



**UNIVERSIDADE FEDERAL DE PERNAMBUCO**  
**CENTRO ACADÊMICO DO AGRESTE**  
**NÚCLEO DE FORMAÇÃO DOCENTE**  
**QUÍMICA – LICENCIATURA**



**FILIPE MATEUS CABRAL SANTOS**

**INDICADORES ÁCIDO-BASE: UMA ALTERNATIVA PARA O ENSINO  
DE SISTEMAS  $\pi$  CONJUGADOS EM QUÍMICA ORGÂNICA**

**CARUARU**  
**2017**

**FILIPPE MATEUS CABRAL SANTOS**

**INDICADORES ÁCIDO-BASE: UMA ALTERNATIVA PARA O ENSINO DE  
SISTEMAS  $\pi$  CONJUGADOS EM QUÍMICA ORGÂNICA**

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado ao Colegiado do curso de Química Licenciatura do Centro Acadêmico do Agreste da Universidade Federal de Pernambuco como requisito parcial para a obtenção do título de Licenciado em Química.

**Orientador: Ricardo Lima Guimarães**

**CARUARU  
2017**

Catálogo na fonte:  
Bibliotecária – Paula Silva – CRB/4-1223

S237i Santos, Filipe Mateus Cabral.  
Indicadores ácido-base: uma alternativa para o ensino de sistemas  $\pi$  conjugados em química orgânica. / Filipe Mateus Cabral Santos. – 2017.  
52f.; il.: 30 cm.

Orientador: Ricardo Lima Guimarães.  
Monografia (Trabalho de Conclusão de Curso) – Universidade Federal de Pernambuco, CAA, Licenciatura em Química, 2017.  
Inclui Referências.

1. Química orgânica (Caruaru-PE). 2. Ensino (Caruaru-PE). 2. Aprendizagem experimental (Caruaru-PE). I. Guimarães, Ricardo Lima (Orientador). II. Título.

371.12 CDD (23. ed.) UFPE (CAA 2017-184)

**FILIPPE MATEUS CABRAL SANTOS**

**INDICADORES ÁCIDO-BASE: UMA ALTERNATIVA PARA O ENSINO DE  
SISTEMAS  $\pi$  CONJUGADOS EM QUÍMICA ORGÂNICA**

Monografia submetida ao Corpo Docente do Curso de Química – Licenciatura do Centro acadêmico do Agreste da Universidade Federal de Pernambuco e **aprovada** em 20 de julho de 2017.

**Banca Examinadora:**

---

**Nome do Orientador  
(Orientador)**

---

**Nome do Examinador 1**

---

**Nome do Examinador 2**

## **DEDICATÓRIA**

*Dedico este trabalho ao meus pais  
João Leal dos Santos e Lucineide Cabral da Silva*

## **AGRADECIMENTOS**

Agradeço primeiramente aos ótimos professores que tanto me ajudaram ao longo do curso.

Agradeço a minha mãe, por ser minha base e motivo maior por eu ter chegado até aqui.

Agradeço ao meu pai por tudo que pôde me ensinar em vida, para que eu pudesse chegar até aqui. Meu maior desejo era que o senhor pudesse me ver agora.

Agradeço a minha namorada por ser meu apoio e incentivo, principalmente nos momentos mais difíceis.

Agradeço a todos os meus amigos, os que fiz na graduação e os que já estavam comigo quando a iniciei, por todo bom momento dentro desta incrível jornada.

Agradeço em especial a professora Maria do Desterro, pelas palavras durante a disciplina de cálculo I que me resgataram para o curso.

Agradeço a professora Ana Paula Freitas da Silva por ter sido a primeira pessoa a confiar na minha capacidade no curso.

Agradeço ao professor Roberto Araújo Sá pelos ensinamentos durante os dois anos de PIBID.

Por fim, agradeço ao meu orientador, mentor e amigo, professor Ricardo Lima Guimarães, por toda ajuda durante meu período sob sua supervisão, por todo conselho, e principalmente pela paciência e por ter aceitado o desafio de me guiar num trabalho tão importante para a minha carreira academia como foi o TCC.

## RESUMO

Neste trabalho foi elaborada e analisada uma alternativa metodológica para uma prática experimental de química orgânica, envolvendo o conteúdo de sistemas  $\pi$ -conjugados. Entende-se que metodologias diferenciadas podem ser mais eficazes no processo de ensino e aprendizagem sobre determinados conteúdos de química orgânica, visto que o processo de ensino muitas vezes é tradicionalista, e em disciplinas experimentais, tendo principalmente uma característica de reprodução. O trabalho conseguiu propor uma experimentação investigativa que incentivou um debate sobre as hipóteses geradas pelos alunos a partir da seguinte questão: *Por que os indicadores ácido-base mudam de cor?* O principal objetivo foi fazer com que os alunos aprendessem e corrigissem erros a partir da discussão com os demais colegas e mediada pelo pesquisador. Lançada a pergunta aos alunos participantes, eles utilizaram seus conhecimentos prévios para levantar ideias sobre a resposta da questão inicial. Partindo das ideias geradas, foi necessário utilizar reagentes e equipamentos do laboratório, como o espectrofotômetro UV-vis, para comprovar os argumentos com dados. Em alguns momentos, a mediação se fez necessária para corrigir conteúdos, principalmente de química geral, o que indica uma falha durante o processo de ensino e aprendizagem desses conhecimentos prévios. Em um momento posterior, foi entregue um questionário, baseado na escala de Likert, aos participantes da investigação. A elaboração desse questionário se deu a partir das principais dificuldades demonstrada pelos alunos no momento da investigação. Os dados desta etapa serviram de base para comparação com os resultados observados na transcrição. Após a aplicação das duas etapas, conseguiu-se observar que a experimentação investigativa é bastante eficaz pois se pode trabalhar todo o caminho do processo de ensino e aprendizagem, e não somente a conclusão final. Isso permitiu observar erros e corrigi-los, além de evitar que os alunos se sentissem presos a chegar a qualquer custo na resposta, o que diminuiria a eficácia do processo de ensino e aprendizagem.

**Palavras-chave:** Sistemas  $\pi$ -conjugados. Experimentação investigativa. Indicadores ácido-base.

## ABSTRACT

In this work, a methodological alternative for an experimental practice of organic chemistry involving the content of conjugated  $\pi$  systems was elaborated and analyzed. It is understood that differentiated methodologies may be more effective in the teaching and learning process on certain contents of organic chemistry, since the teaching process is often traditionalist, and in experimental disciplines, mainly having a reproduction characteristic. The work was able to propose an investigative experimentation that stimulated a debate about the hypotheses generated by the students from the following question: *Why do the acid-base indicators change color?* The main objective was to get students to learn and correct mistakes from the discussion with the other peers and mediated by the researcher. After the question was asked to the participating students, they used their previous knowledge to raise ideas about the answer to the initial question. Based on the ideas generated, it was necessary to use reagents and laboratory equipment, such as the UV-vis spectrophotometer, to prove the arguments with data. At times, mediation was necessary to correct contents, mainly of general chemistry, which indicates a failure during the teaching and learning process of these previous knowledge. Later, a questionnaire, based on the Likert scale, was delivered to the research participants. The elaboration of this questionnaire was based on the main difficulties demonstrated by the students at the time of the investigation. The data from this step served as a basis for comparison with the results observed in transcription. After applying the two steps, it was observed that the investigative experimentation is quite effective because one can work all the way through the teaching and learning process, and not only the conclusion. This allowed them to observe mistakes and correct them, as well as prevent students from feeling pressured to arrive at the answer anyway, which would diminish the effectiveness of the teaching and learning process.

**Keywords:**  $\pi$ -Conjugated systems. Investigative experimentation. Acid-base indicators.

## LISTA DE FIGURAS

Figura 1 – Representação das estruturas de ressonância do benzeno .....	19
Figura 2 – Representação da molécula enona .....	20
Figura 3 - Diagrama de energia dos orbitais moleculares do 1,3-butadieno .....	21
Figura 4 - Diagrama de energia dos orbitais moleculares do polienos .....	23
Figura 5 – Espectro de absorção da fenolftaleína em meio ácido .....	26
Figura 6 – Espectro de absorção da fenolftaleína em meio básico .....	27
Figura 7 – Espectro de absorção do vermelho de metila em meio ácido.....	27
Figura 8 – Espectro de absorção do vermelho de metila em meio básico .....	28
Figura 9 – Espectro de absorção do azul de bromofenol em meio ácido .....	28
Figura 10 – Espectro de absorção do azul de bromofenol em meio básico.....	29
Figura 11 – Estruturas da fenolftaleína (a) meio ácido e (b) meio básico .....	29
Figura 12 – Equilíbrio entre as formas ácida (esq.) e básica (dir.) do azul de bromofenol .....	30
Figura 13. Gráfico das respostas referentes ao questionário tipo Likert .....	38

## LISTA DE QUADROS

Quadro 1 – Relação de alguns indicadores ácido-base.....	20
--	----

## **LISTA DE ABREVIATURAS E SIGLAS**

HOMO - Highest occupied molecular orbital (orbital molecular de mais alta energia ocupado)

LUMO - Lowest unoccupied molecular orbital (orbital molecular de mais baixa energia desocupado)

Nm- Nanômetros

OM – Orbital molecular

PISA - Programme for International Student Assessment (Programa Internacional de Avaliação de Estudantes)

PH – Potencial hidrogenionico.

TOM – Teoria do orbital molecular

UV - Ultravioleta

VIS – visível

## SUMÁRIO

1	INTRODUÇÃO .....	12
2	OBJETIVO .....	14
2.1	OBJETIVO GERAL .....	14
2.2	OBJETIVOS ESPECÍFICOS .....	14
3	REVISÃO BIBLIOGRÁFICA .....	15
3.1	O ENSINO DE QUÍMICA .....	15
3.2	A EXPERIMENTAÇÃO EM QUÍMICA .....	16
3.3	INDICADORES ÁCIDO-BASE E OS SISTEMAS $\pi$ CONJUGADOS .....	18
3.4	TEORIA DO ORBITAL MOLECULAR EM SISTEMAS CONJUGADOS E ESPECTROSCOPIA UV-VIS .....	21
4	METODOLOGIA .....	24
5	RESULTADOS E DISCUSSÕES .....	26
5.1	A INVESTIGAÇÃO EXPERIMENTAL PRÉVIA .....	26
5.2	APLICAÇÃO DO EXPERIMENTO – A EXPERIMENTAÇÃO INVESTIGATIVA .....	30
5.3	ANÁLISE FINAL – ESCALA DE LIKERT .....	37
6	CONCLUSÃO .....	41
	REFERENCIAS .....	42
	APÊNDICE A .....	44
	APÊNDICE B .....	52

## 1 INTRODUÇÃO

Não é incomum ouvir que aprender química é algo desnecessário e que é chata. Porém, na verdade, o papel do ensino de química vai além da formação de professores ou pesquisadores. O aprendizado dela permeia os âmbitos sociais de maneira muito forte, o entendimento de como a química funciona nos faz entender grande parte dos avanços tecnológicos e industriais, e neste sentido aprender química deve ser visto com método de inclusão social. (ROSA e SCHNETZLER, 1998)

Segundo Rosa e Schnetzler,

Compreender a ocorrência e os mecanismos das transformações químicas permite ainda o entendimento de muitos processos que ocorrem diariamente em nossas vidas, como o metabolismo, a ação de medicamentos, o cozimento de alimentos, entre tantos outros exemplos. (1998, p. 1)

Para que ocorra uma quebra desse paradigma sobre a química, é necessário que os profissionais do ensino adotem metodologias eficientes no processo de ensino e aprendizagem. Metodologias que os alunos sejam instigados a refletir sobre os conceitos e erros sobre esses conceitos são ferramentas de sucesso para a aprendizagem.

