

Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza
ETEC Júlio de Mesquita
Curso Técnico em Química

USO DA CURCUMINA COMO INDICADOR DE VOLUMETRIA ÁCIDO-BASE

KAIQUE ARAUJO MENDES¹

KAIQUE GOMES DE OLIVEIRA²

LARISSA METZGER DA SILVA³

MAGALI CANHAMERO⁴

MARIA DO SOCORRO SOUSA DA SILVA⁵

Resumo: A Curcumina é um cromóforo orgânico de origem natural e princípio ativo da Cúrcuma, especiaria originária da Ásia e América Central. Esse composto vem ganhando cada vez mais atenção para estudos sobre seu uso como indicador de volumetria ácido-base. Inicialmente, foram trituradas as raízes da planta e feita uma solução em meio etanólico, que ficou em repouso por dez dias na geladeira. Em seguida, ao realizar a filtração dessa solução, o indicador está pronto para uso. Seu comportamento possui características parecidas com as da Fenolftaleína, tendo seus melhores resultados ao partir de um meio ácido para básico, com alta discrepância de coloração ao atingir o ponto de equivalência da titulação. Se faz necessário estudos mais aprofundados para compreender seu comportamento e implementar seu uso em laboratórios de análises, incentivando a utilização de materiais de origem natural que não poluem o meio ambiente e trazer uma alternativa sustentável e de baixo custo para os laboratórios de análise e estudos.

Palavras-chave: Curcumina, Indicador, Volumetria ácido-base, Química verde

¹Curso Técnico em Química - kaique.mendes01@etec.sp.gov.br

²Curso Técnico em Química - kaique.oliveira137@etec.sp.gov.br

³Curso Técnico em Química - larissa.silva1925@etec.sp.gov.br

⁴Curso Técnico em Química - magali.canhamero01@etec.sp.gov.br

⁵Curso Técnico em Química - maria.silva2473@etec.sp.gov.br

1. INTRODUÇÃO

1.1. Curcumina

A curcumina é o princípio ativo da *Curcuma longa*, conhecida também como açafrão da terra ou açafrão da Índia. É uma especiaria nativa da Ásia e da América Central. Ela possui um tom amarelo forte e é usada principalmente na gastronomia para a produção do curry. [15]

Além disso, ela pode também ser encontrada na forma de tempero em pó, extrato seco, cápsulas e chá, e seu uso é feito tanto na culinária quanto como tratamento de alguns problemas de saúde. [15]

1.2. Composição química

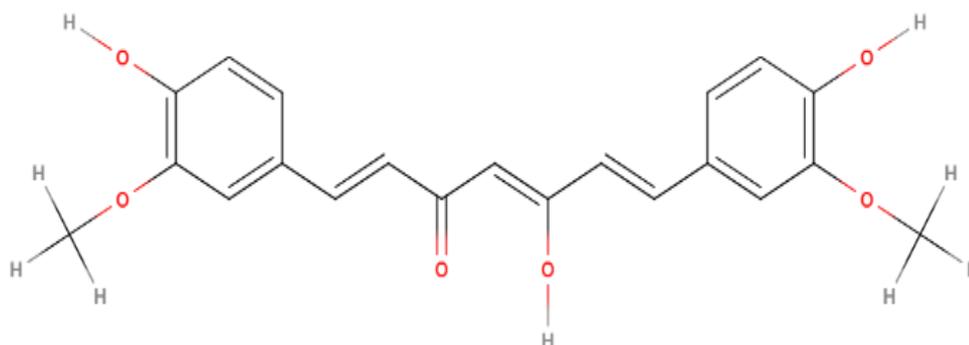


Figura 1: Estrutura da curcumina

Fonte: Acervo pessoal do autor

A curcumina é o principal componente dos *curcuminoídes*, que são um grupo de substâncias extraídas dos rizomas planta, que pertence à família das *zingiberáceas*. Os outros *curcuminoídes* são a *demetoxicurcumina* e a *bisdemetoxicurcumina*, que se diferem apenas pela ausência de um ou dois grupos metoxila, respectivamente. Os *curcuminoídes* são responsáveis pela cor amarelo-alaranjada e pelo seu uso como corante natural para alimentos. Além disso, também contém óleo essencial, rico em saponinas, polissacarídeos, sais de potássio, resina e amido. [1,7]

1.3. Biológica

É uma substância com muitas propriedades biológicas e farmacológicas, sendo estudada como um potencial agente terapêutico para diversas doenças. Ela tem ação anti-inflamatória, antioxidante, anticancerígena, neuroprotetora, antidiabética, hepatoprotetora, imunomoduladora, antimicrobiana e outras. No entanto, tem baixa biodisponibilidade, ou seja, uma baixa absorção e distribuição no organismo humano. Isso se deve à sua baixa solubilidade em água, ao seu rápido metabolismo e à sua rápida eliminação. Por isso, muitas pesquisas buscam desenvolver formas de aumentar sua biodisponibilidade, como uso de nanopartículas, lipossomas, micelas, complexos com ciclodextrinas ou outros adjuvantes. [1,2]

