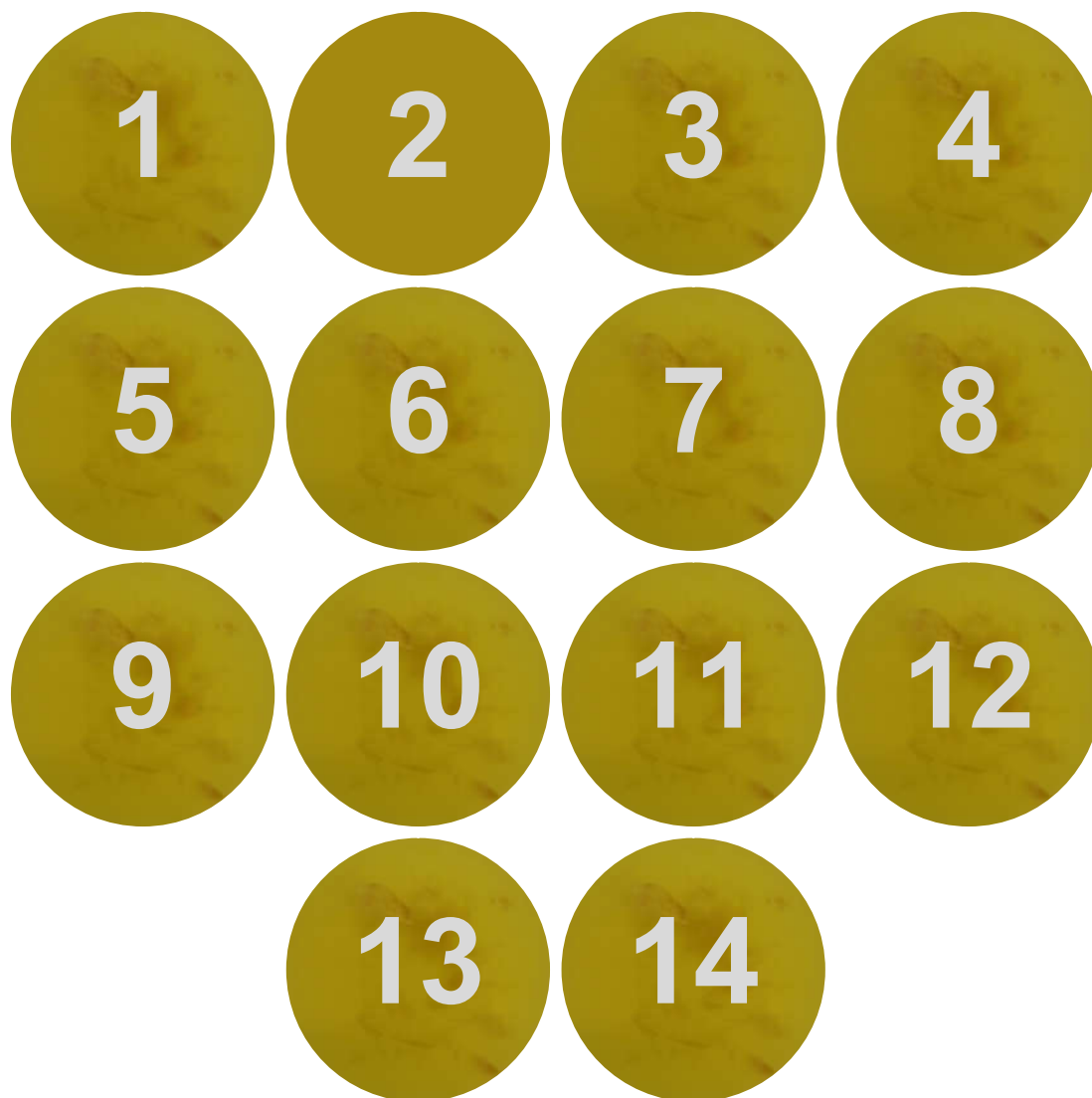


Figura 23: Imagens do extrato da flor 4 em intervalos de pH de 1 a 14.

FONTE: Próprio autor.