Compreendendo a importância de se estudar química, poderemos entender que existe a necessidade de uma formação superior capaz de preparar os professores para formação crítica dos cidadãos acerca do desenvolvimento da sociedade em que a química se envolve (SILVA, 2009). Os conceitos de química no ensino superior, como no caso de sistemas insaturados conjugados, geralmente são ensinados sem que haja uma conexão entre a ciência e os contextos sociais e tecnológicos, não acrescentando nada ao desenvolvimento dos conhecimentos. A temática sobre os sistemas conjugados, por exemplo, é substancialmente importante para áreas como a produção de fármacos. Apesar disso existem alternativas eficazes que podem (quando bem utilizadas) criar uma conexão entre a ciência e os contextos supracitados, como por exemplo, o uso de analogias, contextualização e experimentação. (PINHEIRO, MEDEIROS e OLIVEIRA, 2010)

A última das alternativas citadas acima, a experimentação em sala de aula é a ferramenta metodológica que o professor deve utilizar para incentivar seus alunos a investigarem, modificarem e aprenderem conceitos e fenômenos científicos. Dentro de atividades deste porte, os alunos se sentirão estimulados a discutir suas opiniões e entender fenômenos químicos a partir do entendimento do seu colega de curso. (PEREIRA, 2002)

Concordando com Galiazzi e Gonçalves,

Defendemos também a necessidade de discutir a experimentação como artefato pedagógico em cursos de Química, pois alunos e professores têm teorias epistemológicas arraigadas que necessitam ser problematizadas, pois, de maneira geral, são simplistas. (2004, p. 2)

Alguns conteúdos de química são difíceis e de assimilação muito complicada, e por este motivo se faz necessário o uso de metodologias alternativas, como a experimentação, para o ensino de alguns conceitos, como é o caso no exemplo dos sistemas insaturados conjugados. “Sabidamente, conteúdos descontextualizados são difíceis, assépticos e distantes, ou seja, o ensino sem a realização de experimentos pode tornar-se desmotivante e o discurso do professor passa a ser entendido como dogma de fé.” (ZANON E PALIARINI, 1995 apud NOVAES et al, 2012 p. 1)

Esse tipo de abordagem pode ser utilizado em temáticas como sistemas insaturados conjugados, que geralmente são ensinados sem que haja uma conexão entre o conteúdo do experimento e conhecimentos prévios dos alunos que dificultam o processo de ensino e aprendizagem e perdem a oportunidade de analisar os caminhos de aprendizagem onde os alunos geram hipóteses ao discutir todo o fenômeno. Dento da investigação o conteúdo de sistemas será abordado utilizando temáticas como excitação eletrônica, teorias de ligação e espectrometria.

Os sistemas insaturados conjugados são um conteúdo da química orgânica que discute as características químicas das moléculas com ligações duplas alternadas às ligações simples, como os dienos, trienos e polienos conjugados. São demasiadamente importantes para o ensino e aprendizagem de conteúdos posteriores nas disciplinas de química orgânica, como as reações de Diels-Alder (reações pericíclicas) e as reações de Michael (adições eletrofílicas conjugadas), entre outros. (KLEIN, 2016)

Visando ser diferente da experimentação de verificação, a investigativa nos possibilita relacionar os conteúdos de química geral supracitados com a resposta para a pergunta central, *por que os indicadores mudam de cor?*

## 2 OBJETIVO

### 2.1 Objetivo Geral

Investigar como o estudo de sistemas  $\pi$  conjugados, através do uso de indicadores ácido-base e da espectroscopia na região do UV-Vis, pode contribuir para o ensino e aprendizagem de química orgânica.

### 2.2 Objetivos Específicos

- Entender as dificuldades envolvidas no processo de ensino e aprendizagem do conteúdo de sistemas  $\pi$ -conjugados, através de discussões envolvendo uma experimentação investigativa.
- Propor uma atividade experimental para o ensino de sistemas  $\pi$  conjugados envolvendo os sistemas conjugados.
- Investigar as potencialidades do experimento proposto.

### 3 REVISÃO BIBLIOGRÁFICA

#### 3.1 O Ensino de Química

Discussões sobre reformas nos sistemas escolares brasileiros tem sido algo demasiadamente comum nos últimos anos, com ênfase na qualidade do ensino propiciado por estes sistemas. Seja na educação básica ou no ensino superior, o ensino - tanto de ciências exatas e da natureza, quanto das outras áreas de conhecimento - é desenvolvido de forma tradicionalista, tornando a eficácia deste ensino baixa. Isto é notado pelos discentes e pelos docentes além de ser refletido na avaliação nacional do PISA (*Programme for International Student Assessment*) (OCDE, 2001 apud BORGES 2002, p. 292)

Ao analisarmos os problemas do ensino de química, veremos uma tendência a aulas burocráticas e pouco dinâmicas, onde o aluno é somente um ouvinte totalmente passivo das informações transmitidas pelo professor (GUIMARÃES, 2009). Seja na universidade ou na educação básica, o ensino de química é sempre transmitido desta forma, através de princípios e cálculos descontextualizados. Porém, desta maneira, não podemos levar os alunos a desenvolver uma interpretação lógica para os fenômenos estudados (LIMA, 2012). De acordo com o autor, “Essas situações fazem com que o ensino de química no Brasil se constitua num sistema de instrução com propósitos intencionais, práticas sistematizadas e alto grau de organização, caracterizando um ensino tipicamente tradicionalista.”

De acordo com Driver et al (1995, p. 3 apud MOTTA, 2013), a função da escola no ensino de ciência – e dentro deste o ensino de química – é realizar mudanças sobre o que a comunidade entende como ciência, mas para isso é necessário efetivar a compreensão dos alunos sobre as atividades científicas, dos objetos e conhecimento que elas geram. Partindo disso, a ciência se torna fator primordial nos estudos que tentam explicar acontecimentos naturais e faz com que a ciência funcione como uma instituição social, onde a compreensão da natureza e o conhecimento científico andam lado a lado. Em concordância com essa visão, Silva (2009) recomenda que é necessário recorrer a ferramentas metodológicas que consigam desfazer essa distância entre os acontecimentos naturais e o conhecimento científico, e uma das opções metodológicas que atendem a esse objetivo é a experimentação.

### 3.2 A Experimentação em Química

Desde os primórdios filosóficos da humanidade, os grandes pensadores reconheciam a função e importância da experimentação como parte fundamental da ciência para entendimento do universo. “Há mais de 2300 anos, Aristóteles defendia a experiência quando afirmava que ‘quem possua a noção sem a experiência, e conheça o universal ignorando o particular nele contido, enganar-se-á muitas vezes no tratamento’” (ARISTÓTELES, 1979 apud GIORDAN 1999 p. 43)

Segundo Guimarães (2009), a experimentação para o ensino de ciências de modo geral pode ser uma estratégia muito eficiente na criação de problemáticas contextualizadas que gerem discussões e desenvolvam o senso investigativo no aluno. No entanto, a prática experimental dentro do laboratório não deve ser algo pautado no ensino tradicional, ou seja, em aulas baseadas em roteiros experimentais onde o aluno simplesmente realiza procedimentos o que levarão a resultados previstos/esperados pelo professor. Porém, independentemente do modelo de experimentação abordado, a atividade não deve ocorrer livre de qualquer discussão teórica anterior. Guimarães (2009 p. 198) afirma que “essa metodologia não deve ser pautada nas aulas experimentais do tipo ‘receita de bolo’, [...] tampouco apetece que o conhecimento seja construído pela mera observação. Fazer ciência, no campo científico, não é atóxico.” Logo, se faz necessário dar um suporte teórico aos alunos para que essas investigações e discussões sejam norteadas. As atividades experimentais planejadas podem as tornar imunes a erros, e por muitas vezes erros experimentais levam a uma melhor compreensão através da reflexão sobre o erro. “Uma experiência imune a falhas mimetiza a adesão do pensamento do sujeito sensibilizado ao que supõe ser a causa explicativa do fenômeno, em lugar de promover uma reflexão racionalizada.” (GIORDAN, 1999, p. 45)

Um dos fatores mais importante de uma atividade experimental é capacidade do aluno de analisar e interpretar os resultados e todo o caminho procedimental que envolve a resolução do problema com o fenômeno estudado. Porém, quando a experimentação tem um caminho traçado a se seguir, o aluno entende como fator mais importante da atividade a necessidade de se chegar à resposta esperada de acordo com o roteiro experimental. Isso ocorre, pois, toda a problemática envolvida na atividade, e o procedimento para resolver o problema, foram previamente descritos no roteiro. (BORGES, 2002)

Para superar esse modelo clássico de experimentação, que segundo Séré (2003), “A maneira clássica de utilizar o experimento é aquela em que o aluno não tem que discutir; ele aprende como se servir de um material, de um método; a manipular uma lei fazendo variar os parâmetros e a observar um fenômeno”, pode-se fazer uso de uma metodologia de experimentação de caráter investigativo. A experimentação investigativa incentiva o questionamento a partir de observações sobre equívocos ou variações no fenômeno estudado que venham acontecer durante a experimentação, levando a discussões que construam evidências com prós e contras sobre a manipulação do fenômeno em análise. (MOTTA et al, 2013).

De acordo com Carvalho (2010, p. 65 apud MOTTA, et al 2013, p. 3),

Algumas vezes, quando o professor consegue propor uma “boa” questão, as previsões, antecipações elaboradas pelos estudantes, a partir de seus esquemas conceituais espontâneos ou baseados em outros referenciais, são contrariados pelos resultados experimentais. Esses fatos podem criar conflitos cognitivos, isto é, quando as ideias espontâneas dos alunos ou as explicações deles sobre determinados fenômenos são colocadas em conflito com o observável. É da superação destes conflitos cognitivos que nascem as aprendizagens efetivas e as demonstrações investigativas são as melhores atividades de ensino para que elas apareçam, em forma de hipótese dos alunos, sendo discutidos e superados pela visão da realidade do fenômeno.

Ainda segundo Motta (2013), a experimentação investigativa é desenvolvida a partir de perguntas e hipóteses dos discentes e do docente sobre fenômenos da natureza em estudo. Esses questionamentos iniciam o desenvolvimento de experimentos aperfeiçoáveis, que têm conjuntamente modelos que os explicam, possibilitando indagações e argumentações que direcionam a uma melhor compreensão do fenômeno em análise e o aperfeiçoamento desses experimentos. Sendo assim, “nenhum experimento por si só é suficiente para a construção e ressignificação de modelos. Ao modelar no coletivo, processo de negociação entre os participantes, oportuniza-se a elaboração de um modelo mais consistente e com isso se dá sentido à experiência.” (MOTTA, 2013)

Um fator que torna a experimentação investigativa por vezes complexa e desafiadora é o fato de estarmos dentro de uma cultura acadêmica que insiste em tentar ensinar ciências por meio de exercícios, sem uma discussão sobre os conceitos das ciências. Na experimentação investigativa é importante que os participantes estejam trabalhando dentro do mesmo tipo de linguagem, isto é determinante para que o fator social dentro da investigação, baseado em aprender a partir do outro, seja efetivo. E isso inclui discutir o fenômeno que está sendo estudado com os outros participantes, provocar

questionamentos a partir das hipóteses levantadas, obedecendo esses fatores a investigação levará a uma aprendizagem dos conceitos acerca do fenômeno, mais significativa. (FERREIRA, HARTWIG e OLIVEIRA, 2009)

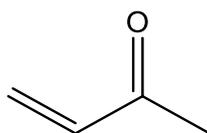
Ao estudarmos química, os conhecimentos adquiridos nas disciplinas teóricas precisam ser relacionados a práticas experimentais de forma bem contextualizada e clara. Isso permite fortalecer a construção de conceitos químicos, além de melhorar a relação entre as teorias estudadas. Partindo deste entendimento, o laboratório de química orgânica é o ambiente onde os discentes poderão interligar esses dois fatores (teoria e prática), e quando coordenados corretamente, essa relação permite fortalecer inclusive temáticas pouco vistas em sala de aula, como é o caso dos sistemas instaurados  $\pi$  conjugados e espectroscopia no UV-Visível. (FERREIRA, SILVA e PERRONE, 2001)

### 3.3 Indicadores Ácido-base e os Sistemas $\pi$ Conjugados

Utilizando as diferentes formas de experimentação, pode-se esperar resultados também diferentes. Se na experimentação de verificação tende-se a averiguar conceitos visando os resultados finais, na experimentação por investigação o foco é o caminho construído até o resultado final. Entender como, por exemplo, ocorre a mudança de cor em uma solução ácida e em básica utilizando-se a mesma substância, um indicador ácido-base. Sabe-se que essa mudança na coloração, de acordo com o meio, é explicada pela presença de insaturações conjugadas. A presença dessas insaturações pode ocasionar absorção de luz com comprimentos de onda na região do visível. O valor desse comprimento de onda, e conseqüentemente a cor que pode ser observada, vai depender do grau de conjugação.