1.4. Indicador de pH

A curcumina apresenta a característica de mudar de coloração de acordo com a acidez ou basicidade do meio. A utilização de indicadores químicos é comum em laboratórios para identificar se uma solução é ácida ou básica. Em laboratórios, eles são úteis para realizar titulações, neutralizações, análises qualitativas e experimentos didáticos. Nesse contexto, a curcumina tem se destacado como uma alternativa sustentável e de fácil acesso em comparação com os indicadores sintéticos mais comuns como a fenolftaleína, azul de bromotimol, entre outros. [8]

É um cromóforo orgânico de origem natural, contendo três prótons ionizáveis em suas porções fenólica e enólica. Em um meio básico, com pH entre 8,5 e 10,5, ocorre a desprotonação, favorecendo a forma enólica do composto, que apresenta uma coloração vermelha. Por outro lado, em meio ácido, com pH entre 1 e 7, exibe uma cor amarela em solução, indicando a presença majoritária do equilíbrio ceto-enólico, no qual se encontra em sua forma neutra, contendo os dois grupos OH- fenólicos não ionizados. [8]

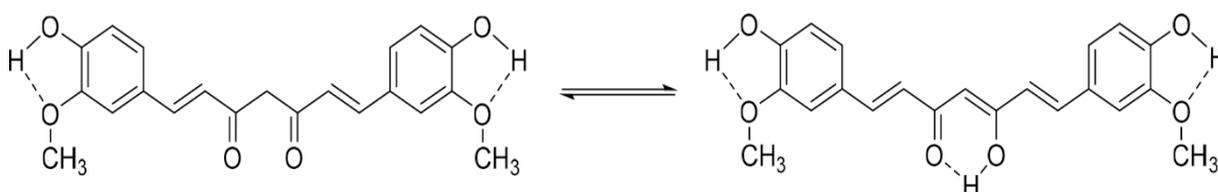


Figura 2: Equilíbrio ceto-enólico da estrutura da curcumina (meio ácido)

Fonte: <https://www.scielo.br/j/qn/a/7FvJJZSSRNvrfT7bQ5R6NL/>

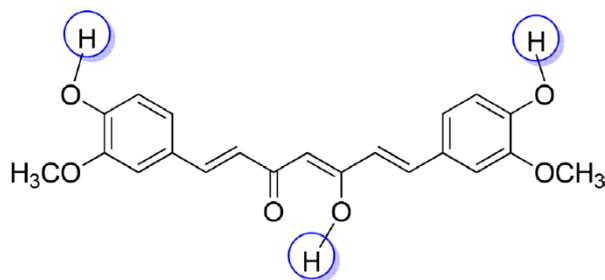


Figura 3: Prótons ionizáveis da curcumina

Fonte: <https://www.scielo.br/jqn/a/7FvJJDZSSRNvrfT7bQ5R6NL/>

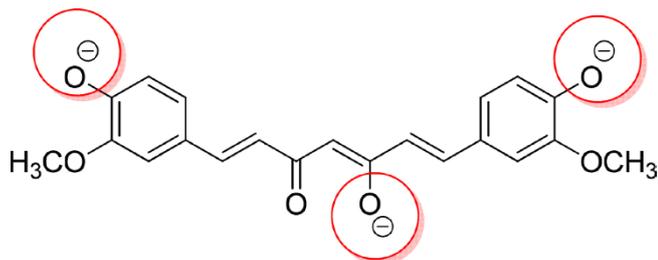


Figura 4: Forma enólica da curcumina (meio básico)

Fonte: <https://www.scielo.br/jqn/a/7FvJJDZSSRNvrfT7bQ5R6NL/>

Essa propriedade de mudança de coloração em diferentes faixas de pH a torna uma opção atrativa para aulas práticas, desde a educação básica até o ensino superior. Ao utilizar a curcumina como indicador natural ácido-base, os estudantes têm a oportunidade de vivenciar uma experiência mais próxima da realidade e compreender a relação entre estrutura molecular e propriedades físicas e químicas das substâncias. Estudos e pesquisas realizados abrem portas para a sua utilização em diversas áreas, como análises químicas, estudos de cinética de reações e determinações de pH em sistemas biológicos. [3]

Seu uso pode ser feito em experimentos simples e de baixo custo, usando materiais facilmente acessíveis e sem necessidade de infraestrutura laboratorial. Por exemplo, pode-se preparar uma solução alcoólica e usá-la para testar o pH de diferentes substâncias, como vinagre, limão, bicarbonato de sódio, detergente, etc. [3,4]

