

Artigo

Extração de Ácido Cítrico do Limão e sua Utilização para a Remoção da Dureza da Água: Um Método Alternativo para Aulas de Química

Scopel, E.; Conti, P. P.; Dalmaschio, C. J.; da Silveira, V. C.*

Rev. Virtual Quim., 2017, 9 (3), 912-923. Data de publicação na Web: 5 de junho de 2017

<http://rvq.sbq.org.br>

Citric Acid Extraction from Lemon and its Use for Removal of Hard Water: An Alternative Method for Chemistry Classes

Abstract: The hard water has cations Ca^{2+} or Mg^{2+} dissolved at concentrations that difficult for soap to foam or lather well. Some known methods for softening of water hardness, such as those using precipitant or complexing agents. This study proposes an alternative method, which can be used in chemistry classes, for the water hardness removal, with the calcium ions precipitation, from the addition of citric acid to the solution. The citric acid is present in citrus fruits, as lemon, and it can be extracted with the addition of $\text{Ca}(\text{OH})_2$ to the lemon juice and thereafter addition of sulfuric acid to the precipitate formed. The experiment has applicability in chemistry teaching, in content as chemistry reactions, stoichiometry, water hardness treatment, among others.

Keywords: Citric Acid; Hard Water; Experimentation.

Resumo

A água dura contém cátions Ca^{2+} ou Mg^{2+} dissolvidos em concentrações que dificultam a formação de espuma com a adição de sabão. Alguns métodos são conhecidos para o abrandamento da dureza, como os que utilizam agentes precipitantes ou complexantes. Neste trabalho, foi proposto um método alternativo, que pode ser utilizado em aulas de química, para a remoção da dureza da água, com a precipitação de íons cálcio a partir da adição de ácido cítrico à solução. O ácido cítrico está presente em frutas cítricas, como o limão, e pode ser extraído por meio da adição de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ao suco de limão e a posterior adição de H_2SO_4 ao precipitado formado. O experimento possui uma aplicabilidade para o ensino de química, ao serem abordados os conteúdos de reações químicas, estequiometria, tratamento da dureza da água, entre outros.

Palavras-chave: Ácido cítrico; Água dura; Experimentação.

* Universidade Federal do Espírito Santo, Centro Universitário Norte do Espírito Santo, Departamento de Ciências Naturais, Rodovia BR 101, Km 60, CEP 29932-540, São Mateus-ES, Brasil.

✉ vivian.silveira@ufes.br

DOI: [10.21577/1984-6835.20170058](https://doi.org/10.21577/1984-6835.20170058)

Extração de Ácido Cítrico do Limão e sua Utilização para a Remoção da Dureza da Água: Um Método Alternativo para Aulas de Química

Eupídio Scopel, Patrick P. Conti, Cleocir José Dalmaschio, Vivian C. da Silveira

Universidade Federal do Espírito Santo, Centro Universitário Norte do Espírito Santo, Departamento de Ciências Naturais, Rodovia BR 101, Km 60, CEP 29932-540, São Mateus-ES, Brasil.

* vivian.silveira@ufes.br

Recebido em 25 de agosto de 2016. Aceito para publicação em 31 de maio de 2017

1. Introdução

- 1.1. Água dura
- 1.2. Ácido cítrico
- 1.3. Experimentação no ensino de química

2. Parte Experimental

- 2.1. Reagentes e equipamentos
- 2.1. Extração do suco
- 2.3. Preparação do citrato de cálcio
- 2.4. Reconstituição do ácido cítrico
- 2.5. Preparação da água dura e remoção da dureza

3. Resultados e Discussão

- 3.1. Extração do suco
- 3.1. Preparação do citrato de cálcio
- 3.3. Reconstituição do ácido cítrico
- 3.4. Preparação da água dura e remoção da dureza da água
- 3.5. Propostas educacionais

4. Conclusão

1. Introdução

A água é um recurso fundamental para a existência da vida. 71% da superfície terrestre é recoberta de água, o que representa, em volume, aproximadamente 1,4 bilhão de km³. Apesar disso, cerca de 97,5% da água do planeta está nos oceanos e mares, sendo que apenas 2,5% é própria para o consumo humano. Dessa parcela, 2/3 estão nas calotas polares.¹

Apesar da água doce ser considerada própria para utilização, são necessários diversos tratamentos para que possa empregada para um determinado fim, como para o consumo humano, por exemplo. A qualidade aceitável para um determinado uso pode não ser suficiente para outro, no que diz respeito a parâmetros de salinidade, pH, dentre outros.² Para determinados usos, um fator de qualidade da água que deve ser analisado é a dureza.³