As moléculas que contêm ligações duplas alternadas a ligações simples são denominadas de sistemas insaturados  $\pi$  conjugados. Nestes tipos de moléculas, suas ligações não podem ser descritas por estruturas de Lewis elementares, necessitando de teorias de ligação mais avançadas para sua correta descrição. A existência de ligações  $\pi$  conjugadas nos permite dizer que os elétrons participantes desse tipo de sistema não estão localizados entre dois pares de ligação (tomando-se como exemplo uma ligação  $\sigma$  entre duas ligações  $\pi$ ), mas sim encontram-se deslocalizados entre todos os átomos envolvidos na conjugação (KLEIN, 2016)



**Figura 2** – Representação da molécula enona

Fonte: próprio autor

Os indicadores ácido-base ou indicadores de pH são substâncias orgânicas fracamente ácidas ou fracamente básicas que apresentam cores diferentes para suas formas protonadas ou desprotonadas, indicando que mudam de cor em função do pH. Essas substâncias cromóforas absorvem na região do visível (corantes) e em função da reação com íons  $H^+$  é possível indicar o grau de acidez do ambiente onde estão inseridos. (TERCI; ROSSI 2002; HIOKA 2006). Esses indicadores são substâncias naturais ou sintéticas, usados principalmente em práticas laboratoriais de química. Uma característica relacionada a todos esses compostos é a presença de um sistema  $\pi$  conjugado estendido, com várias ligações duplas conjugadas. Os indicadores artificiais mais comumente utilizados são fenolftaleína, alaranjado de metila, vermelho de metila, azul de bromofenol, entre outros. No quadro 1 podemos ver alguns desses indicadores e suas respectivas estruturas e cores em soluções ácidas e básicas.

**Quadro 1** – Relação de alguns indicadores ácido-base

Indicador	Estrutura molecular	Cor	
		Meio ácido	Meio básico
Fenolftaleína		Incolor	Rosa
Vermelho de metila		Vermelho	Amarelo

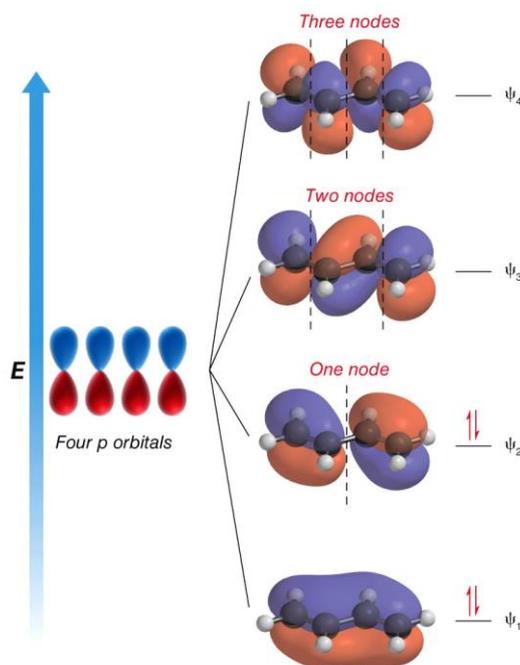
Azul de bromofenol		Amarelo	Violeta
--------------------	---	---------	---------

Fonte: Adaptado de [https://pt.wikipedia.org/wiki/Indicador\\_de\\_pH](https://pt.wikipedia.org/wiki/Indicador_de_pH) (acesso em 27/06/17)

### 3.4 Teoria do Orbital Molecular em Sistemas Conjugados e Espectroscopia UV-Vis

Uma ligação  $\pi$  é originada a partir da sobreposição de orbitais do tipo  $p$ , e de acordo com a teoria do orbital molecular, a combinação matemática de dois orbitais atômicos  $p$  originam dois orbitais moleculares (OM), sendo um ligante (de menor energia) e outro antiligante (de maior energia). Esse aumento de energia se dá pelo surgimento de planos nodais (ou nós) associados ao orbitais moleculares mais energéticos. A construção desses orbitais  $\pi$  pode ser vista na molécula do 1,3-butadieno, onde quatro orbitais atômicos  $p$  resultam na formação de quatro orbitais moleculares, sendo dois ligantes e dois antiligantes, com os elétrons  $p$  ocupando os orbitais ligantes, resultando em uma diminuição da energia do sistema e aumentando a estabilidade da molécula (figura 4). (ATKINS, 2006; KLEIN, 2016)

**Figura 3** - Diagrama de energia dos orbitais moleculares do 1,3-butadieno



Fonte: KLEIN, 2016

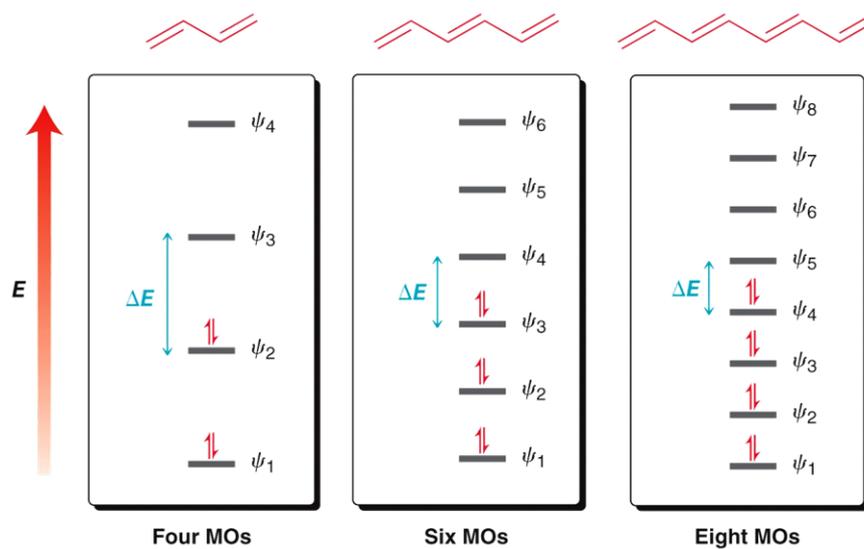
Uma molécula orgânica com um sistema  $\pi$  conjugado, como um polieno conjugado, absorve radiação ultravioleta (UV) ou visível, promovendo uma excitação eletrônica. A incidência da radiação excitaria um elétron  $\pi$  (que absorveria um fóton) do orbital ocupado de mais alta energia, denominado de HOMO, promovendo-o para o orbital desocupado de mais baixa energia, o LUMO. Esses dois orbitais são também chamados de orbitais de fronteira. Para grande parte das substâncias orgânicas que têm um sistema  $\pi$  conjugado, essa diferença de energia entre o HOMO e o LUMO corresponde à luz UV ou visível, em função do comprimento de onda da radiação ( $\lambda$ ) e sua relação com a energia do fóton ( $\Delta E = h \frac{c}{\lambda}$ ). O elétron excitado retorna ao OM original, emitindo um fóton com o mesmo valor de energia. (KLEIN, 2016)

A espectrofotometria na região ultravioleta-visível (UV-VIS) é uma técnica analítica amplamente usada para identificação e análises quantitativas de várias espécies químicas em variados tipos de materiais. (NASCIMENTO, 2010) A principal aplicação da espectroscopia no UV-Vis, que depende das transições entre níveis de energia eletrônica, está na identificação de sistemas  $\pi$  conjugados. (CAREY, 2011)

Um espectrofotômetro UV-Vis irradia a amostra com comprimentos de onda que vão de 200 até 800 nm comumente, onde a luz é dividida em dois feixes, sendo um atravessando a amostra analisada e o outro passando apenas o solvente onde a amostra foi dissolvida. O equipamento compara a intensidade de cada feixe em cada comprimento de onda e o resultado é representado por um gráfico (espectro de absorção) que mostra a absorbância em função do comprimento de onda. (KLEIN, 2016)

A característica mais importante de um espectro de absorção é o  $\lambda_{\max}$ , o comprimento de onda da absorção máxima. O valor de  $\lambda_{\max}$  para uma substância em particular é altamente dependente da sua conjugação. Substâncias que são altamente conjugadas terão um maior número de orbitais moleculares e apresentarão menor diferença de energia entre os orbitais, conseqüentemente menor energia entre os orbitais de fronteira, o HOMO e O LUMO, onde ocorrem as transições eletrônicas (figura 5) Se essa diferença de energia corresponde a um comprimento de onda entre 400 e 700 nm, a molécula absorve na região do visível e será colorida. (KLEIN, 2016)

**Figura 4** - Diagrama de energia dos orbitais moleculares do polienos



Fonte: KLEIN, 2016

## 4 METODOLOGIA

Este trabalho de pesquisa foi realizado na Universidade Federal de Pernambuco, em uma turma da disciplina de Laboratório de Química Orgânica do curso de Química-Licenciatura do Centro Acadêmico do Agreste.

Com a finalidade de investigar como o estudo de sistemas  $\pi$  conjugados através de um experimento utilizando a espectroscopia na região do UV-Vis pode contribuir para o ensino e aprendizagem, o trabalho partiu da seguinte questão: *Por que os indicadores mudam de cor?* Essa investigação ocorreu em três momentos: (1) Investigação experimental prévia com os indicadores que seriam utilizados e a obtenção dos espectros de absorção UV-Vis; (2) Realização do experimento na disciplina – a experimentação investigativa; (3) Aplicação de uma escala do tipo Likert com os alunos com o intuito de constatar a eficácia da investigação.

A pesquisa tem caráter qualitativo, tendo em vista que os dados serão analisados e interpretados sem quantizá-los, mas verificando os conceitos nas respostas dadas pelos alunos de forma subjetiva. De acordo com Dalfovo, Lana e Silveira (2008), a pesquisa qualitativa “...não é traduzida em números, na qual pretende verificar a relação da realidade com o objeto de estudo, obtendo várias interpretações de uma análise indutiva por parte do pesquisador”.

O material analisado no primeiro momento da pesquisa foi o áudio, que está completamente transcrito no apêndice. A investigação partiu da seguinte questão: *“Porque os indicadores mudam de cor?”* Essa investigação serviu para verificar não somente a resposta final da pergunta base, mas também para avaliar a construção de conceitos ainda não formados e correção de conceitos errôneos. Esse processo visou mais o caminho do ensino e aprendizagem construído durante a investigação do que somente a conclusão acerca do questionamento inicial.