1.5. Potenciometria

A potenciometria é uma técnica eletroanalítica que se baseia na medição da diferença de potencial de uma célula eletroquímica na ausência de corrente, que está relacionada com a concentração ou a atividade de uma espécie química de interesse na solução. [10, 6]

Pode ser usada para determinar o ponto final de volumetrias ácido-base, redox, precipitação ou complexação, usando um indicador adequado que mude de cor em

função do pH ou do potencial da solução. Também pode ser usada para determinar diretamente a concentração ou a atividade de um íon ou uma molécula na solução, usando um eletrodo seletivo que responda especificamente a essa espécie. [6]

A composição do sistema se dá por um eletrodo de referência, que tem um potencial constante e conhecido, e um eletrodo indicador, que tem um potencial variável e dependente da espécie em análise. Os dois são conectados por um circuito externo que contém um voltímetro, que mede a diferença de potencial entre eles. Também há uma ponte salina ou uma membrana porosa que permite o fluxo de íons entre as soluções dos dois eletrodos, mantendo o equilíbrio elétrico. [10]

1.5.1. Construção da curva de pH

A curva de pH é um gráfico que mostra a variação do potencial hidrogeniônico de uma solução em função do volume de um reagente adicionado, geralmente em uma titulação ácido-base. Permite visualizar o comportamento das soluções, identificar o ponto de equivalência, escolher o indicador adequado e determinar a concentração ou o pKa das espécies em análise. [11]

Sua forma depende do tipo de ácido e de base envolvidos na titulação, podendo ser classificada em quatro casos principais:

- **Ácido forte e base forte:** a curva de pH tem uma forma simétrica, com um ponto de inflexão bem definido em torno do pH 7, onde ocorre o ponto de equivalência. Nesse caso, qualquer indicador que mude de cor na faixa de pH entre 4 e 10 pode ser usado, como o vermelho de metila, o azul de bromotimol ou a fenolftaleína.
- **Ácido fraco e base forte:** a curva de pH tem uma forma assimétrica, com um ponto de inflexão acima do pH 7, onde ocorre o ponto de equivalência. Nesse caso, o indicador deve mudar de cor na faixa de pH entre 8 e 10, como a fenolftaleína ou o azul de timol.
- **Ácido forte e base fraca:** a curva de pH tem uma forma assimétrica, com um ponto de inflexão abaixo do pH 7, onde ocorre o ponto de equivalência. Nesse caso, o indicador deve mudar de cor na faixa de pH entre 4 e 6, como o vermelho de metila ou o verde de bromocresol.
- **Ácido fraco e base fraca:** a curva de pH tem uma forma quase plana, com um ponto de inflexão pouco definido próximo ao pKa do ácido ou da base. Nesse

caso, nenhum indicador comum pode ser usado, sendo necessário recorrer a um potenciômetro para medir o potencial da solução. [11]

1.6. Uso de indicadores

Os indicadores naturais são extraídos de fontes vegetais ou animais, sendo geralmente pigmentos que reagem com íons hidrogênio (H^+) ou hidroxila (OH^-). Eles possuem uma estrutura química que varia conforme o pH da solução, modificando a refração da luz. Já os sintéticos, são produzidos artificialmente por meio de reações químicas, sendo geralmente ácidos ou bases orgânicas fracas. Eles possuem uma forma molecular que muda conforme o pH da solução, alterando a distribuição dos elétrons e a absorção de luz. [4]

Para medir a eficiência de um indicador ácido-base, é preciso considerar alguns fatores, como:

- Sua sensibilidade à variação do pH da solução;
 - A faixa de viragem do indicador, que é o intervalo de pH em que ele muda de cor;
 - A intensidade e a rapidez da mudança de cor do indicador;
 - A compatibilidade do indicador com o tipo de titulação ácido-base realizada.
- [12]

1.6.1. Eficiência dos indicadores

Sua eficiência se dá quando ele apresenta uma mudança de cor nítida e rápida ao se aproximar do ponto de equivalência da titulação, onde as quantidades estequiométricas de ácido e base reagiram. Além disso, deve ter uma sensibilidade adequada para detectar pequenas variações de pH na solução. Existem vários tipos de indicadores, naturais ou sintéticos, que podem ser usados em diferentes situações. [12]

Os objetivos principais são produzir um indicador natural ácido-base a partir de um composto presente na cúrcuma; Avaliar a eficiência e o comportamento do indicador em diferentes faixas de pH; Construir uma curva de titulação para melhor compreensão e interpretação dos dados obtidos; Incentivar a aplicação de metodologias sustentáveis.

2. DESENVOLVIMENTO

No processo de preparo da amostra, as raízes da cúrcuma foram trituradas utilizando um martelo e uma chapa de metal, para aumentar a superfície de contato e a disponibilidade da curcumina.