1.1. Água dura

A água dura é a água que contém íons cálcio ou magnésio dissolvidos em concentrações que atrapalham a formação

de espuma com a adição de sabões. Dependendo da concentração dos cátions mencionados, as águas são classificadas como duras (teores acima de 150 mg/L), moderadas (entre 75 e 150 mg/L) ou moles (teores abaixo de 75 mg/L). A presença de cálcio e magnésio na água normalmente provém da dissolução de rochas calcárias.³ De acordo com a portaria 2.914/2011 do Ministério da Saúde, que dispõe acerca dos parâmetros de potabilidade, a dureza máxima permitida na água potável é de 500 mg/L.⁴

Com o objetivo de abrandar a dureza da água, nas décadas de 50 e 60, sais de fosfato eram utilizados em grande quantidade nos detergentes para manter os íons Ca²⁺ em solução. No entanto, o que ocorreu foi a eutrofização dos lagos e reservatórios, como, por exemplo, nos Grandes Lagos, localizados ao norte dos Estados Unidos e sul do Canadá.¹

Sabões são sais de sódio ou potássio de ácidos graxos. Os ácidos graxos, por sua vez, são ácidos carboxílicos de cadeias longas e não ramificadas. A obtenção do sabão ocorre pela hidrólise de gordura ou óleo em condições básicas, em uma reação denominada reação de saponificação,⁵ representada na Figura 1.

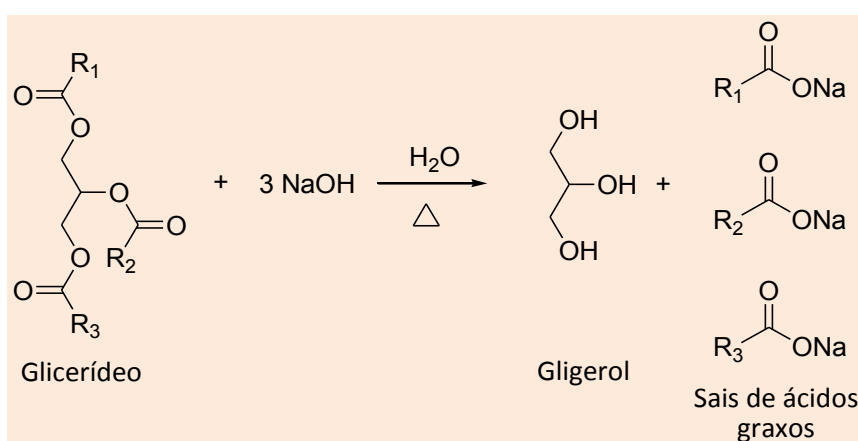


Figura 1. Reação de saponificação de triglicerídeos para obtenção de carboxilatos de sódio (sabão). (R₁, R₂ e R₃ são normalmente grupos alquila de cadeia longa, podendo ser iguais ou diferentes. Além disso, podem conter ligações duplas entre carbonos)⁵

Quando se adiciona sabão à água com elevada dureza, ocorrerá precipitação das moléculas de sabão. Por exemplo, com a adição de sabões que contenham em sua fórmula o estearato de sódio, ocorre a

precipitação do estearato de cálcio. O composto formado é insolúvel em água e precipita,⁴ devido a formação de um composto com as duas extremidades apolares, como representado na Figura 2.

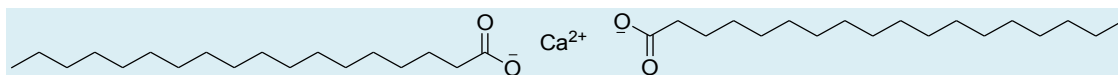
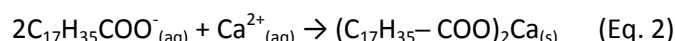
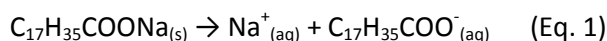


Figura 2. Estrutura do estearato de cálcio

Inicialmente, ocorre a dissolução da molécula de sabão em íon sódio e íon estearato, como representado na Equação 1.⁶ Com a presença de íons cálcio ou magnésio, forma-se, por exemplo, o composto estearato de cálcio, que é um composto insolúvel⁶ (tal processo é representado na Equação 2). Logo, precipita e impede a

formação de espumas. Sabões e detergentes, em geral, apresentam estruturas similares ao estearato de sódio, no que se refere à polaridade da molécula. Tendo uma extremidade polar, frequentemente iônica, e outra cadeia apolar, sabões e detergentes sofrem o processo de precipitação análogo ao exposto para o íon estearato.