No segundo momento foram entregues aos alunos um questionário baseado na escala de Likert, o qual foi fundamentada na experimentação, principalmente nas questões onde os alunos tiveram mais dificuldade para compreender. A escala Likert foi desenvolvida por Rensis Likert (1932) com o objetivo de mensurar atitudes no âmbito das ciências comportamentais (SILVA JÚNIOR; COSTA, 2014, p, 4-5). A escala tipo Likert é formada por afirmações na qual o sujeito que está sendo avaliado deverá manifestar seu grau de concordância, subdividida em níveis que vão desde a discordância completa (nível 1) até a concordância completa (nível 3, 5 a depender dos graus pensados

para o questionário). Esse momento ocorreu na aula seguinte, que se deu após uma semana da realização do experimento. A função da escala foi confirmar o quanto a investigação conseguiu ser eficaz. As afirmações contidas no questionário foram baseadas nas discussões realizadas durante a atividade experimental, tanto na parte investigativa, quando o pesquisador realizava perguntas aos alunos, quanto no procedimento experimental que ocorreu imediatamente após essa discussão inicial, usando o espectrofotômetro de UV-Vis.

As análises da pesquisa foram baseadas na *análise de conteúdos* de Bardin, com o objetivo de analisar e compreender as informações nos escritos dos alunos e dar significado a essas informações, seguindo as seguintes etapas: pré-análise, exploração do material e tratamento dos resultados, a inferência e a interpretação. (CÂMARA, 2013)

## 5 RESULTADOS E DISCUSSÕES

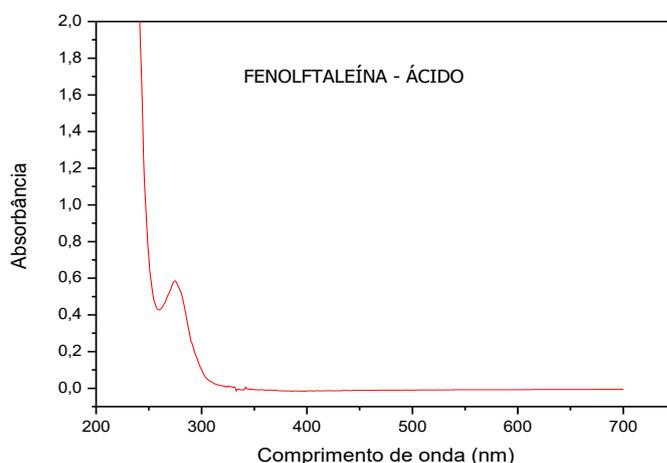
### 5.1 A Investigação Experimental Prévia

A etapa experimental que existe na investigação é breve e serviu para comprovar a relação entre as mudanças estruturais que ocorrem nos indicadores ácido-base com as cores características do meio em que eles se encontram.

Inicialmente foram preparadas seis soluções, três de hidróxido de sódio (NaOH) e três de ácido clorídrico (HCl), e em cada par (HCl e NaOH) foram adicionados três tipos diferentes de indicadores, a fenolftaleína, o vermelho de metila e o azul de bromofenol. Depois as soluções com os indicadores foram levadas para a análise no espectrofotômetro UV-vis, onde foram obtidos seus espectros de absorção.

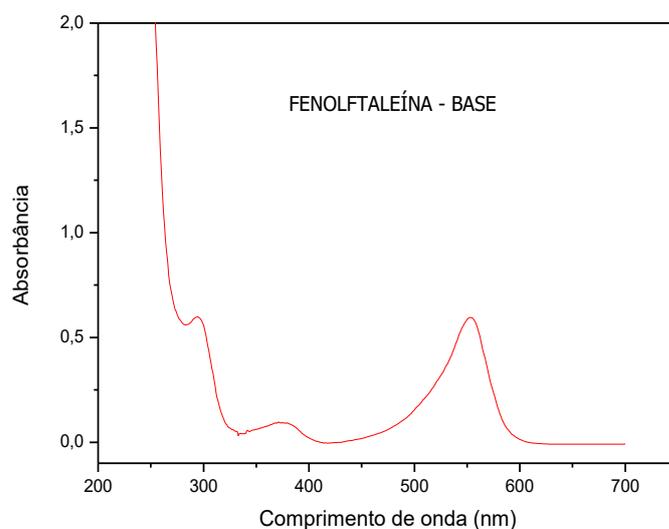
Foi possível observar as mudanças no comprimento de onda da absorção máxima em todas as soluções com os indicadores e suas correlações com as cores observadas em relação ao meio ácido ou básico. Na fenolftaleína, pode ser comprovada a ausência de cor em meio ácido, uma vez que não há absorção na região do visível (figura 5)

**Figura 5** – Espectro de absorção da fenolftaleína em meio ácido



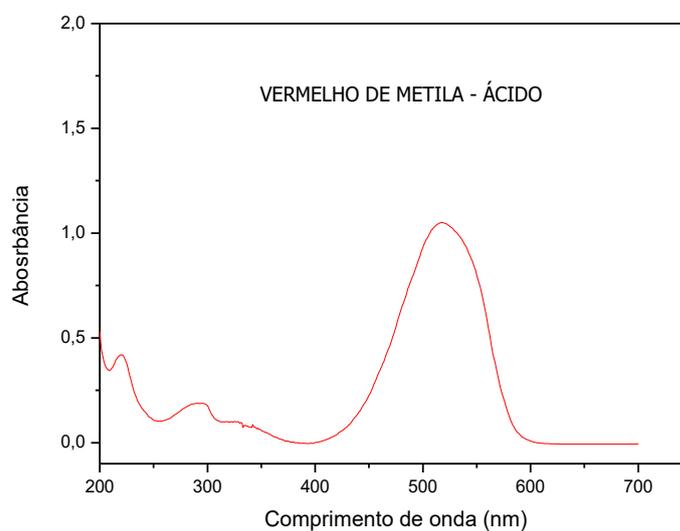
Fonte: o próprio autor

Em meio básico, a coloração observada é rosa, com absorção máxima 553 nm, na região do espectro visível (figura 6).

**Figura 6** – Espectro de absorção da fenolftaleína em meio básico

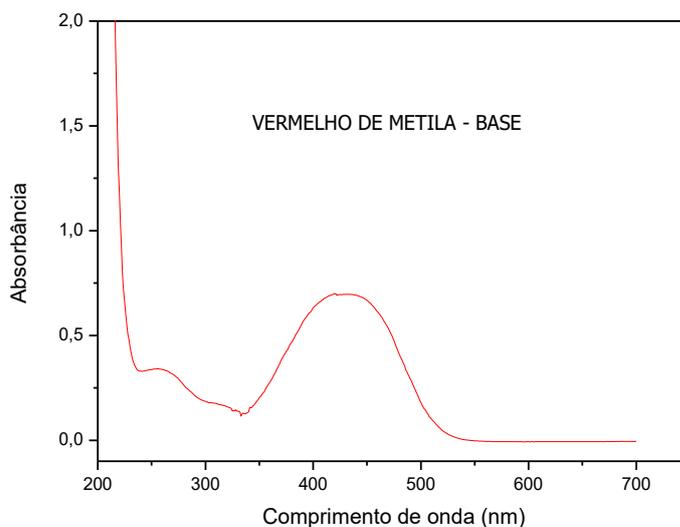
Fonte: o próprio autor

O indicador vermelho de metila, por sua vez, apresentou cores diferentes em pH ácido e básico. Em meio ácido o comprimento de onda de absorção máxima foi de 518 nm, e a solução apresentou uma coloração vermelha (figura 7)

**Figura 7** – Espectro de absorção do vermelho de metila em meio ácido

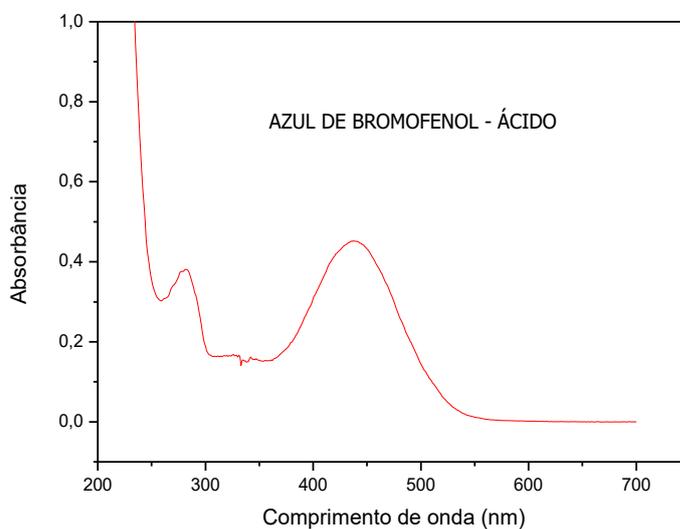
Fonte: o próprio autor

Em meio básico, o comprimento de onda de máxima absorção observado para o vermelho de metila foi de 420 nm e apresentou uma coloração amarela/laranja (figura 8).

**Figura 8** – Espectro de absorção do vermelho de metila em meio básico

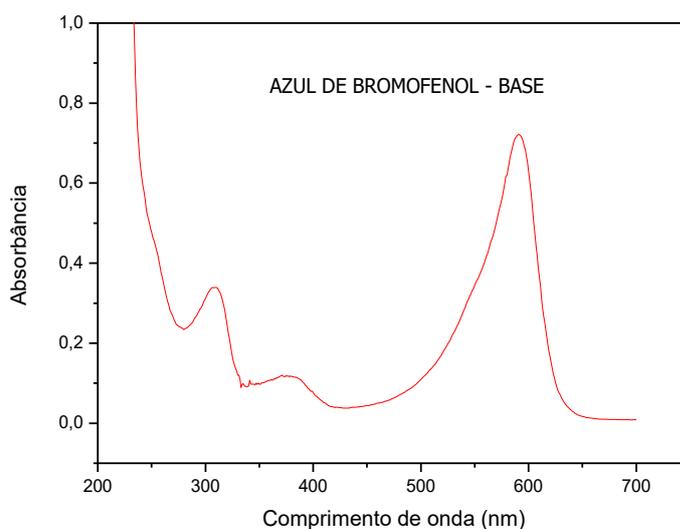
Fonte: o próprio autor

E por fim, a solução do azul de bromofenol apresentou uma coloração amarela, com um comprimento de onda máximo de 437 nm (figura 9).

**Figura 9** – Espectro de absorção do azul de bromofenol em meio ácido

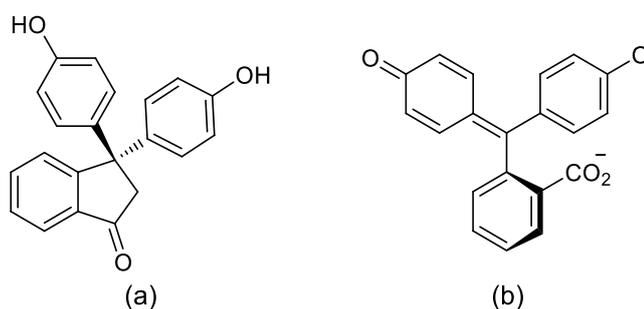
Fonte: o próprio autor

Em meio básico, a solução de bromofenol apresentou uma coloração púrpura e a absorção máxima foi observada em 590 nm (figura 10).

**Figura 10** – Espectro de absorção do azul de bromofenol em meio básico

Fonte: o próprio autor

Ao analisarmos as estruturas dos indicadores ácido-base estudados, podemos notar que essas moléculas, que possuem um sistema  $\pi$ -conjugado, mudam de acordo com o meio. Na fenolftaleína, por exemplo, existem três anéis aromáticos isolados (sem conjugação entre eles) no meio ácido (figura 11a), enquanto no meio básico, podemos notar a presença de mais uma ligação dupla, unindo dois anéis, aumentando a conjugação (figura 11b).