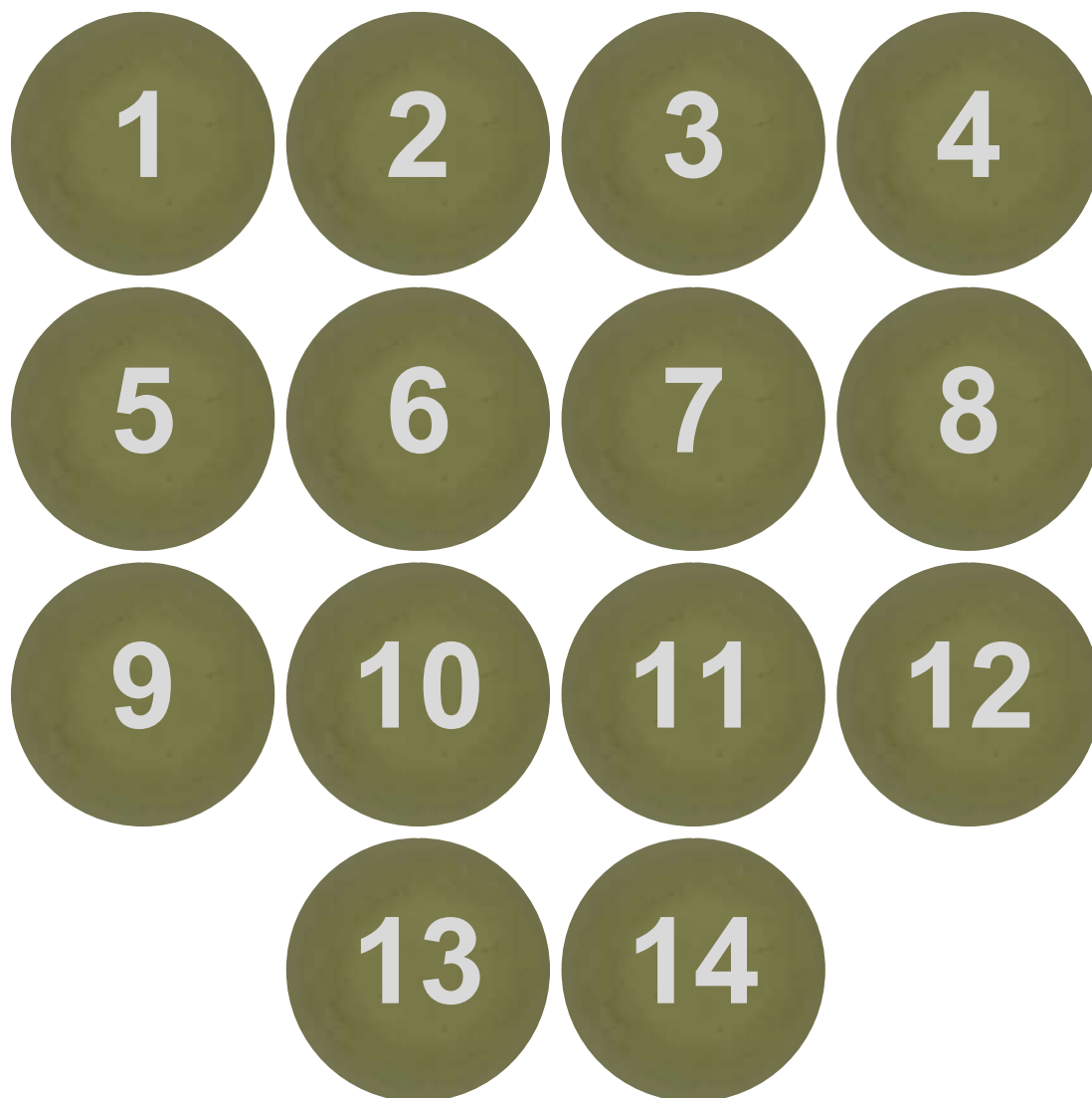


Figura 24: Imagens do extrato da flor 5 em intervalos de pH de 1 a 14.

FONTE: Próprio autor.

FLOR 6



Figura 25: Imagens do extrato da flor 6 em intervalos de pH de 1 a 14.

FONTE: Próprio autor.

As flores vermelhas (1,2,3, e 6) tiveram uma variação de cores possíveis de serem distinguidas a olho nu e as flores amarelas (4 e 5) clarearam, possivelmente devido a diluição ao acréscimo de KOH sem ter uma variação visível.

A análise do resultado deve ser destacada pelo fato de que quando se enfoca na Química as aplicações dessa ciência ao cotidiano dos estudantes, é dado um enfoque a extratos de vegetais apenas para verificar se ocorre mudanças de cores em meio ácido e básico. Os extratos das flores 1, 2, 3 e 6 podem ser utilizados para indicar intervalos na escala de pH e não, apenas se a solução é básica ou ácida.