As águas do Brasil, na sua maioria, não são duras. Por esse motivo, os sabões produzidos no país não são preparados para espumar em água dura.⁷ Sendo assim, quando, ocasionalmente, a água apresenta dureza, é necessário um tratamento para a sua remoção. Alguns métodos utilizados para a remoção da dureza da água utilizam flotação por ar dissolvido (FAD), com oleato de sódio, ou processos de troca iônica.² Em aulas experimentais, existem tentativas para remoção dos íons Ca^{2+} e Mg^{2+} utilizando EDTA ou carbonatos solúveis.⁷ O EDTA, que é um ótimo agente complexante, forma compostos de coordenação com os íons Ca^{2+} e Mg^{2+} , e sequestra os íons da solução. Os carbonatos solúveis removem a dureza pela formação de carbonato de cálcio ou magnésio (respectivamente CaCO_3 e MgCO_3), que são insolúveis, precipitando os íons responsáveis pela dureza da água e permitindo que o sabão espume. A formação dos carbonatos de cálcio e magnésio insolúveis é um

problema crítico em sistemas que envolvem gradientes de temperatura, como caldeiras e tubulações industriais, pois promove o acúmulo de cristais dos carbonatos em locais de menor temperatura, levando à obstrução de dutos.

1.2. Ácido cítrico

Um método alternativo para o tratamento da dureza da água, proposto no artigo para ser utilizado em aulas experimentais de química, é a adição de ácido cítrico para precipitar íons Ca^{2+} . O ácido cítrico é um dos constituintes de frutas cítricas, como limão e laranja, podendo representar até cerca de 7% em massa no suco de limão, possuindo versatilidade como acidulante, além de ser um ácido muito solúvel.⁸ Sua estrutura molecular está representada na Figura 3.

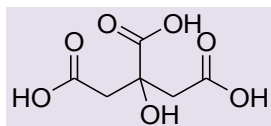


Figura 3. Estrutura molecular do ácido cítrico

É conhecido também como citrato de hidrogênio e é o ácido mais utilizado na indústria alimentícia, por apresentar propriedades antioxidantes, acidulantes, flavorizantes, sequestrantes e reguladoras de acidez. Foi descoberto no Século VIII pelo alquimista islâmico Abu Musa Jabir Ibn Hayyan, sendo o primeiro ácido isolado, em 1784, pelo químico sueco Carl Wihelm Scheele, cristalizando-o a partir do suco de limão.⁹

Inicialmente, a produção industrial do ácido aconteceu a partir do citrato de cálcio

obtido do limão. Outro método para a síntese do ácido é a via fermentativa, a partir de cana-de-açúcar ou beterraba, utilizando o fungo *Aspergillus niger*, sendo atualmente esse processo o responsável por 90% da sua produção.⁹

Seu nome oficial, pelas normas da IUPAC, é 2-hidroxi-1,2,3-propanotricarboxílico, sendo considerado um ácido fraco tricarboxílico, de fórmula molecular $C_6H_8O_7$. Algumas informações importantes sobre o ácido estão descritas na Tabela 1.⁹

Tabela 1. Propriedades do ácido cítrico⁹

Fórmula molecular	$C_6H_8O_7$
Massa molar	192,123 g/mol
Aparência	Sólido branco cristalino
Densidade	1,665 g/cm ³
Ponto de fusão	153°C
Solubilidade em água	133 g/100 mL (20°C)

1.3. Experimentação no ensino de química

A química é uma ciência experimental, que estuda as substâncias e suas transformações.¹⁰ Para o estudante, é importante a realização de experimentos, onde conceitos adquiridos em sala de aula se aplicam às situações reais. Tais práticas estimulam o questionamento e a investigação.¹¹

Para compreender os conceitos químicos, muitas vezes, é necessário um alto grau de abstração, o que é dificultado quando a aula acontece focada quase que exclusivamente no professor, com falta de experimentação e

relação do conteúdo com o cotidiano.¹² O professor é o responsável por estabelecer relações entre a teoria e o cotidiano, utilizando experimentação e contextualização, que influenciam em um aprendizado mais efetivo.¹³

O estudante se interessa muito mais pelas coisas que conhece e fazem parte do seu cotidiano do que por teorias que parecem desconectadas com a realidade. A literatura é rica em artigos e livros que apontam a importância da experimentação no ensino de química para resolver tais questões.¹⁰

Por meio da extração do ácido cítrico a partir do limão para utilização na remoção da dureza da água, dois aspectos próximos da realidade do aluno podem ser trabalhados:

I) A comprovação da existência do ácido cítrico no limão, sendo que nesse contexto diversos assuntos são inseridos, como reações químicas, cálculos estequiométricos, técnicas de separação de misturas, entre outros;

II) Remoção da dureza da água por método alternativo, que apresenta ainda mais significado para um aluno que vivencia isso no dia a dia, em regiões onde a água local apresenta elevada dureza.