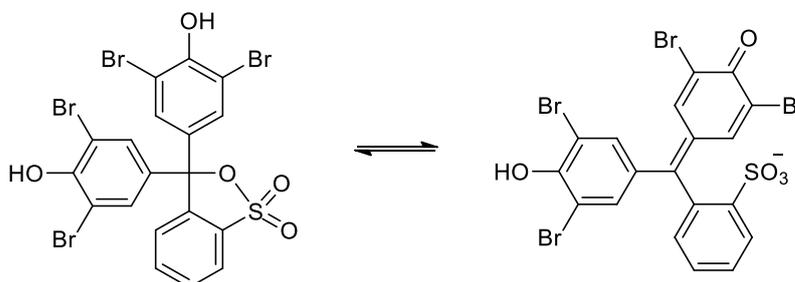
**Figura 11** – Estruturas da fenolftaleína (a) meio ácido e (b) meio básico

Fonte: próprio autor

A mesma observação pode ser feita para o azul de bromofenol. Contudo, a diferença está na extensão da conjugação, pois em ambos os meios a molécula absorve no visível. A estrutura do azul de bromofenol em meio básico tem uma conjugação mais estendida do que a estrutura em meio ácido (figura 12), algo que pode ser comprovado

pela diferença nos comprimentos de onda de absorção máximo em cada uma das estruturas.

**Figura 12** – Equilíbrio entre as formas ácida (esq.) e básica (dir.) do azul de bromofenol



Fonte: próprio autor

Após análise das estruturas dos indicadores, juntamente com os comprimentos de onda de absorção máxima, podemos comprovar a dependência da coloração do indicador com a quantidade de ligações  $\pi$  conjugadas. Essa dependência ocorre porque uma molécula com mais ligações deste tipo requer menos energia para excitar um elétron do HOMO ao LUMO, aumentando assim o  $\lambda_{\max}$ , já que o comprimento de onda é inversamente proporcional à energia,  $\Delta E = h \frac{c}{\lambda}$ .

## 5.2 Aplicação do Experimento – a Experimentação Investigativa

A experimentação investigativa foi realizada com 10 alunos da turma de Laboratório de Química Orgânica, divididos em 3 grupos. Todos os grupos tiveram que responder uma pergunta chave: “*Por que o indicador ácido-base muda de cor?*” Partindo desse questionamento, todos os grupos passaram por uma sequência de perguntas secundárias, muitas vezes remetendo a temas mais básicos correlacionados à pergunta principal. Esse processo foi necessário para verificarmos a construção do conhecimento, do caminho até que pudessem dar a resposta para questionamento inicial. Após esse momento de discussão, os grupos realizaram o experimento com o indicador ácido-base, onde obtiveram os espectros de absorção dos indicadores em meio ácido e básico, usando o espectrômetro de UV-Vis, a fim de corroborar as conclusões da investigação. A transcrição completa dos áudios está nos anexos.

As respostas iniciais dos dois primeiros grupos foram baseadas nos conhecimentos prévios dos alunos acerca de como surge a cor. O grupo 1 tentou assimilar conceitos

químicos mais comumente utilizados na química inorgânica, envolvendo complexos (ou compostos de coordenação).

*A gente acredita que a mudança de cor está relacionada a mudança de conformação ou mudança de complexo, porque alguns indicadores eles complexarão com íons [sic]...*

Contra-argumento do pesquisador:

Mas se você não tem outro íon a não ser o sódio? E vocês viram na disciplina de inorgânica que ele não irá complexar. Então será que essa teoria ainda se sustentará? Pois temos que pensar em indicadores ácido-base e não em outras soluções.

Resposta do grupo:

*Não, não de fato nessa situação não se complexará. Eu acho que a gente estava pensando na complexação pois, por exemplo, em química analítica a gente faz volumetria de precipitação onde usamos um indicador que complexa com íon e esse complexo normalmente é solúvel e tem uma cor, essa cor ajuda a identificar o ponto final de titulação. Mas aí isso não é válido para indicadores ácido-base.*

A contra argumentação após o equívoco do grupo serve para desconstruir esse erro, instigando a curiosidade e a fomentação de novas ideias sobre a pergunta inicial. Após essa correção, outro questionamento foi feito pelo pesquisador com o objetivo de fazer o grupo enxergar uma linha de raciocínio mais pertinente para a resolução.

- Se a molécula que você está colocando é a mesma na solução ácida e básica, vocês acham que elas se mantêm igual nas duas soluções?
- *Não deve ocorrer alguma mudança.*
- O que faz uma molécula ter cor?
- *A capacidade de absorção de energia de um determinado valor.*

Nesta etapa, o grupo foi direcionado por uma sequência de perguntas para que assimilassem que a mudança de cor está relacionada com a absorção de energia, e consequentemente que essa energia dependerá dos níveis de energia de determinados

orbitais. O grupo não demonstrou dificuldade em entender como absorção de energia, e que ela está relacionada diretamente à diferença energética dos orbitais HOMO e LUMO.

- Então como poderíamos representar matematicamente a excitação eletrônica?
- *Normalmente por um diagrama?*
- Qual diagrama? De que teoria?
- *Teoria do orbital molecular*

As perguntas são sempre feitas para que os alunos assimilem conhecimentos passados para a solução da problemática. Uma vez que o aluno apresenta dificuldade em prosseguir o raciocínio, cabe o professor mediar essa discussão.

- Então pensemos na representação mais simples, a molécula de hidrogênio, como representaria?
- *Dois orbitais atômicos do tipo  $\underline{s}$  cada um com um elétron que se irão se emparelhar com no orbital ligante dos dois orbitais moleculares formados.*
- E se caso você jogasse um fóton nessa molécula, o que aconteceria?
- *Ele deve subir para o orbital de cima.*
- Qual é a energia necessária para realizar essa transição do HOMO para o LUMO?
- *Não lembro, mas acho que é quantizada.*
- Esse ordenamento dos orbitais indica uma diferença de energia dos orbitais como nós vimos. Baseado nisso, a energia necessária para excitar um elétron do HOMO para o LUMO é equivalente a que energia?
- *A diferença de energética do HOMO e do LUMO.*

Após o entendimento da relação entre energia, excitação eletrônica e cor. A discussão se direcionou para o ponto chave da explicação da pergunta base, a relação feita a partir da representação dos elétrons  $\pi$  do 1,3- butadieno e como o aumento do número de elétrons  $\pi$  está relacionado com a diferença energética do HOMO e LUMO e, conseqüentemente, com a cor da solução.

- Agora caso nós coloquemos mais uma conjugação no nosso 1,3 butadieno, essa diferença de energia irá aumentar ou diminuir?

– *Eu acho que diminui, pois se eu estou aumentando o número de elétrons envolvidos talvez isso possa ser considerado um aumento de energia, então como comprimento de onda é inversamente proporcional ao aumento de energia, ele deveria diminuir, não calma, acho que falei ao contrário. Se eu tô aumentando a energia, eu tô diminuindo o comprimento de onda e aumentando a distância entre os orbitais*

– Então vocês acham que colocando mais elétrons, a distância entre o HOMO e o LUMO irá aumentar?

– *Sim.*

Após o grupo chegar a conclusão errada sobre a relação entre a energia e a quantidade de ligações  $\pi$  conjugadas, foi sugerido uma análise experimental no espectrofotômetro UV-vis e uma análise estrutural da molécula da fenolftaleína em meio ácido e em meio básico.

– Então, existe alguma forma medir o comprimento de onda?

– *Experimentalmente, nós achamos que poderíamos emitir luz branca sobre alguma coisa que seja capaz de absorvê-la e verificando quanto foi que sobrou desta emissão.*

O segundo grupo também parte de um conhecimento prévio, equivocado, para responder a questão inicial:

– *Pelo o que a gente estava discutindo, a gente sabe que principalmente nos naturais que é de onde provêm os sintéticos, eles contêm uma substância, antocianina, que é o que vai reagir com uma coloração típica na presença da base ou do ácido e essa coloração ela é alcançada onde identificamos o ponto de viragem, onde descobrimos quem é o ácido e quem é a base.*

Embora o grupo tenha utilizado suas bases conceituais para responder, diferentemente do primeiro grupo, a resposta desse foge da pergunta, pois tentam explicar o fenômeno a partir da identificação de um ácido ou base. Logo, coube ao pesquisador elaborar um contra-argumento eficaz para não só desconstruir um equívoco, como também tornar mais nítido o sentido da pergunta.

- Então, vamos partir de um ponto de vista diferente. Por que nós vemos cor? Se caso apagarmos a luz, enxergaríamos alguma cor?
- *Não enxergaríamos nada, a luz nos faz enxergar.*
- Se nós jogarmos luz numa molécula, o que vai acontecer?
- *Bom, luz é uma forma de energia. Estaríamos jogando um fóton.*

Para o desenvolvimento dentro da investigação, o grupo necessitou de uma pergunta guia que os colocassem no caminho correto para responder à questão inicial. A partir deste ponto, o grupo teve dificuldades em questões de química geral, como confundir teorias de ligações existentes com tipos de forças intermoleculares.

- Quais as teorias de ligação que a gente tem?
- *Íon-íon, íon-dipolo, dipolo-dipolo...*
- Não, isso é ligação intermolecular. A gente já sabe que a nossa ligação é covalente, então como representaríamos, embasados em alguma teoria conhecida, essa ligação da molécula?
- *Teoria de Lewis?*
- Certo, mas vocês sabem que ela é ultrapassada, quais outras teorias nós temos?
- *Tem a ver com aqueles espectros? Espectros não, níveis.*
- Isso... com níveis de quê? Qual o nome da teoria?
- *Teoria do orbital molecular.*

Podemos observar que o contra-argumento do pesquisador é necessário para desfazer a confusão do aluno e esclarecer a diferença entre força intermolecular e teoria de ligação, além de forçar os alunos a buscarem nos conhecimentos prévios dois tipos de teorias de ligações. A investigação neste momento segue novamente para o questionamento sobre como a energia de excitação do elétron está relacionada com as ligações  $\pi$  conjugadas, e conseqüentemente com a cor. Inicialmente os alunos são indagados sobre como seria a representação da molécula de eteno pela Teoria dos Orbitais Moleculares, e posteriormente indagados sobre a adição de uma ligação dupla conjugada.

- Então, caso nós adicionemos mais uma ligação  $\pi$  nessa molécula, o que aconteceria com a diferença de energia desses orbitais? O que acontece com a distância entre o

HOMO e o LUMO? Existe algum tipo de equipamento ou técnica que possamos incidir luz para verificar isso?

– *A espectroscopia?*

O terceiro grupo utiliza dos conhecimentos prévios para levantar a hipótese inicial com um raciocínio correto sobre as cores e por que as enxergamos. As demais questões levantadas são feitas para corrigir pequenos equívocos no decorrer do raciocínio e também para guiar o grupo na construção da resposta.

Resposta do grupo:

– *Além da mudança de um meio para outro, por exemplo quando você está titulando o indicador ele reage com o meio e formou uma nova molécula e essa molécula tem uma cor diferente, e uma coisa que nós estávamos discutindo era que o fato da cor ser diferente está relacionado aos níveis de energia. Ou seja, quando uma substância muda de vermelho para laranja ela absorveu uma quantidade de energia suficiente para um elétron passar para um nível de energia mais externo e depois ele volta liberando energia em forma de fóton num comprimento de onda específico.*

Neste momento, o pesquisador necessitou incitar a curiosidade dos alunos através de outras perguntas para dar continuidade ao raciocínio:

– Então agora pensemos sobre como nós representaríamos por alguma teoria de ligação a ligação da molécula de hidrogênio.