Em seguida, uma massa de cerca de 25,5 gramas dos grânulos foi macerada em um almofariz com pistilo, utilizando como solvente 100 mL de álcool etílico (99,5% P.A.). A dispersão formada foi transferida para um recipiente de vidro que foi envolto em papel alumínio para evitar contato com a luz e levado à geladeira por dez dias, favorecendo a extração da curcumina.

Após esse período, foram realizadas duas filtrações simples utilizando papel filtro para retirar os sólidos presentes no meio.

O resultado foi uma solução de cor laranja intensa.

2.1. Materiais e reagentes

Para preparar a solução indicadora à base de curcumina, foi utilizado Álcool Etanoico (99,5% P.A.), (Nuclear, Brasil), e raízes de cúrcuma. Foram utilizadas duas soluções para realizar análises volumétricas: uma solução de NaOH 0,1M e uma solução de HCl 0,1M. Para o preparo das soluções, foram utilizados os reagentes NaOH (Anidrol, Brasil), HCl (Anidrol, Brasil), e água deionizada produzida no laboratório. Para realizar as análises potenciométricas envolvidas, foi utilizado um pHmetro (MS Tecnopon Instrumentação, Brasil).

2.2. Procedimento Experimental

Primeiro foi necessário produzir o indicador. Para isso, foi feito o preparo da amostra, triturando os rizomas de cúrcuma utilizando um martelo e uma chapa de metal. Depois, os grânulos formados foram transferidos para um almofariz e utilizando um pistilo, foram macerados, utilizando álcool etanoico. Em seguida, o composto formado foi colocado em um frasco de vidro que foi envolto em papel alumínio e deixado na geladeira por dez dias. Após esse período, foram feitas duas filtrações utilizando papel filtro e funil. A solução gerada foi transferida para um frasco com tampa conta gotas, estando pronta para o uso.



Figura 5: Preparo da amostra
Fonte: Acervo pessoal do autor



Figura 6: Extração da curcumina
Fonte: Acervo pessoal do autor



Figura 7: Filtração do indicador à base de cúrcuma
Fonte: Acervo pessoal do autor



Figura 8: Indicador pronto para uso
Fonte: Acervo pessoal do autor

Em seguida, duas soluções foram preparadas, uma de caráter básico e outra ácido, sendo solução de NaOH 0,1M e solução de HCl 0,1M, respectivamente.

Para analisar o comportamento do indicador, foi realizado um teste que consiste em gotear o indicador em três meios diferentes, sendo eles ácido, neutro e básico. Após o teste, foi concluído que o indicador possui uma coloração que varia de acordo com o meio no qual está presente.



Figura 9: Indicador à base de curcumina em meio ácido, neutro e básico

Fonte: Acervo pessoal do autor

Depois, foram feitas diversas titulações diferentes para descobrir se o indicador possuía características parecidas com algum outro indicador sintético existente, identificar a faixa de pH em que o ponto de equivalência era alcançado e analisar a mudança de coloração do meio durante as titulações para conhecer a escala de cores em que ele trabalha.

Primeiro, foi feita a comparação do indicador a base de cúrcuma com outros dois indicadores, sendo vermelho de metila e fenolftaleína. O método utilizado é o de volumetria ácido-base clássica, que consiste em acrescentar em uma bureta uma solução ácida (alcalimetria) ou básica (acidimetria) e, em um erlenmeyer, uma solução ácida ou básica, sendo contrária a que foi adicionada na bureta. Deve-se acrescentar duas gotas de indicador no erlenmeyer com a solução escolhida, sendo fenolftaleína se ela for ácida e vermelho de metila se ela for básica. Em seguida, avoluma-se o meio com água deionizada e goteja-se a solução da bureta até que o ponto de equivalência da titulação seja alcançado, o que é percebido pela mudança de coloração do meio, proporcionada pelo indicador. [16]

Tanto para alcalimetria quanto para acidimetria foram feitas três titulações diferentes usando os indicadores sintéticos já conhecidos e depois, mais três para cada

utilizando o indicador à base de cúrcuma, para comparar os dados obtidos referentes ao volume de solução adicionada ao perceber a mudança de coloração do meio.



Figura 10: Indicador à base de cúrcuma e fenolftaleína em meio básico

Fonte: Acervo pessoal do autor

O próximo teste realizado foi a titulação potenciométrica. Através dela é possível descobrir o ponto de equivalência da titulação através do potencial hidrogeniônico (pH) da solução. O método é parecido com o método anterior, porém, dessa vez é adicionado um eletrodo ligado a um pHmetro para medir o pH do meio no decorrer da titulação. [17]



Figura 11: Indicador à base de cúrcuma em meio ácido (amarelo) e básico (laranja)

Fonte: Acervo pessoal do autor

O terceiro método realizado foi a construção de uma escala de cores. Sua realização aconteceu através do acréscimo de soluções com pH inicial próximo de 1 e pH final próximo de 14, em diferentes tubos de ensaio. Em seguida, gotejou-se duas gotas do indicador em cada tubo, gerando uma escala com diversas cores para entendermos melhor a variação de cores.