Nesse contexto, o trabalho tem como objetivo integrar esses dois aspectos,

apresentando um método para a remoção da dureza da água, que consiste na utilização do ácido cítrico extraído do limão.

2. Parte Experimental

2.1. Reagentes e equipamentos

A Tabela 2 apresenta os materiais e reagentes utilizados em todas as etapas dos experimentos.

Tabela 2. Materiais e reagentes utilizados

10 limões Tahiti	Hidróxido de cálcio P.A.
Ácido sulfúrico P.A.	Dodecilsulfato de sódio (SDS) P.A.
Cloreto de cálcio P.A.	Detergente comercial
Espremedor de limão	Peneira
Compressas cirúrgicas de gaze hidrófila	Placa de aquecimento
Termômetro	Bomba de vácuo

Para a caracterização dos materiais obtidos, a título de certificação do procedimento proposto, utilizou-se a técnica de difração de raios-X (DRX). Os difratogramas foram obtidos em um aparelho modelo MiniFlex 600 da fabricante Rigaku, equipado com anodo de Cu para emissão de raios-X, com predominância de comprimentos 0,154 nm. Para as análises, foram empregadas as condições de emissão de 40 kV e corrente de 15 mA no anodo e passo de 0,02° no detector de radiação.

2.2. Extração do suco

A primeira etapa para obtenção do ácido cítrico foi a extração do suco do limão. Para isso, extraiu-se o suco de 10 limões Tahiti (*Citrus latifolia*), que foi filtrado inicialmente em peneira e posteriormente em gaze (comumente empregada em curativos) para a

separação da parte sólida da parte líquida.

2.3. Preparação do citrato de cálcio

O suco obtido foi submetido a aquecimento em banho-maria a 60°C. Preparou-se uma suspensão de hidróxido de cálcio na proporção de 70% da relação estequiométrica na reação entre o hidróxido e o ácido cítrico e adicionou-se ao suco de limão. Para a suspensão, utilizou-se 9,8 g de Ca(OH)_2 em 25 mL de água.

A adição da suspensão foi feita em pequenas etapas e o material foi mantido em banho-maria por 15 minutos à temperatura de 60 °C, onde se observou a formação de um precipitado branco – o citrato de cálcio. Então, a solução foi resfriada em banho de gelo.

O precipitado foi filtrado em bomba de

vácuo para separá-lo do líquido e seco em estufa sob temperatura de 55°C. Após isso, foi mantido em dessecador.

2.4. Reconstituição do ácido cítrico

Do citrato de cálcio sintetizado, separou-se 0,01 mol para a reconstituição do ácido, sendo necessário, conforme a estequiometria da reação, 0,03 mol de ácido sulfúrico. Para adicionar o ácido sulfúrico, preparou-se uma solução aquosa 20% v/v. É necessário o uso de solução, pois, na forma concentrada, devido à propriedade desidratante do ácido sulfúrico, pode ocorrer a desidratação do composto citrato de cálcio. Feito isso, adicionou-se 10 mL de água destilada e levou-se o material em ebulição por 10 minutos, sob agitação, onde foi possível observar a formação de um precipitado – o sulfato de cálcio. Separou-se o sólido da solução de ácido cítrico formada na reação por filtração à vácuo. Uma fração de 2,00 mL da solução de ácido cítrico foi seca para caracterização por DRX.

2.5. Preparação da água dura e remoção da dureza

Para o estudo da remoção da dureza da água utilizando o ácido cítrico sintetizado, preparou-se uma solução aquosa 0,1 mol/L de cloreto de cálcio. Também foi preparada uma solução aquosa de dodecilsulfato de sódio (SDS), na concentração de 1% m/v, além da utilização de detergente comercial a base de lauriléter sulfato de sódio e linear alquil benzeno sulfonato de sódio.