– *Pela teoria de Lewis?*

– Uma mais sofisticada.

– *Teoria do Orbital Molecular.*

– Exatamente, agora pela Teoria do Orbital Molecular representem a ligação da molécula de hidrogênio.

O grupo necessitou de apoio para construir o diagrama de energia, o que explica utilizar a molécula de hidrogênio inicialmente, e não um sistema com mais elétrons, já que os alunos careciam de corrigir falhas na construção do conhecimento acerca da Teoria do Orbital Molecular. Posteriormente, foi pedido para representarem a molécula do 1,3-

butadieno e também foram questionados sobre o que aconteceria com a energia necessária para excitar o elétron caso aumentássemos a molécula em mais uma ligação  $\pi$  conjugada.

– Agora, para que esse elétron suba para o próximo orbital, ele depende de uma quantidade de energia específica, que energia é essa? Por que nós representamos esse gráfico assim, com os orbitais um acima do outro?

– *Por que eles têm níveis energéticos diferentes.*

– Então para excitarmos o elétron do HOMO ao LUMO, que energia nós precisamos?

– *A diferença entre o primeiro orbital e o próximo orbital desocupado?*

– Vocês concordam que ele (elétron) irá para o orbital desocupado de menor energia, mas qual elétron irá, dos orbitais mais externos ou dos mais internos?

– *Do mais externo*

– Então a energia ainda é do primeiro orbital?

– *Não, vai ser do HOMO e do LUMO.*

– Correto! Então chegamos a um ponto crucial. A distância do HOMO para o LUMO é igual à energia necessária para excitar o elétron. Mas e se por algum acaso, nós colocássemos mais um orbital com dois elétrons  $\pi$  conjugados?

– *Nós vamos ter mais dois orbitais moleculares.*

– Se eu estou adicionando esses orbitais, essa diferença entre o HOMO e o LUMO aumenta ou diminui? Ou permanece a mesma?

– *Acho que diminui.*

Na segunda etapa da investigação, os três grupos estavam munidos da estrutura da fenolftaleína em meio básico e meio ácido. A pergunta do pesquisador no início dos questionamentos foi respondida, pois os grupos notaram a mudança estrutural de um meio para outro, principalmente na presença de uma longa conjugação de 6 ligações  $\pi$  na estrutura do meio básico, que não existia na estrutura do meio ácido. Restava eles saberem se essa mudança caracterizava uma diminuição ou um aumento na diferença energia dos orbitais de fronteira.

Todos os alunos foram levados ao espectrofotômetro UV-visível, onde lá as soluções ácidas e básicas foram preparadas pelos mesmos, contendo os indicadores vermelho de metila, fenolftaleína e azul de bromofenol. Cada solução foi colocada na cubeta e em seguida no espectrofotômetro para verificar em que comprimento de onda aquela amostra absorveria luz.

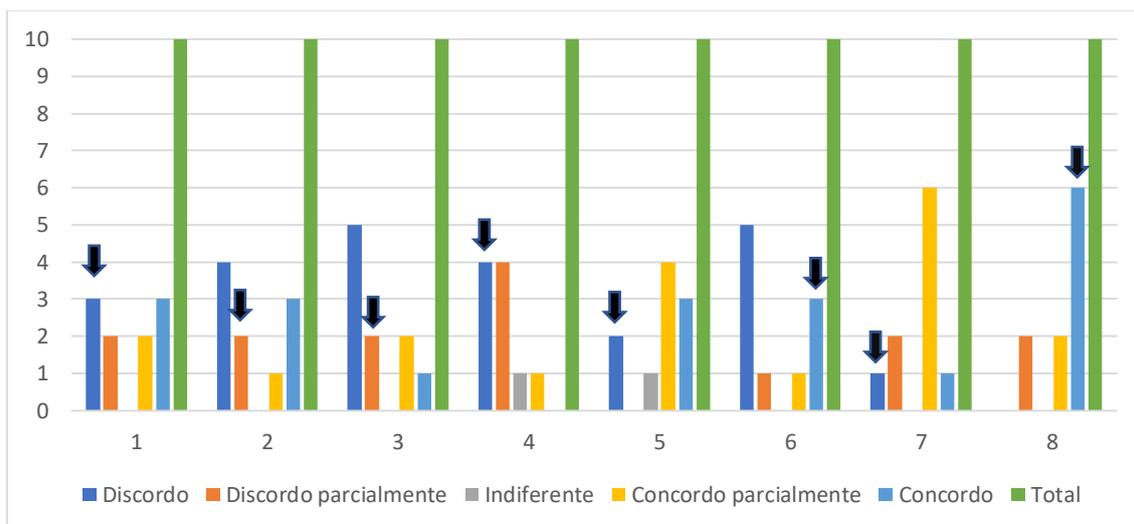
Agora, tendo em mãos os dados experimentais dos comprimentos de onda de cada uma das amostras, juntamente com as estruturas, os alunos foram capazes de analisar a relação entre as informações.

*– A última pergunta que precisava ser respondida era como o aumento de conjugações influenciaria na absorção de luz dos indicadores, agora por exemplo o azul de bromo fenol absorve entre 410 e 430 nm em meio ácido, já no meio básico absorve entre 590 e 600 nm, e como vimos pela relação que energia é inversamente proporcional ao comprimento de onda, logo esse aumento nos diz que a diferença de energia entre o HOMO e o LUMO diminui com a adição de mais conjugações.*

Durante toda experimentação foi necessário resgatar conhecimentos prévios dos alunos e desconstruir erros que surgiam, sempre propondo novos questionamentos que levavam os alunos a novas ideias sobre temas iniciais.

### **5.3 Análise Final – Escala de Likert**

Após uma semana da realização da investigação, foi aplicado teste do tipo da escala de Likert, com a finalidade de verificar a construção de conhecimentos a partir das questões levantadas na etapa de investigação. As afirmações foram criadas em blocos, de modo que cada questão tem pelo menos uma outra com a mesma afirmação (ou negação) escrita de maneira diferente (questões primas), nos permitindo concretizar os conhecimentos formados dos alunos. O questionário completo está disponível no apêndice. As respostas foram agrupadas questão a questão, de acordo com os níveis estipulados (concordância e discordância) no gráfico da figura 13.

**Figura 13.** Gráfico das respostas referentes ao questionário tipo Likert

Fonte: o próprio autor

Na primeira afirmação, os alunos deveriam discordar, pois ela dizia que “Moléculas com sistemas  $\pi$  conjugados tendem a necessitar de mais energia para excitação de elétrons conforme aumentam as quantidades de ligações duplas conjugadas”, onde sabemos que elas necessitam de menos energia, pois a distância entre os orbitais HOMO e LUMO estará diminuindo. Metade dos alunos responderam com algum grau de discordância, mas apenas três responderam de acordo com o esperado.

Na afirmação número dois, também deveriam ter discordado pois ela diz que “O comprimento de onda de luz absorvida pela molécula de 1,3,5-hexatrieno é menor do que a da molécula do eteno”. Aqui é preciso lembrar que o comprimento de onda é inversamente proporcional à variação de energia. Nesse caso, a energia absorvida pela molécula, então por ter 3 ligações duplas conjugadas, é menor e conseqüentemente um comprimento de onda maior.

A terceira afirmação diz que “O azul de bromofenol, em meio básico, tem cor púrpura, absorvendo na região do espectro visível entre 590~595 nm, e é amarelo em meio ácido, absorvendo na região do espectro visível em 430~435 nm. Essa diminuição do comprimento de onda indica um abaixamento também da energia absorvida.” Deve-se discordar parcialmente, pois a afirmação sobre a região onde a molécula absorve é verdadeira, mas essa verdade se torna menos significativa diante da afirmação errônea que vem depois, mas apenas dois alunos responderam corretamente. Na verdade, a diminuição dos valores de comprimento de onda indica que a energia absorvida aumenta quando a molécula do azul de bromofenol passa de um meio básico para um ácido.

A afirmativa quatro, “Após a absorção de luz para excitação eletrônica, o elétron permanece no LUMO, mantendo assim a cor da molécula”, está incorreta. O elétron após excitado retorna a seu orbital de origem, HOMO, liberando energia na forma de luz na região do visível, conseqüentemente, temos a percepção de cor.

A afirmativa cinco diz que “O aumento de 3 para 6 ligações  $\pi$  conjugadas na molécula da fenolftaleína corresponde a uma maior absorção de energia.” Assim como na afirmativa 1, devemos lembrar que o aumento de elétrons  $\pi$  conjugados, diminui a distância dos orbitais de fronteira, então absorvendo menor energia. Esse pensamento deve ser mantido para agora concordar com a afirmativa seis: “O aumento de elétrons  $\pi$  não aumenta a distância dos orbitais HOMO e LUMO.”

A afirmação 7 traz que “A técnica da espectroscopia UV-vis é utilizada para verificar o comprimento de onda de luz emitida pelas moléculas.” A atenção deve ser voltada para a palavra *emitida*, usada erroneamente, uma vez que essa técnica verifica a quantidade de luz absorvida pela amostra. Aqui é interessante destacar o não entendimento da afirmação, pois a grande maioria expressou algum grau de concordância.

A afirmativa 8 diz que “O retorno do elétron para o orbital HOMO libera uma quantidade de energia equivalente à distância entre os orbitais HOMO e o LUMO na forma de luz com um determinado comprimento de onda.” Usando o raciocínio da quarta afirmação, podemos concordar com essa, onde o retorno do elétron libera energia na forma de luz. Nessa afirmação, a maioria (seis alunos) responderam corretamente, concordando totalmente com a afirmação.

A análise dessa escala, através do gráfico das respostas dos alunos, nos leva a perceber que mesmo sendo mais difícil para eles reconhecerem uma afirmação errada e discordarem dela do que concordar com uma afirmação verdadeira, de modo geral metade dos participantes conseguiram identificar esses erros (figura 13). Talvez por uma falta de conhecimento sobre a estrutura da escala do tipo Likert, alguns participantes não conseguiram entender a utilidade do “discordo parcialmente” e do “concordo parcialmente”, onde a diferença está entre uma pequena afirmação verdadeira ou uma pequena afirmação falsa, embutida na frase.

As duas etapas de avaliação do trabalho, quando analisadas em conjunto, mostram que a eficácia de uma investigação não está na conclusão final dela, mas no caminho construído até o fim dessa investigação. Nos resultados obtidos a partir da escala do tipo Likert, podemos evidenciar que apesar dos resultados positivos não sejam grande maioria,

eles são significativos, pois mostram evolução dos alunos principalmente com os erros sobre os conteúdos de química geral, que nos ajudaram a responder à questão inicial, foram corrigidos quando necessário. Entender o conceito da equação de energia e como ela está relacionada a um conteúdo de química orgânica (ou qualquer outro conteúdo de outra disciplina) é tão fundamental quanto entender o a questão base.

## 6 CONCLUSÃO

Este trabalho de pesquisa buscou propor uma investigação sobre a mudança de cores dos indicadores ácido-base, baseada num estudo prévio sobre os sistemas  $\pi$  conjugados e como esses sistemas influenciam a variação da cor. A investigação foi proposta como alternativa para o ensino de química orgânica num curso de química de nível superior. Esse estudo foi realizado com os alunos da disciplina de Laboratório de Química Orgânica do 7º período que curso Química-Licenciatura no CAA/UFPE. A investigação foi seguida da aplicação de uma escala de Likert, que continha afirmações sobre a investigação.