Diante do exposto, surgiu a ideia de confeccionar papéis indicadores de pH com esses extratos, contribuindo, dessa forma, com materiais alternativos para escolas com poucos recursos para compra de insumos de uso em seus laboratórios.

Para a confecção dos papéis indicadores de pH, as extrações foram feitas em álcool etílico. Papéis de filtro foram cortados em tiras e mergulhados nos extratos das flores deixando-se evaporar o álcool. O material obtido foi testado quanto a detecção de pH de soluções ácidas e básicas.

A Figura 26 mostra as tiras de papel de filtro após a imersão nos extratos, evaporação do álcool, secas e depois dos testes nas soluções ácidas e básicas.



Figura 26: Fitas com extrato

FONTE: Próprio autor



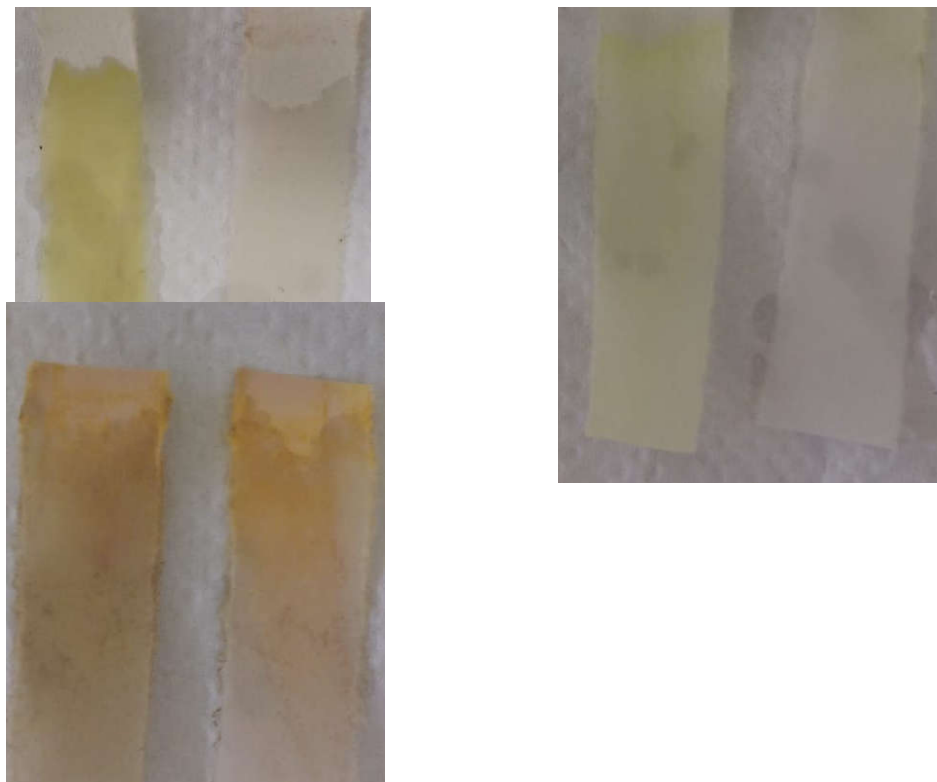


Figura 27: Fitas com extrato em solução ácido e básica

FONTE: Próprio autor

As fitas de pH deram o resultado esperado, detectando a olho nu, variação de cores em meio a pH diferentes, as flores de cores vermelhas variam a cor e as flores amarelas não variaram semelhante a titulação.

A realização das análises de espectroscopia na região do ultravioleta/visível com o intuito de verificar a presença de antocianinas nos extratos das flores selecionadas.

Foi citado na introdução que existem mais de 500 tipos de antocianinas e que as cores produzidas são devidas à ressonância do íon flavílio, já que existem ligações duplas conjugadas que produzem absorção de energia na região entre 500-600 nm. Conforme o pH do meio é alterado, ocorrem mudanças significativas nos máximos de absorção no espectro de UV-Vis das antocianinas. Isso porque, aumentando-se o pH, ocorre uma diminuição no número de ligações duplas conjugadas, sendo assim, os máximos de absorção tendem a se deslocarem para menores comprimentos de onda. Então, em meio ácido, estas apresentaram coloração vermelha, o que está condizente com os extratos das flores de números 1, 2, 3 e 6. Em meio básico a literatura cita uma coloração azulada, que diverge um pouco do observado, já que uma cor esverdeada foi detectada. Essa coloração pode estar relacionada com o efeito da copigmentação, então, a alteração nas cores não é um fator dependente exclusivamente do pH.