A análise foi dividida com base nos dois surfactantes: o SDS e o detergente comercial. Para avaliar a remoção da dureza da água, preparou-se 3 tubos de ensaio: no primeiro, adicionou-se 3 mL de água destilada e 1 mL da solução de SDS, com o objetivo de

observar a formação de espuma em água pura, sendo a referência para o teste; ao segundo, adicionou-se 2 mL da solução de cloreto de cálcio, 1 mL de água destilada (para igualar o volume) e 1 mL da solução de SDS, para analisar a precipitação realizada pelos íons cálcio na presença de SDS, que funciona como uma molécula de sabão; ao terceiro tubo de ensaio, foram adicionados 2 mL da solução de cloreto de cálcio, 1 mL da solução de ácido cítrico preparada, agitando-se para promover a reação entre íons cálcio e o ácido cítrico. Posteriormente, adicionou-se 1 mL da solução de SDS.

Realizou-se novamente o teste com três tubos de ensaio, substituindo o SDS pelo detergente comercial.

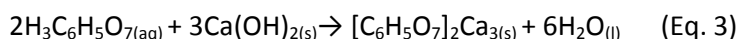
3. Resultados e Discussão

3.1. Extração do suco

Obteve-se nessa etapa 346,1597 g de suco filtrado, que possui 24,2312 g de ácido cítrico (0,1262 mol), considerando que 7% da massa do suco é ácido cítrico.⁸

3.2. Preparação do citrato de cálcio

Ao suco filtrado, adicionou-se 0,1325 mol de Ca(OH)₂, que representa 70% da relação estequiométrica ácido cítrico: hidróxido de cálcio. Garantindo, dessa forma, que a reação consumiu a todo Ca(OH)₂ adicionado, como representado na Equação 3, que é a reação de formação do citrato de cálcio. Como o Ca(OH)₂ é pouco solúvel em meio aquoso, utilizando o hidróxido de cálcio como reagente limitante garante-se que ele não precipitaria sem reagir.



O rendimento do processo foi de 84,3%. Para a confirmação da síntese do citrato de cálcio, realizou-se análise por difração de raios-X. A Figura 4 apresenta o difratograma

do material sintetizado, comprovando a eficiência do método de obtenção do citrato de cálcio.

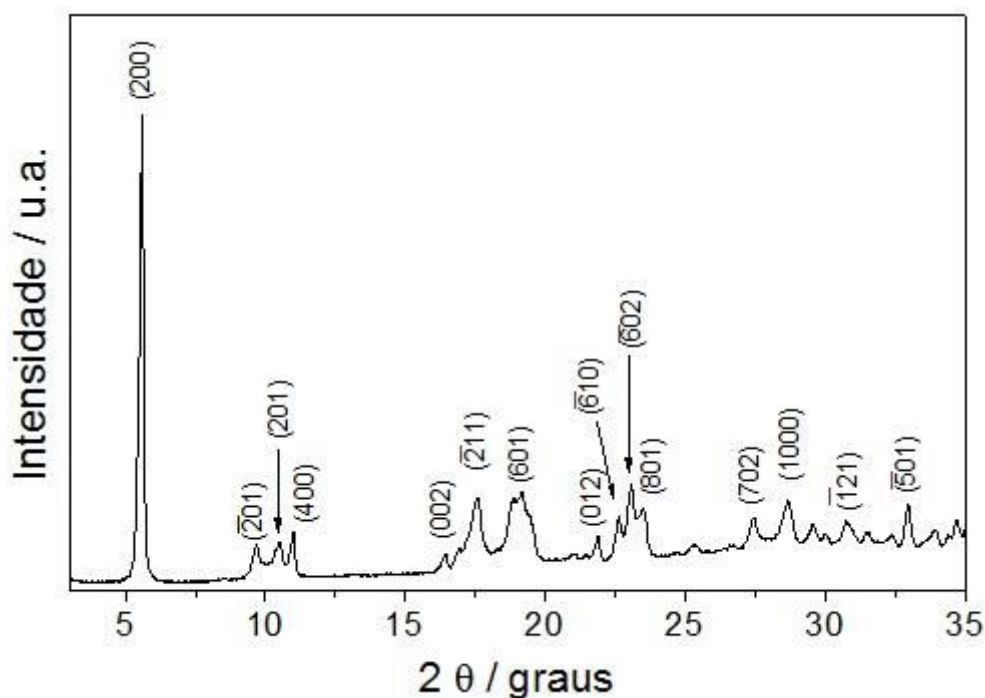


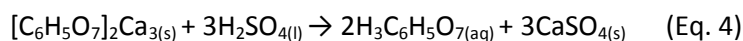
Figura 4. Difratograma de raios-X para o citrato de cálcio obtido a partir do suco de limão. Picos indexados de acordo com o padrão de difração (PDF #25-1568)