Os resultados da investigação foram bastante satisfatórios. Pudemos observar que, mesmo não tendo alguns conceitos prévios sólidos, os alunos corrigiram esses equívocos e foram capazes de entender como isso se encaixava para entender que os indicadores mudam de cor dependendo da quantidade de ligações duplas conjugadas. Além disso, puderam entender que essa relação depende também de conceitos de Química Geral, como as teorias de ligação e as transições eletrônicas. Uma vez que energia é absorvida/liberada na transição entre níveis energéticos, essa energia está associada a um comprimento de onda, se este ocorrer na região do visível (entre 400 e 700 nm), podemos ter a percepção de cor.

Espera-se que, a partir desse estudo, os licenciandos possam compreender que a utilização de uma metodologia alternativa como a experimentação investigativa é eficaz, pois nela é possível dar a devida importância a todos os momentos da investigação e não somente procedimentos técnicos e conclusão final.

## REFERÊNCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

BORGES, A. TARSICIO; NOVOS RUMOS PARA O LABORATÓRIO ESCOLAR DE CIÊNCIAS, *Cad. Brás. Ens. Fís.*, v. 19, n.3: p.291-313, dez. 2002

CÂMARA, Rosana Hoffman **Análise de conteúdo: da teoria à prática em pesquisas sociais aplicadas às organizações** Revista Interinstitucional de Psicologia, 6 (2), jul - dez, 2013, 179-191

CAREY, Francis et al. **Advanced Organic Chemistry**.. 5 ed. Spring Verlag, 2007

DALFOVO, Michael Samir; LANA, Rogério Adilson; SILVEIRA, Amélia. Métodos quantitativos e qualitativos: um resgate teórico. **Revista Interdisciplinar Científica Aplicada**, Blumenau, v.2, n.4, p.01-13, Sem II. 2008

FERREIRA, Vitor F.; SILVA, Fernando C.; PERRONE Clarissa C.; SACAROSE NO LABORATÓRIO DE QUÍMICA ORGÂNICA DE GRADUAÇÃO, **Química Nova**, Vol. 24, No. 6, 905-907, 2001.

FERREIRA ,Luiz Henrique; HARTWIG, Dácio Rodney; OLIVEIRA, Ricardo Castro **Ensino Experimental de Química: Uma Abordagem Investigativa Contextualizada** Química Nova Na Escola, Vol. 32, N° 2 , p. 1-2. Maio 2010

GALIAZZI, Maria do Carmo; GONÇALVES, Fábio Peres. A NATUREZA PEDAGÓGICA DA EXPERIMENTAÇÃO: UMA PESQUISA NA LICENCIATURA EM QUÍMICA. **Química Nova**, Vol. 27, No. 2, p. 326-331, 2004

GIORDAN, Marcelo. O PAPEL DA EXPERIMENTAÇÃO NO ENSINO DE CIÊNCIAS. **QUÍMICA NOVA NA ESCOLA** Experimentação e Ensino de Ciências N° 10, p. 1-3. NOVEMBRO 1999.

GUIMARÃES; Cleidson Carneiro; Experimentação no Ensino de Química: Caminhos e Descaminhos Rumo à Aprendizagem Significativa, **Química Nova Na Escola** Vol. 31, N° 3, p. 1-3 AGOSTO 2009.

KLEIN, David. **Química Orgânica**. Vol. 2. 2 ed. LTC, 2016

LIMA; José Ossian Gadelha, Perspectivas de novas metodologias no Ensino de Química **Revista Espaço Acadêmico**, N° 136, p. 96,99. Setembro 2012

MOTTA; Cezar Soares et alii. EXPERIMENTAÇÃO INVESTIGATIVA: indagação dialógica do objeto aperfeiçoável in: **Atas do IX Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências – IX ENPEC** Águas de Lindóia, p. 2-5. SP – 10 a 14 de Novembro de 2013

NOVAES, Fábio Junior M. et al **Atividades Experimentais Simples para o Entendimento de Conceitos de Cinética Enzimática: Solanum tuberosum – Uma Alternativa Versátil** Química Nova Na Escola Vol. 35, N° 1, p. 27-33, fevereiro 2013

PEREIRA; Boscoli Barbosa Pereira **EXPERIMENTAÇÃO NO ENSINO DE CIÊNCIAS E O PAPEL DO PROFESSOR NA CONSTRUÇÃO DO CONHECIMENTO**

PINHEIRO, Antonio Narciso; MEDEIROS, Ethanielda de Lima; OLIVEIRA, Alcineia Conceição **ESTUDO DE CASOS NA FORMAÇÃO DE PROFESSORES DE QUÍMICA** Quim. Nova, Vol. 33, No. 9, 1996-2002, 2010

ROSA, Maria Inês de Freitas Petrucci S.; SCHNETZLER, Roseli Pacheco **Sobre a importância do conceito transformação química no processo de aquisição do conhecimento químico** Química Nova Na Escola, N° 8, novembro, 1998

SILVA JÚNIOR, S. D. S.; COSTA, F. J. **Mensuração e escalas de verificação: uma análise comparativa das escalas de Likert e Phrase Completion.** PMKT–Revista Brasileira de Pesquisas de Marketing, Opinião e Mídia, v. 15, p. 1-16, 2014.

SILVA, Raquel Thomaz da et alii. **CONTEXTUALIZAÇÃO E EXPERIMENTAÇÃO UMA ANÁLISE DOS ARTIGOS PUBLICADOS NA SEÇÃO “EXPERIMENTAÇÃO NO ENSINO DE QUÍMICA” DA REVISTA QUÍMICA NOVA NA ESCOLA 2000-2008.** *Ensaio – Pesq. Educ. Ciênc.*, dez. 2009, v.11, n.2

SÉRÉ, Marie-Geneviève; COELHO, Suzana Maria; NUNES; António Dias **O PAPEL DA EXPERIMENTAÇÃO NO ENSINO DA FÍSICA**, Caderno Brasileiro de Ensino de Física, v. 20, n. 1, p. 31-32. abr. 2003.

SOLOMONS, T. W. Graham; Fryhle, Craig B. **Química Orgânica**, vol. 2. 9 ed. LTC, 2009

## APÊNDICE A – Transcrição do áudio da fala do pesquisador e dos alunos na experimentação investigativa

Onde “P” é a fala do pesquisador e “R” é a resposta do aluno.

### GRUPO 1

P: Vocês têm alguma ideia inicial sobre por que os indicadores mudam de cor?

R: a gente acredita que a mudança de cor está relacionada a mudança de conformação ou mudança de complexo, porque alguns indicadores eles complexarão com íons, não é? E isto poderia estar relacionado a mudança de cor ou a mudança de conformação, por exemplo a fenolftaleína ela sofre uma mudança de conformação na molécula e isso faz com que ocorra uma mudança de cor na presença de uma base.

P2: Essa mudança conformacional ocorreria de que maneira?

R: Pode ser uma conversão intermolecular, ou a formação de um complexo aí a gente acredita que tudo depende do indicador e do meio.

P2: De que forma seria analisada a estrutura da molécula?  
Por exemplo a fenolftaleína é uma molécula orgânica?

R: Acreditamos que sim, uma base fraca.

P4: Imaginem que vocês têm uma solução de HCl e NaOH, então você adiciona fenolftaleína que em meio ácido será transparente e em meio básico será rosa, então essa é a observação visual mais nítida que você pode fazer.  
Será que a teoria que ela vai complexar ainda se sustenta?

R: A fenolftaleína não, ela não forma complexos, os que formam são outros indicadores.

P: Mas se você não tem outro íon a não ser o sódio, e vocês viram na disciplina de inorgânica que ele não irá complexar. Então será que essa teoria ainda se sustentará? Pois temos que pensar em indicadores ácido-base e não em outras soluções.

R: Não, não de fato nessa situação não se complexará.

P: então tentem agora repensar a situação tendo somente a molécula orgânica, variando o meio em que ela se encontra entre ácido e básico.

R: Eu acho que a gente estava pensando na complexação pois por exemplo em química analítica a gente faz volumetria de precipitação onde usamos um indicador que complexa com íon e esse complexo normalmente é solúvel e tem uma cor, essa cor ajuda a identificar o ponto final de titulação. Mas aí isso não é válido para indicadores ácido-base.

P: Se a molécula que você está colocando é a mesma na solução acida e básica, vocês acham que ela se mantém igual nas duas soluções?

R: Não deve ocorrer alguma mudança.

P: Será que não está mudando alguma coisa na estrutura? O que faz uma molécula ter cor?

R: A capacidade de absorção de energia de um determinado valor.

P: vamos pensar agora na cor e menos na estrutura, então a cor está associada a energia, como que nós podemos representar matematicamente/graficamente essa absorção de energia.

R: \*Os alunos desenharam um modelo atômico ultrapassado para representar a excitação eletrônica entre os orbitais\*

P: Então como poderíamos representar matematicamente a excitação eletrônica?

R: Normalmente por um diagrama?

P: Qual diagrama? De que teoria?

R: Teoria do orbital molecular

P: Então pensemos na representação mais simples, a molécula de hidrogênio, como representaria?

R: Dois orbitais atômicos do tipo s cada um com um elétron que se irão se emparelhar com no orbital ligante dos dois orbitais moleculares formados.

P: E se caso você jogasse um fóton nessa molécula, o que aconteceria?

R: Ele deve subir para o orbital de cima

P: Para esse fóton subir, ele precisa de uma quantidade de energia, como é que podemos representar essa quantidade, matematicamente?

R: É energia = constante de Plank x frequência

P: Como representaríamos a frequência?

R: Em termos de comprimento de onda

P: E como seria essa representação?

R: Frequência = 1/comprimento de onda ou energia inverso do comprimento de onda

P: Então, existe alguma forma medir o comprimento de onda?

R: Experimentalmente, nós achamos que poderíamos emitir luz branca sobre alguma coisa que seja capaz de absorve-la e verificando quanto foi que sobrou desta emissão

P: Agora vamos pensar num sistema de elétrons Pi de uma molécula orgânica, com quatro elétrons Pi, duas ligações duplas, como o 1,3-butadieno. Como seria a representação apenas nos orbitais Pi dessa molécula na TOM?

R: \*Representação dos orbitais moleculares da molécula do 1,3 butadieno, a princípio de maneira equivocada, todos os orbitais alojados na mesma altura do plano, indicando o mesmo nível de energia\*

P: Esse orbitais tem o mesmo nível energético?

R: Não

P: Então eles não podem ser representados um ao lado do outro, certo?

Obs: correção na folha!

P: Correto, agora se eu colocasse um fóton, o que aconteceria?

R: Excitação eletrônica

P: Qual elétron vai para qual orbital?

R: Creio que o elétron do último orbital ocupado, para o primeiro orbital desocupado.

P: Que nome especial tem esses orbitais?

R: Um é o HOMO e o outro é o LUMO, mas não me lembro quem é quem.

R2: um é o orbital ocupado de mais alta energia e o outro é o orbital desocupado de mais baixa energia.

P: Qual é a energia necessária para realizar essa transição do HOMO para o LUMO?

R: Não lembro, mas acho que é quantizada.

P: É baseada na expressão de energia que nós vimos a pouco  $\Delta E = hc/\lambda$

P: Agora esse ordenamento dos orbitais, indica uma diferença de energia dos orbitais como nós vimos, baseado nisso, a energia necessária para excitar um elétron do HOMO para o LUMO é equivalente a que energia?

R: A diferença de energética do HOMO e do LUMO.

P: Correto, agora caso nós coloquemos mais uma conjugação no nosso 1,3-butadieno, essa diferença de energia irá aumentar ou diminuir?