SIRIWOHARN et al., 2004, citam que a quantidade e a identidade das antocianinas nos vegetais também estão relacionadas a fatores genéticos e ambientais, como: condições de cultivo, tempo de plantio, exposição à luz UV e método de colheita. Por esse motivo, a comparação de teores de antocianinas dentre diferentes culturas de um mesmo vegetal, como frutas, dentre culturas e vegetais diferentes podem gerar resultados bastante distintos. Estudos indicam que, mesmo sob iguais condições de cultivo, crescimento e fertilização podem-se observar variações de identidade e quantidade das antocianinas.

VILLIERS et al., 2009 diz também que para um estudo mais elaborado na identificação das antocianinas, métodos baseados na espectrometria têm sido muito utilizados. Pigmentos isolados foram estudados pela espectroscopia UV-visível. Todos os flavonoides mostram alta absorbância na faixa de 250 a 270 nm (região UV) e, particularmente as antocianinas, mostram absorção na faixa de 520 a 560 nm (região visível). Isto tem sugerido que a absorção UV pode ser atribuída principalmente ao anel A, enquanto que a absorção visível deve-se ao pirano e ao anel B, representados na Figura 27. Todavia, apenas espectros de absorção no UV-Vis não geram informações suficientes para uma investigação detalhada.

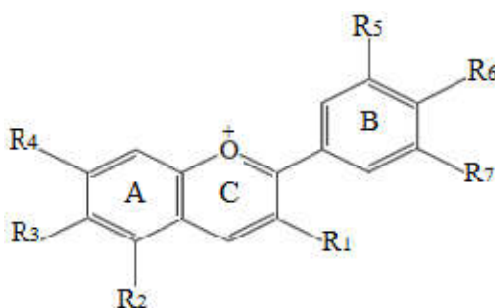


Figura 28: Estrutura Química da Antocianina

FONTE: https://www.researchgate.net/figure/Figura-7-Estrutura-quimica-das-principais-classes-de-flavonoides-Flavonas-grupo_fig6_260422311

Desta forma, analisando os espectros na região do UV-Vis, para as flores que apresentaram coloração vermelha em meio ácido e esverdeada em meio básico, nota-se uma certa semelhança nos espectros de absorção e embora não seja exatamente evidente, as flores 4 e 5 que não apresentaram alterações com as mudanças de pH, observa-se diferenças nas bandas de absorção. Figura 29.

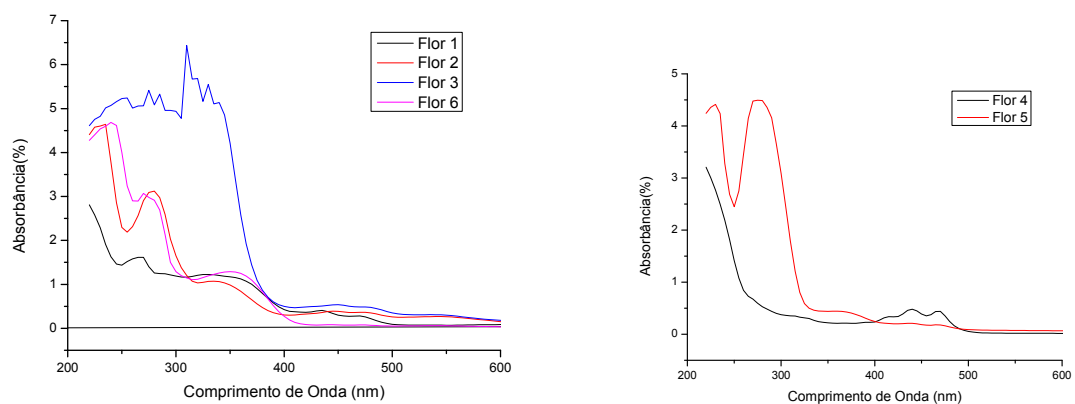


Figura 29: Espectros na região do UV-Vis das flores estudadas.

FONTE: Próprio autor.