A partir do difratograma apresentado na Figura 4, foi possível identificar o pico de difração (200) como sendo o correspondente do citrato de cálcio, conforme o PDF #25-1568, podendo corroborar para o sucesso da síntese. A partir de então, será possível utilizá-lo para a síntese do ácido cítrico. [A Ficha PDF#25-1568 refere-se às informações cristalográficas do ácido cítrico depositadas no Centro Internacional de Dados de Difração ou *International Center For Diffraction Data - ICDD*. O Termo PDF[®] são as iniciais em inglês para dados de difração de raios-X por pó, ou *Powder Diffraction File*[™]. O número se refere à ficha de uma determinada substância. Entre outras informações, a ficha apresenta, na forma de tabelas, os espaçamentos

interplanares característicos da substância e os índices de Müller, sendo estes indicados na Figura 4 como o conjunto com 3 números entre parênteses. Para uma substância pura, os índices de Muller se associam a todas as posições dos picos nos ângulos 2θ].

3.3. Reconstituição do ácido cítrico

A partir do citrato de cálcio, foi possível realizar a reconstituição do ácido cítrico. Para tanto, foi necessária a adição de ácido sulfúrico ao citrato de cálcio, que, ao reagir, forma ácido cítrico e sulfato de cálcio, como a Equação 4 representa.



Após a separação do sólido (sulfato de cálcio) da solução de ácido cítrico, esperou-se a precipitação de parte do composto de cálcio que não havia precipitado anteriormente e separou-se o composto da solução por filtração simples, devido ao fato do ácido cítrico ser mais solúvel que o citrato de cálcio residual, em meio aquoso. O rendimento para a reconstituição do ácido cítrico foi 91,48%.

Deixou-se evaporar a solução de ácido cítrico purificada e realizou-se testes de difração de raios-X, conforme apresentado na Figura 5, para verificar a estrutura cristalina do composto sintetizado e confirmar sua identidade. De fato, o composto sintetizado foi o ácido cítrico, conforme sua estrutura cristalina aponta.

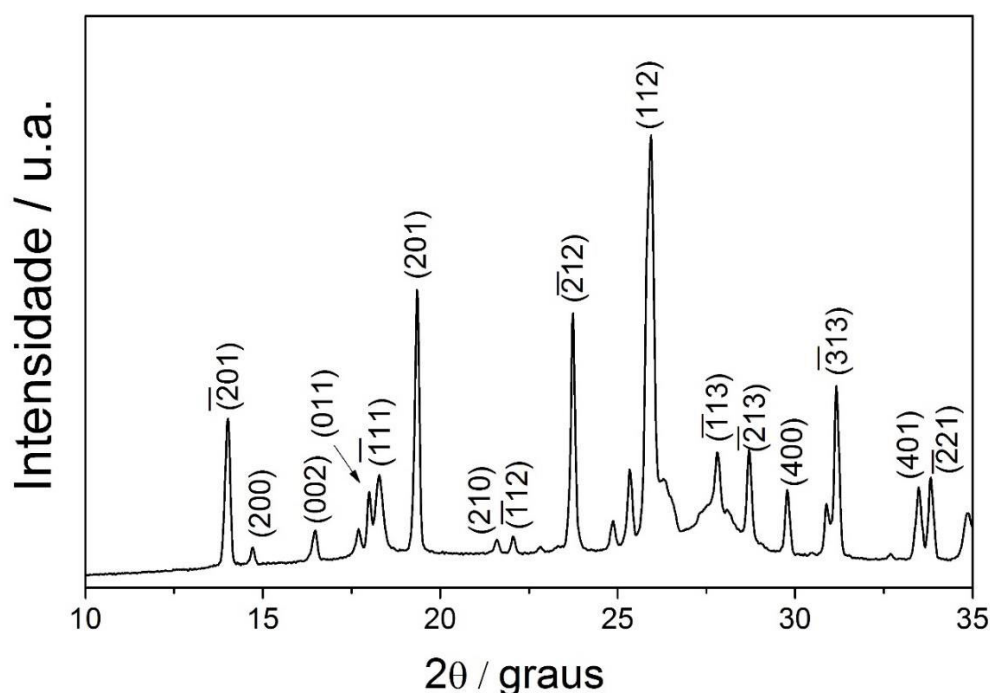


Figura 5. Difratograma de raios-X para o ácido cítrico obtido da reconstituição do ácido a partir do citrato de cálcio. Picos indexados de acordo com o padrão de difração (PDF #16-1157)

Na Figura 5, estão indexados os picos correspondentes ao ácido cítrico, conforme o PDF #16-1157, que indica que o composto sintetizado é o ácido cítrico.