R: Eu acho que diminui, pois se eu estou aumentando o número de elétrons envolvidos talvez isso possa ser considerado um aumento de energia, então como comprimento de onda é inversamente proporcional ao aumento de energia, ele deveria diminuir, não calma, acho que falei ao contrario

R2: Se eu tô aumentando a energia eu tô diminuindo o comprimento de onda e aumentando a distância entre os orbitais

P: Então vocês acham que colocando mais elétrons, a distância entre o HOMO e o LUMO irá aumentar?

R: Sim.

P: Então vocês vão ter que tirar a prova disso, experimentalmente.

P2: Pensemos assim, se aumenta a energia como você disse, diminuirá o comprimento de onda, ou seja a medida que eu vou colocando mais elétrons, maior ficará a distância entre meu HOMO e meu LUMO, então nós poderemos ver a variação de cor, conforme a diminuição do comprimento de onda.

P: Vocês têm alguma ideia de por que os indicadores mudam de cor dependendo do meio?

R: Pelo o que a gente estava discutindo, a gente sabe que principalmente nos naturais que é de onde provem os sintéticos eles contêm uma substância, antocianina, que é o que vai reagir com uma coloração típica na presença da base ou do ácido e essa coloração ela é alcançada onde identificamos o ponto de viragem, onde descobrimos quem é o ácido e quem é a base.

P: Certo, mas o que é que acontece com a fenolftaleína por exemplo, em meio ácido ou básico para ela estar mudando de colocação?

R: Eu acredito que eles devem ter em suas moléculas, hidrogênio e oxigênio por que a gente identifica se a substância é ácida ou básica de acordo com isso se tiver mais hidrogênio a gente sabe que a tendência é ser ácida, acho que é por aí.

P: Então, por que nós vemos cor? Se caso apagarmos a luz, enxergaríamos alguma cor?

R: Não enxergaríamos nada, a luz nos faz enxergar.

P: Se nós jogarmos luz numa molécula, o que vai acontecer? O que aquela luz irá representar, como você faria uma representação da luz?

R: Bom, luz é uma forma de energia.

P: Bom, como então poderíamos representar luz em forma de equação.

R: Energia de um fóton?

P: Ótimo, como você representa?

R:  $E = hv$

P: Então, partindo para um outro lugar, como vocês faria a descrição da ligação da molécula de hidrogênio? Que teorias você utilizaria para descrever essa ligação?

R: Hum...

P: Quais as teorias de ligação que a gente tem?

R: Íon-íon, íon-dipolo, dipolo-dipolo

P: Não, isso é ligação intermolecular, a gente já sabe que a nossa ligação é covalente, então como representaríamos embasados em alguma teoria conhecida essa ligação da molécula?

R: Teoria de Lewis?

P: Certo, mas vocês sabem que ela é ultrapassada, quais outras teorias nós temos?

R: Tem a ver com aqueles espectros? Espectros não, níveis...

P: Isso com níveis de que? Qual o nome da teoria?

R: Teoria do orbital molecular?

P: Então agora como você faria a ligação de hidrogênio nessa teoria?

OBS: \* tempo gasto corrigindo erros na descrição dos níveis de energia na TOM\*

P: Então pensemos na representação mais simples, a molécula de hidrogênio, como representaria?

R: \*Dois orbitais atômicos do tipo s cada um com um elétron que se irão se emparelhar com no orbital ligante dos dois orbitais moleculares formados\*

P: E se nós jogássemos um fóton aí nessa molécula?

R: Excitaríamos o elétron, gerando energia para ele subir para o próximo orbital?

P: Como é que você quantifica essa energia?

R:  $E = h\nu$ ?

P: Exato, quem é “ $\nu$ ”?

R: Frequência?

P: Certo, mas nesse momento frequência não nos interessa muito, mas quando eu digo que a luz de tal cor, está em 500nm,600nm, estou falando em relação a que?

R: Comprimento de onda?

P: Isso, agora como é que nós fazemos a relação da energia com o comprimento de onda? Matematicamente...

R: É inversamente proporcional a energia?

P: isso! Agora pensemos numa molécula orgânica simples, o eteno, o que é que acontece com o eteno se você for fazer a descrição do orbital molecular para a ligação Pi do eteno?

OBS: \* mais tempo para corrigir erros quanto a teoria do orbital molecular, os níveis eletrônicos, e número de elétrons Pi\*

P: Isso, inclusive a descrição é idêntica a da molécula de hidrogênio, pois só envolve dois elétrons. Agora faça para a molécula do 1,3-butadieno.

R: vou considerar 6 elétrons?

P: Pi?

R: Ah! Elétrons Pi, são 4.

P: Agora vamos pensar naquilo que foi dito antes, sobre incidir luz, se incidirmos luz nessa molécula o que vai acontecer?

R: Dar energia a ela para excitar os elétrons

P: E esse elétron excitado, subirá para onde?

R: Para esse próximo orbital, que está desocupado

P: E quais os nomes específicos desses orbitais?

R: Orbitais ligantes

P: Não um é ligante o outro é antiligante.

R: HOMO e LUMO.

P: Quem é quem?

R: HOMO embaixo e LUMO acima

P: Agora qual a relação da energia com o comprimento de onda?

R: Se o comprimento de onda é inversamente proporcional a frequência, então ficaria energia é inversamente proporcional ao comprimento de onda

P: Então quanto maior a energia menor o comprimento de onda certo? Então por que os orbitais são organizados como uma “escada” um abaixo do outro?

R: Por que um é mais energético que o outro.

P: OK, então caso nós adicionemos mais uma ligação Pi nessa molécula, o que aconteceria com a diferença de energia desses orbitais? O que acontece com a distância entre o HOMO e o LUMO?

R: Hum....

P: Então vamos pensar assim, caso essa distância continue a mesma não vai acontecer nada com cor da fenolftaleína, então ela precisa aumentar ou diminuir, então por acaso a energia aumentar ou seja eles ficarem mais distantes, o que aconteceu com o comprimento de onda?

R: Diminuiu

P: Então como queremos saber sobre mudança de cor, na escala do comprimento de onda o visível está entre 400 nm e 700 nm, se por acaso essa diferença diminuir, o que acontece com o comprimento de onda?

R: Aumenta

P: Existe algum tipo de equipamento que possamos incidir luz para verificar isso?

R: A espectroscopia?

### GRUPO 3

P: Então por que os indicadores mudam de cor?

R: Assim, pela própria definição de indicadores ele é basicamente uma reação entre ele e um ácido e uma base ou dependendo do contexto de um agente complexante que depende do meio que ele está, por exemplo se ele for orgânico vai liberar prótons modificando a questão da estrutura em si e vai mudar a cor do meio.

P: Então vocês estão querendo dizer que existe uma mudança estrutural de num meio para outro, vocês podem detalhar essa mudança?

R: Além da mudança de um meio para outro, por exemplo quando você ta titulando o indicador ele reage com o meio e formou uma nova molécula e essa molécula tem uma cor diferente, e uma coisa que nós estávamos discutindo era que o fato da cor ser diferente está relacionado aos níveis de energia. Ou seja, quando uma substancia muda de vermelho para laranja ela absorveu uma quantidade de energia suficiente para um elétron passar para um nível de energia mais externo e depois ele volta liberando energia em forma de fóton num comprimento de onda específico

P: Beleza, raciocínio correto sobre como surge a cor.

Então agora pensemos sobre como nós representaríamos por alguma teoria de ligação a ligação da molécula de hidrogênio.

R: Pela teoria de Lewis?

P: Uma mais sofisticada.

R: TOM.

P: Exatamente, pela TOM representa a ligação da molécula de hidrogênio.

OBS: \*CORRIGINDO erros sobre a organização dos orbitais\*

P: Agora representem a molécula do 1,3-butadieno

R: Assim (representação)

P: E incidirmos luz nesse sistema pi?

R: Um elétron vai para o próximo orbital em nível de energia.

P: Então vocês percebem quem agora nós voltamos para o raciocínio inicial de vocês sobre como surge a cor?

R: Sim, sim.

P: Agora para que esse elétron suba para o próximo orbital, ele depende de uma quantidade de energia específica, que energia é essa? Porque nós representamos esse gráfico assim, com os orbitais um acima do outro?

R: Por que eles têm níveis energéticos diferentes.

P: Então para excitarmos o elétron do HOMO ao LUMO, que energia nós precisamos?

R: A diferença entre o primeiro orbital e o próximo orbital desocupado?

P: Vocês concordam que ele irá para o orbital desocupado de menor energia, mas qual elétron irá, dos orbitais mais externos ou dos mais internos?

R: Do mais externo

P: Então a energia ainda é do primeiro orbital?

R: Não, vai ser do HOMO e do LUMO.

P: Correto! Então chegamos a um ponto crucial, a distância do HOMO para o LUMO é igual a energia necessária para excitar o elétron. Mas e se por algum acaso, nós colocássemos mais um orbital com dois elétrons pi conjugados.

R: Nós vamos ter mais dois orbitais moleculares.

P: Se eu tô adicionando esses orbitais, essa diferença entre o HOMO e o LUMO aumenta ou diminui? Ou permanece a mesma?

R: Acho que diminui.

P: agora analisem as estruturas novamente, e vejam as mudanças.

R: Aqui na fenolftaleína tem uma ligação dupla onde não existia.

R: No azul de bromo fenol o comprimento de onda tá aumentando do meio ácido para o básico. E ele tem uma ligação dupla a mais como a fenolftaleína, que também aumenta o comprimento de onda do meio ácido para o básico.

P: e que relação poderemos tirar disso?

R: A última pergunta que precisava ser respondida era como o aumento de conjugações influenciaria na absorção de luz dos indicadores, agora por exemplo o azul de bromo fenol absorve entre 410 e 430 nm em meio ácido, já no meio básico absorve entre 590 e 600 nm, e como vimos pela relação que energia é inversamente proporcional ao comprimento de onda, logo esse aumento nos diz que a diferença de energia entre o HOMO e o LUMO diminui com a adição de mais conjugações.

**APÊNDICE B – Escala de Likert referente a questões discutidas na  
experimentação investigativa.**

A Escala Likert

	<b>D</b>	<b>DP</b>	<b>I</b>	<b>CP</b>	<b>C</b>
Moléculas com sistemas Pi conjugados tendem a necessitar de mais energia para excitação de elétrons conforme aumentam as quantidades de ligações Pi conjugadas	3	2		2	3
O comprimento de onda de luz absorvida pela molécula de 1,3,5hexatrieno é menor do que a da molécula do eteno.	4	2		1	3
O azul de bromofenol em meio básico, tem cor púrpura, absorvendo na região do espectro visível entre 590~595(nm) e amarelo em meio ácido absorvendo na região do espectro visível em 430~435(nm) essa diminuição do comprimento de onda indica um abaixamento também da energia absorvida.	5	2		2	1
Após a absorção de luz para excitação eletrônica, o elétron permanece no LUMO, mantendo assim a cor da molécula.	4	4	1	1	
O aumento de 3 para 6 ligações pi conjugadas na molécula da fenolftaleína, favorece uma maior absorção de energia	2		1	4	3
O aumento de elétrons Pi não aumenta a distância dos orbitais HOMO e LUMO	5	1		1	3
A técnica da espectroscopia UV-vis é utilizada para verificar o comprimento de onda de luz emitida pelas moléculas	1	2		6	1
O retorno do elétron para o orbital HOMO libera uma quantidade de energia equivalente a distância entre o HOMO e o LUMO na forma de luz com cor em um determinado comprimento de onda		2		2	6

Onde:

- D – Discordo
- DP – Discordo Parcialmente
- I – Indiferente
- CP – Concordo Parcialmente
- C – Concordo