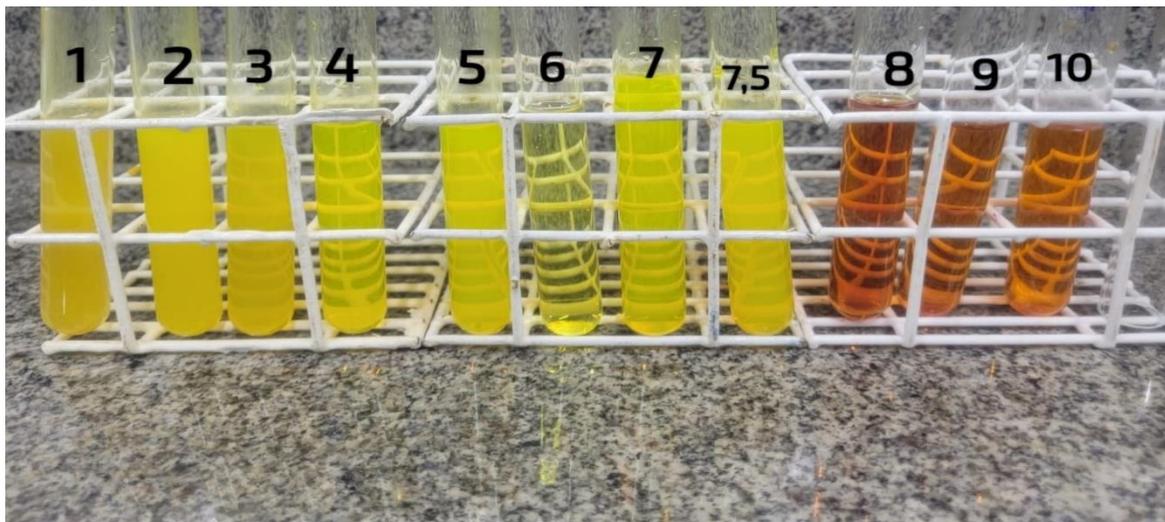


Figura 12: Escala de cores baseada no aumento do pH do meio com a presença do indicador à base de cúrcuma

Fonte: Acervo pessoal do autor

2.3. Resultados e discussões

Após finalização de todos os testes e análises, foi possível identificar diversas características sobre o indicador à base de cúrcuma.

Observa-se que em meio ácido, ele apresenta uma cor amarelo forte e turvo que, conforme ocorre o aumento do pH do meio, torna-se menos translúcida (tubos do 1 ao 7,5), até obter uma coloração alaranjada (tubo 8). A partir desse ponto, meio básico, observa-se uma coloração laranja/avermelhada (tubos 9 e 10).

Em reações ácido-base, seu comportamento em relação à viragem de cor pode ser comparado ao da fenolftaleína, pois ambos apresentam mudança de coloração em valores de pH 8,27 e 8,35, respectivamente, utilizando hidróxido de sódio como titulante. Ao utilizar ácido clorídrico como titulante, o indicador não demonstrou grande eficiência, tendo sua coloração característica de meio neutro alcançada antes do ponto de equivalência. Essa coloração também se torna difícil de ser visualizada, pois nesse caso, partimos de um laranja mais escuro para um tom mais claro da mesma cor, o que interfere na percepção das cores.

Abaixo, são apresentados quatro gráficos, onde os objetivos são mostrar a curva da titulação formada pela relação entre o volume de solução adicionada e a variação de pH do meio e a aplicação do método de primeira derivada, que mostra o volume exato em que o ponto de equivalência das titulações foi alcançado. Os de cor roxa se referem ao uso de fenolftaleína como indicador, já os de cor laranja, ao uso de indicador à base de curcumina. Ambas as titulações se referem ao método de acidimetria.