6. CONCLUSÃO

A extração de antocianinas das plantas tem a facilidade de ser encontradas as flores em locais acessíveis, sendo espécies que comumente são utilizadas em decoração de ambientes externos.

O material para produção dos extratos tem baixo custo, podendo ser substituídos por substâncias de fácil acesso como álcool de concentração para limpeza, e os instrumentos de laboratório como o pistilo e o almofariz tem possibilidades de substituição, não impedindo a obtenção do produto final. Como isso, o professor tem a vantagem de acrescentar as aulas experimentos de baixo custo.

As antocianinas é uma substância que pode ser utilizado no ensino da química como indicador de pH. Devido, as suas alterações de estruturas variam as cores de modo que é perceptível pelo olho nu. O procedimento de extração do princípio ativo, é eficaz, tendo um bom rendimento com pouca quantidade de flores e o extrato obtido melhora na durabilidade sem perdas na atividade química e as cores observadas têm uma variação semelhante aos outros indicadores sintéticos, podendo ser utilizados para práticas em sala de aula.

A aplicação dos extratos em papel possibilitou a produção em proporção de acordo com a quantidade necessária para se aplicar em uma turma e os resultados nas fitas de papel atingiram com êxito as variações de cores de acordo com o pH de soluções, e observado que é indispensável mantêm o extrato sem contato com outros meios de contaminação pois interferir nos testes em solução ácido-base.

A análise com a espectroscopia na região do ultravioleta/visível, determinou a presença de princípio ativo nos produtos das extrações alcoólicas, comprovando a presença destes.

REFERÊNCIAS

BOBBIO, P. A.; BOBBIO, F. O. Química do processamento de alimentos. 3ª Edição. São Paulo: Varela, p. 143, 2001.

BRASIL, Secretaria da Educação Média e tecnologia. Parâmetros curriculares nacionais + ensino médio: Orientações Educacionais Complementares aos Parâmetros Curriculares Nacionais, Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias, Brasília, 1999.

BRASIL. Secretaria de Educação Fundamental. Parâmetros curriculares nacionais: introdução aos parâmetros curriculares nacionais / Secretaria de Educação Fundamental. – Brasília: MEC/SEF, 1997.

BRIDLE, P.; TIMBERLAKE, C. F. Anthocyanins as natural food colours - Selected aspects. Food Chemistry, v.58, n.1-2, p.103-109, 1997.

BUENO, R. S. M. O ensino de ciências e as dificuldades das atividades experimentais. Docente do Setor de Ciências Biológicas e da Saúde, Universidade Estadual de Ponta Grossa (UEPG), PR, 2011.

CARNEIRO, R. P. Reflexões acerca do processo ensino-aprendizagem na perspectiva freireana e biocêntrica. Revista Thema, 20,02, 9-20, 2012.

CARRETERO, M. Construir e Ensinar as Ciências Sociais/hist. São Paulo: Artmed, 1997.

CASTAÑEDA-OVANDO, A. et al. Chemical studies of anthocyanins: A review. Food Chemistry, v.113, n.4, p.589-871, 2009.

DARAVINGAS, G.; CAIN, R.F. Thermal degradation of black raspberry anthocyanin pigments in model system. Journal of Food Science, v. 33, n.2, p 138-142, 1968.

Disponível em: <<https://www.infoescola.com/quimica/neutralizacao-ionizacao-e-dissociacao-de-acidos-e-bases/>> Acesso em: 14 de agosto de 2018.

Disponível em: <<http://quimica-dicas.blogspot.com/2010/06/teoria-de-bronsted-lowry-para-acidos-e.html>> Acesso em: 14 de agosto de 2018.

Disponível em: <<http://grupodquimica.blogspot.com/2010/06/teoria-de-lewis-para-acido-base.html>> Acesso em: 14 de agosto de 2018.

Disponível em: <<https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/aula-experimental-sobre-indicador-acido-base.htm>> Acesso em: 20 de setembro de 2018.

Disponível em: <<https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/aula-experimental-sobre-indicador-acido-base.htm>> Acesso em: 20 de setembro de 2018.

Disponível em: <<https://noic.com.br/aula-5-titulacoes/>> Acesso em: 5 de setembro de 2018.

FERREIRA, T. I. L. Quantificação de Antocianinas no Fruto, Polpa e Produto Processado da Juçara. Taubaté, São Paulo, 2013.