3.4. Preparação da água dura e remoção da dureza da água

A Figura 6 apresenta o teste de espuma, conforme relatado no procedimento,

instantes após a adição de SDS. O Tubo (b), que continha água dura sem tratamento, apresentou a formação de um precipitado branco, devido à reação entre os íons cálcio livres e o surfactante adicionado, fato que não ocorreu no Tubo (c), que também apresentava água dura, mas que foi previamente tratado com ácido cítrico. Logo, os íons cálcio presentes em solução não causaram a precipitação do surfactante quando este foi adicionado.

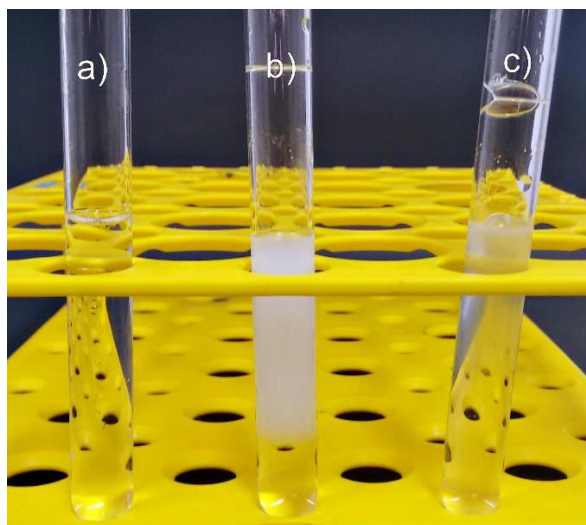


Figura 6. Testes de espuma (a) tubo com água; (b) tubo com CaCl_2 e (c) tubo com solução de ácido cítrico e CaCl_2

Após a agitação manual dos tubos de ensaio, tanto com SDS como com detergente comercial, ocorreu a formação de mais espuma nos tubos com água dura tratada com ácido cítrico do que nos tubos apenas

com água dura. A Figura 7 apresenta, de forma comparativa, a altura da espuma entre o tubo com água dura (a) e água dura tratada com ácido cítrico (b), utilizando detergente comum como surfactante.

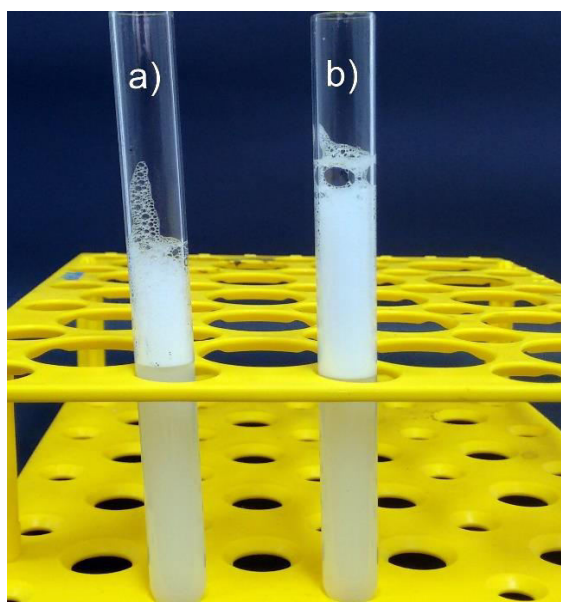


Figura 7. Comparação entre a altura de espuma entre os tubos (a) sem tratamento e (b) com tratamento

A presença da coluna de espuma maior no tubo (b), indica que o tratamento preliminar realizado foi efetivo e impediu a precipitação do surfactante com os íons Ca^{2+} livres.

3.5. Proposta educacional

Trazer situações do cotidiano dos alunos para as aulas de química contribui fortemente para o aprendizado, despertando curiosidade e ajudando na fixação de conceitos. A proposta apresentada pode ser aplicada pelo professor integralmente ou em

etapas separadas, tendo um caráter diversificado.

A síntese do citrato de cálcio pode trabalhar conteúdos de reações químicas, como reações químicas, estequiometria, preparo de soluções, além de trazer a química mais próxima do aluno, utilizando materiais cotidianos, onde, por exemplo, o hidróxido de cálcio pode ser encontrado em casas de materiais de construção, conhecido como cal hidratada. A Tabela 3 apresenta quais materiais podem ser substituídos por materiais comerciais.