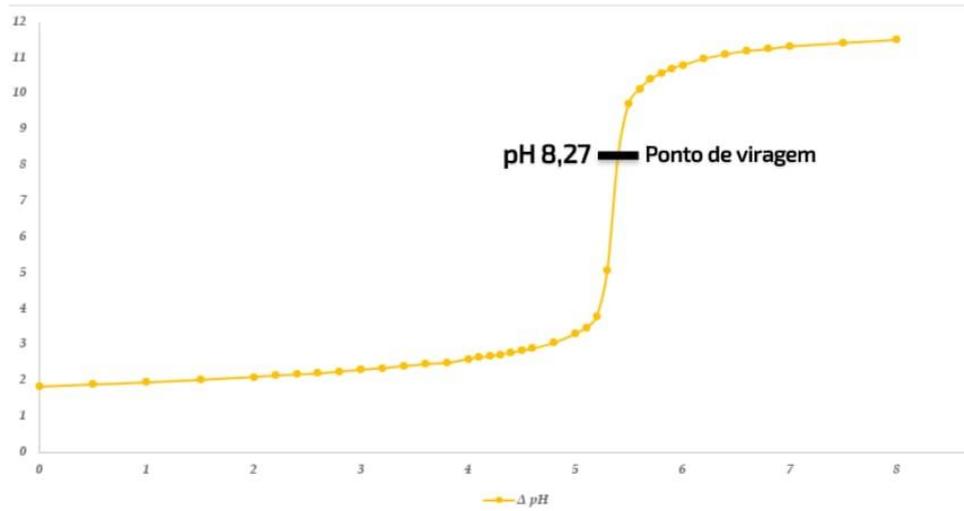


Figura 12: Gráfico da curva de titulação utilizando o indicador à base de curcumina
 Fonte: Acervo pessoal do autor

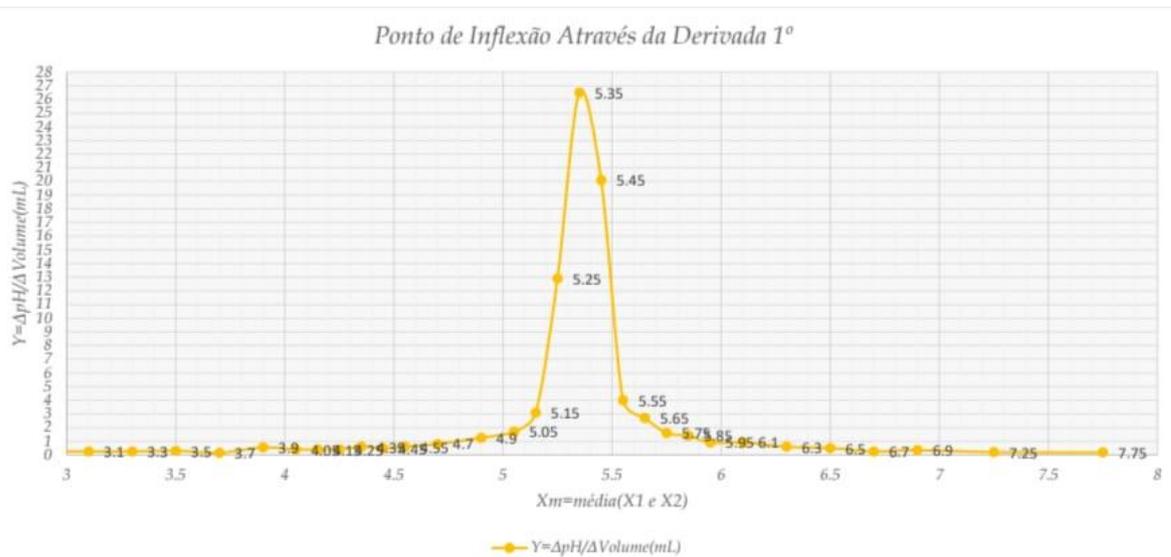


Figura 13: Gráfico da demonstração do ponto de inflexão através da 1ª derivada utilizando curcumina como indicador
 Fonte: Acervo pessoal do autor