FRAGA, I.C.S. et al. Confiabilidade Metrológica de algumas soluções tampão utilizadas para a medição de pH. In: ENQUALAB 2002 - ENCONTRO PARA A QUALIDADE DE LABORATÓRIOS, 30/07 a 01/08/2002, Escola SENAI Suiço Brasileira, São Paulo, SP, promoção da REMESP, SENAI e SBM, 2002.

GOULART, S. M., história da ciência: elo da dimensão transdisciplinar no processo de formação de professores de ciências. Educação na era do conhecimento em rede e transdisciplinaridade. LIBANEO, J.C & SANTOS, Akiko (orgs). Campinas, SP: Alínea, 2005.

HARBORNE, J. B.; GRAYER, R. J. The anthocyanins. London: Chapman and Hall, 1988, p. 1-20.

JACKMAN, R. L.; SMITH, J. L. Anthocyanins and betalains. In: HENDRY, G. A. F.; HOUGHTON, J. D. Natural Food Colorants. London: Blackie Academic. p.183-241, 2002.

LOPES, T. F. et al. Antocianinas: uma breve revisão das características estruturais e da estabilidade. Revista Brasileira de Agrociência, Pelotas, v.13, n.3, p. 291-297, jul./set. 2007.

LÓPEZ O. P. et al. Natural pigments: carotenoids, anthocyanins, and betalains - characteristics, biosynthesis, processing, and stability. Critical Reviews Food Science Nutrition, v.40, n.3, p.173-289, 2000.

MAHAN & MYERS. Química um curso universitário. Vol único. 4ª edição. São Paulo: Ed. Edgard Blucher, 1995.

MAZZA, G.; BROUILLARD, R. Recent developments in the stabilization of anthocyanins in food products. Food Chemistry, Oxford, v.25, p.207-225, 1987.

MAZZA, G.; BROUILLARD, R. The mechanism of co-pigmentation of anthocyanins in aqueous solutions. Phytochemistry, v.29, p.1097-1102, 1990.

MERKEN, H. M.; BEECHER, G. R. Measurement of food flavonoids by highperformance liquid chromatography: A review. *Journal of Agriculture and Food Chemistry*, v.48, p.577-599, 2000.

PATRAS, A. et al. Effect of thermal processing on anthocyanin stability in foods; mechanisms and kinetics of degradation. *Trends in Food Science & Technol.*, v.21, p.311, 2010.

PAVIA, D.L., Lampman, G.M., Kriz, G.S., Vyvyan, J.R., *Introdução à Espectroscopia*, Cengage Learning, 2010.

REVILLA, E.; RYAN, J. M.; MARTIN-ORTEGA, G. Comparison of several procedures used for the extraction of anthocyanins from red grapes. *Journal of Agricultural and Food Chemistry*; v.46, n.11, p.4592, 1998.

SIRIWOHARN, T. et al. Influence of cultivar, maturity and sampling on blackberry (rubus l. Hybrids) anthocyanins, polyphenolics, and antioxidant properties. *Journal of Agricultural and Food Chemistry*; v.52, n.26, p.8021, 2004.

STINTZING, F. C. et al. Color and antioxidant properties of cyanidin-based anthocyanin pigments. *Journal of Agricultural and Food Chemistry*, v.50, n.21, p.6172, 2002.

STRINGHETA, P. C.; BOBBIO, P. A. Copigmentação de antocianinas. *Biotecnologia Ciência & Desenvolvimento*, v.14, p.34-37, 2000.

TEIXEIRA, L. N.; STRINGHETA, P. C.; OLIVEIRA, F. A.; Comparação de métodos para quantificação de antocianinas. *Revista Ceres*, p.297-304, 2008.

TIMBERLAKE, C.F. Anthocyanins occurrence, extraction and chemistry. *Food Chemistry*, Great Britain, n. 5, p.69-80, 1980.

VILLIERS, A. de et al. High performance liquid chromatography analysis of wine anthocyanins revisited: effect of particle size and temperature. *Journal of Chromatography A*, v.1216, n.15, p.3270-3279, 2009.

VOLP, A. C. P. et al. Flavonóides antocianinas: características e propriedades na nutrição e saúde. *Revista Brasileira de Nutrição Clínica*, v.23, p.141-149, 2008.

YANG, Z. et al. Kinetics and thermodynamics characteristics of microwave assisted extraction of anthocyanins from grape peel. *European Food Research and Technology*, v.227, p.409-415, 2008.