Tabela 3. Reagentes alternativos e onde encontrá-los

Reagente	Onde encontrar
Hidróxido de cálcio	Casas de materiais de construção, como cal hidratada
Ácido cítrico	Casas de materiais de artesanato e de ingredientes para confeitarias
Ácido sulfúrico	Solução de bateria, encontrada em casas de peças para automóveis, lojas de baterias e postos de gasolina
Água destilada	Água de bateria, encontrada em postos de gasolina ou farmácias
Cloreto de cálcio	Refil de produtos anti-mofo, a base de CaCl_2 , encontrado em supermercados
Citrato de cálcio	Farmácias
Dodecilsulfato de sódio	Pode ser substituído por sabão ou detergente

Caso o professor considere interessante trabalhar apenas parte do experimento, como, por exemplo, apenas a remoção da dureza da água por meio de ácido cítrico comercial ou mesmo apenas a reconstituição do ácido cítrico a partir do citrato de cálcio, pode adquirir os reagentes necessários facilmente nos locais indicados na Tabela 3.

4. Conclusão

O processo adotado na extração do ácido cítrico do limão para tratamento da dureza da água mostrou-se efetivo, fato que pode ser comprovado pelas análises de difração de raios-X realizadas no experimento. Sendo

assim, é possível que o método seja adotado em aulas experimentais, por ser simples e apresentar um bom resultado para essa abordagem. Além disso, pode-se constatar que o tratamento da água dura com ácido cítrico consegue impedir a precipitação das moléculas de sabão e a posterior formação de espuma.

Percebe-se a constante necessidade de se inovar dentro do âmbito escolar. Por isso, modificar os conteúdos, tornando-os mais atrativos, é de fundamental importância. Os assuntos que foram abordados no decorrer do trabalho se tornam mais atraentes, visto que a parte experimental assimila situações e problemas que estão inseridos no cotidiano dos alunos e dão significado ao conteúdo abordado em sala de aula.

Referências Bibliográficas

- ¹ Grassi, M. T. As águas do planeta Terra. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola* **2001**, *1*, 31. [Link]
- ² Ceretti, H.; Hughes, E. A.; Zalts, A. The Softening of Hard Water and Complexometric Titrations. An Undergraduate Experiment. *Journal of Chemical Education* **1999**, *76*, 1420. [CrossRef]
- ³ Mól, G. S.; Barbosa, A. B.; da Silva, R. R. Água dura em sabão mole. *Química Nova na Escola* **1995**, *2*, 33. [Link]
- ⁴ Sítio do Ministério da Saúde. Disponível em: <http://bvsm.sau.gov.br/bvs/sauolegis/gm/2011/prt2914_12_12_2011.html>. Acesso em: 20 maio 2016.
- ⁵ Solomons, T. W. G.; Fryhle, C. B.; *Química Orgânica*, 10a. ed., LTC, 2013.
- ⁶ Barbosa, A. B.; Silva, R. Xampus. *Química Nova na Escola* **1995**, *2*, 3. [Link]
- ⁷ Osorio, V. K. L.; de Oliveira, W.; El Seoud, O. A. Hard Water and Soft Soap: Dependence of Soap Performance on Water Hardness A Classroom Demonstration. *Journal of Chemical Education* **2005**, *82*, 257. [CrossRef]
- ⁸ Ferreira, A. F. S. Acidulantes na indústria de alimentos. *I Simpósio sobre aditivos para alimentos*, Campinas, Brasil, 1987.
- ⁹ Sítio da Revista FiB – Food Ingredients Brasil Disponível em: <<http://www.revista-fi.com/materias/402.pdf>>. Acesso em: 28 maio 2016.
- ¹⁰ Rubinger, M. M. M.; Braathen, P. C.; *Ação e reação: ideias para aulas especiais de química*. 1ª. ed., RHJ: Belo Horizonte, 2012.
- ¹¹ Guimarães, C. C. Experimentação no ensino de química: caminhos e descaminhos à aprendizagem significativa. *Química Nova na Escola* **2009**, *31*, 198. [Link]
- ¹² Binsfeld, S. C.; Auth, M. A. A Experimentação no Ensino de Ciências da Educação Básica: constatações e desafios. *Resumo do VIII Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências (VIII ENPEC) e I Congresso Iberoamericano de Investigación de las Ciencias (I CIEC)*, Campinas, Brasil, 2011.
- ¹³ Mota, T. C.; Cleophas, M. G. Proposal for Chemistry Teaching Using the Plant *Pterodon abruptus* (Moric.) Benth. as a Natural pH Indicator. *Revista Virtual de Química* **2014**, *6*, 1353. [CrossRef]