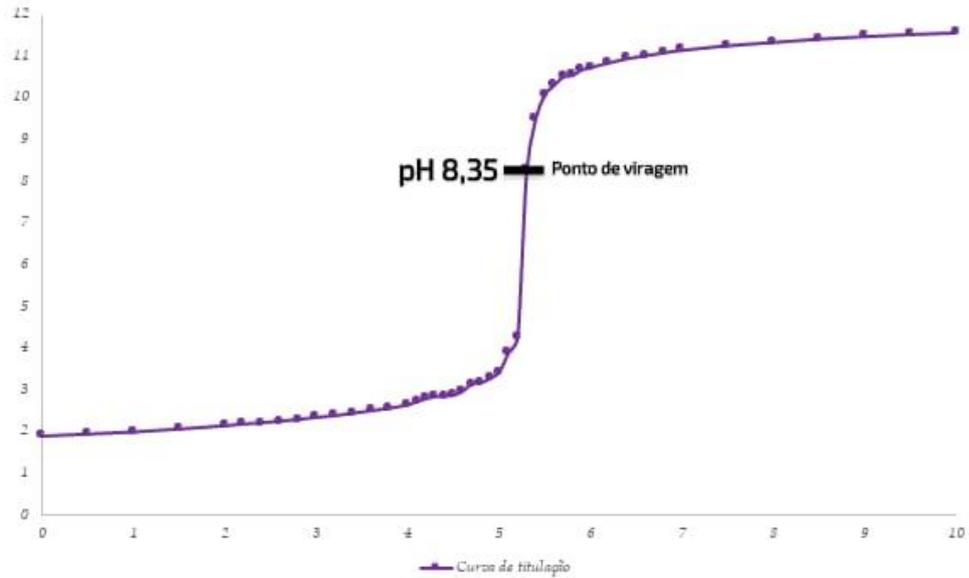


Figura 14: Gráfico da curva da titulação utilizando fenolftaleína como indicador

Fonte: Acervo pessoal do autor

Ponto de Inflexão Através da Derivada 1º

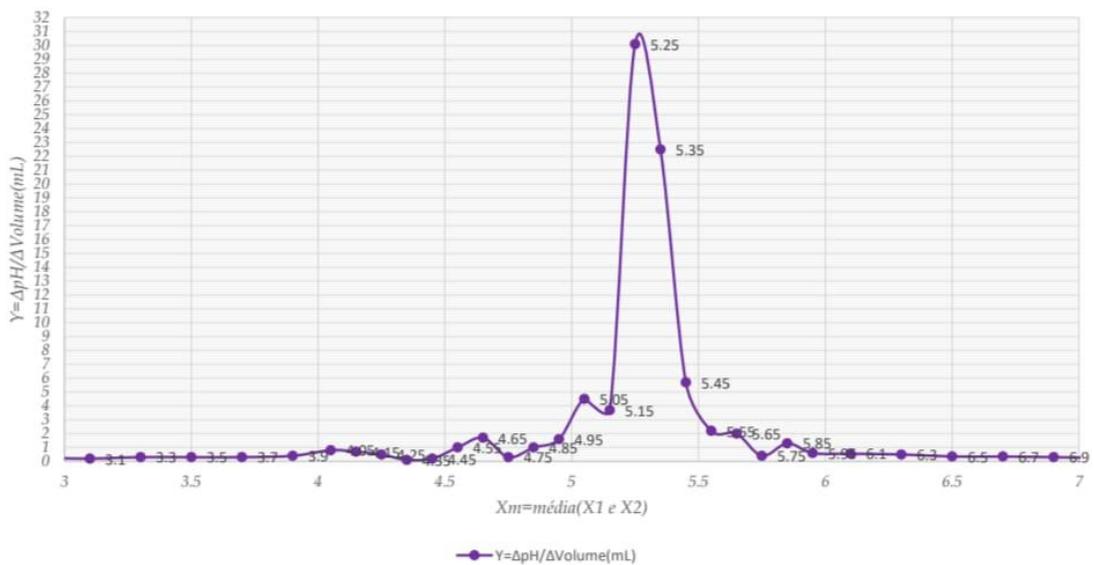


Figura 15: Gráfico da demonstração do ponto de inflexão através da 1ª derivada utilizando fenolftaleína como indicador

Fonte: Acervo pessoal do autor

Através dos gráficos, podemos notar que em ambos existe um ponto distante dos outros no centro da curva. Neste ponto, é tido o ponto de inflexão, onde a coloração do indicador utilizado mudará, mostrando o ponto final da titulação. Este ponto é extremamente parecido nos dois gráficos, sendo alcançado quando o volume está em cerca de 5,4 mL e o pH entre 8,2 e 8,4.

Analisando pelo método de primeira derivada, vemos que existe uma diferença de apenas 0,1 mL entre a fenolftaleína e a curcumina, o que mostra a semelhança extremamente precisa entre os dois compostos indicadores.

3. CONCLUSÕES E PERSPECTIVAS

É possível compreender a importância dos indicadores nas análises químicas, pois permitem a percepção do ponto final de uma titulação. Apesar do aparecimento de métodos mais sofisticados para efetuar essas análises, como o acompanhamento da titulação pela variação de pH, é importante ter alternativas mais acessíveis, de menor custo, permitindo seu uso de forma didática para que instituições que possuem recursos limitados possam seguir com o ensino das principais práticas básicas no ramo da química.

O indicador a base de curcumina estudado, apresenta-se como uma alternativa sustentável e não polui o meio ambiente, pois só utiliza álcool e raízes de cúrcuma em sua composição. Suas características trazem a curiosidade para que novos estudos sejam realizados para validar seu uso como potencial substituto para a fenolftaleína e o desenvolvimento de outros indicadores naturais, reduzindo custos elevados e diminuindo a contaminação e poluição causada por compostos químicos sintéticos.

Foi possível perceber que a cúrcuma possui propriedades que vão muito além da mudança de coloração de acordo com o meio, trazendo uma série de outros estudos a serem realizados futuramente, como por exemplo seu uso na medicina como combatente ao câncer, diabetes e outras doenças, seu uso no setor de cosméticos podendo ser usada como princípio ativo de formulações anti-inflamatórias e diversas outras aplicações.

USE OF CURCUMIN AS AN ACID-BASE VOLUMETRY INDICATOR

Abstract: Curcumin is a natural organic chromophore and active ingredient of Turmeric, a spice native to Asia and Central America. This compound has been gaining increasing attention for studies on its use as an acid-base volumetry indicator. Initially, the roots of the plant were crushed and a solution was made in an ethanolic medium, which was left to rest for ten days in the refrigerator. Then, upon filtering this solution,

the indicator is ready for use. Its behavior has characteristics similar to those of Phenolphthalein, having its best results when starting from an acidic to basic medium, with high color discrepancy when reaching the titration equivalence point. Further studies are necessary to understand its behavior and implement its use in analysis laboratories, encouraging the use of natural materials that do not pollute the environment and bring a sustainable and low-cost alternative to analysis and study laboratories.

Keywords: Curcumin, Indicator, Acid-base volumetry, Sustainable.

4. REFERÊNCIAS

1. **Curcumina.** Disponível em: <<https://pt.wikipedia.org/wiki/Curcumina>>.
2. Infoteca-e: Home. Disponível em: <<https://www.infoteca.cnptia.embrapa.br>>.
3. Florien Fitoativos. Disponível em: <<https://florien.com.br>>.
4. **Indicadores ácido-base naturais.** Disponível em: <<https://www.manualdaquimica.com/físico-química/indicadores-acido-base-naturais.htm>>.
5. **Indicadores ácido-base naturais. Indicadores naturais.** Disponível em: <<https://mundoeducacao.uol.com.br/química/indicadores-acido-base-naturais.htm>>.
6. ARTHUR ISRAEL VOGEL et al. **Análise química quantitativa.** Rio De Janeiro: Livros Técnicos E Científicos, 2002.
7. NORMAN, J. **Ervas e especiarias. Origens, sabores, cultivos e receitas** ed. [s.l: s.n.]. p. 208 e 209
8. DE OLIVEIRA, D. et al. **Curcumina como indicador natural de ph: Uma abordagem teórica-experimental para o ensino de química.** Química Nova, 2020.
9. **Padronização de soluções: o que é e exercícios** - Maestrovirtuale.com. Disponível em: <<https://maestrovirtuale.com/padronizacao-de-solucoes-o-que-e-e-exercicios/>>.
10. **Potenciometria.** Disponível em: <<https://www.quimica.es/enciclopedia/Potenciometr%C3%ADa.html>>.
11. **Curvas de titulação e indicadores ácido-base** (vídeo). Disponível em: <<https://pt.khanacademy.org/science/chemistry/acid-base-equilibrium/titrations/v/titration-curves-and-acid-base-indicators>>.
12. FOGAÇA, J. R. V. **Indicadores ácido-base.** Disponível em: <<https://mundoeducacao.uol.com.br/química/indicadores-acido-base.htm>>.
13. https://th.bing.com/th/id/OIP.D_h5owB9tTtTMQc8njBfiQHaE8?pid=ImgDet&rs=1.
14. <https://www.scielo.br/j/qn/a/7FvJJDZSSRNvrfT7bQ5R6NL/>.

15. **Açafrão ou cúrcuma? Benefícios, diferenças e para que servem.**
Disponível em: <<https://ge.globo.com/eu-atleta/nutricao/noticia/acafrao-ou-curcuma-beneficios-diferencas-e-para-que-servem.ghtml>>
16. AULA PRÁTICA Nº 7 : **TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE** (ufjf.br)
17. **AGRONÔMICA, E. et al. FACULDADE DE CIÊNCIAS AGRÁRIAS E VETERINÁRIAS -FCAV/ UNESP.** [s.l: s.n.]. Disponível em: <<https://www.fcav.unesp.br/Home/departamentos/tecnologia/LUCIANAMARIA SARAN/quimicaanalitica/analise-potenciometrica.pdf#:~:text=titula%C3%A7%C3%A3o%20potenciom%C3%A9trica%20trata-se%20de%20um%20procedimento%20titrim%C3%A9trico%20em>>.
18. **Moodle USP: e-Disciplinas.** Disponível em: <https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/3469167/mod_resource/content/1/Maximo_minimos_aula3005%20%281%29.pdf>.
19. LIVRO: **FUNDAMENTOS DE QUÍMICA ANALÍTICA** - SKOOG (8ª Ed.). Disponível em: <<https://bibliotecadebiomedicina.blogspot.com/2018/12/livro-fundamentos-de-quimica-analitica.html?lr=1>>.
20. **Matematica Essencial: Superior: Calculo: Maximos e minimos: Teste da primeira derivada.** Disponível em: <http://www.uel.br/projetos/matessencial/superior/calculo/maxmin/mm02.htm>.