

Aplicação de princípios de Química Verde em experimentos didáticos: um reagente de baixo custo e ambientalmente seguro para detecção de íons ferro em água

Ana Lúcia de S. Ventapane e Paula M. L. dos Santos

A contaminação química e biológica das águas naturais e de uso humano é uma preocupação de toda a sociedade. A água pode promover a disseminação de inúmeras doenças e contaminantes incluindo os íons de ferro. Esses e outros problemas relativos à forma como o desenvolvimento econômico e a sustentabilidade são tratados pelos diferentes setores da sociedade devem ser trazidos para a sala de aula. Com o objetivo de propor um experimento dentro de princípios da Química Verde (QV), de baixo custo e de fácil aquisição para detectar qualitativamente a presença de ferro em água, recorreu-se à reação de formação do complexo entre os íons Fe^{3+} e os íons salicilato. Os resultados mostram que é possível produzir o reagente complexante para determinar qualitativamente Fe^{3+} em água.

► ensino de química, ambiente, experimentação ◀

Recebido em 01/06/2020, aceito em 24/08/2020

No ano de 2015, a Organização das Nações Unidas (ONU) apresentou um plano de ações voltado para o desenvolvimento sustentável, a Agenda 2030, que é composta por dezessete Objetivos de Desenvolvimento Sustentável (17 ODS). Em sua essência, os ODS buscam contemplar os aspectos sociais, econômicos e ambientais que permeiam nossa relação com o planeta. A água é essencial para a vida no planeta Terra e, dentre os ODS propostos, dois deles são dedicados ao tema água e estão intrinsecamente relacionados: o ODS 6, cujo objetivo é assegurar a disponibilidade e gestão sustentável da água e saneamento para todos; e o ODS 14, cujo objetivo é a conservação e uso sustentável dos oceanos, dos mares e dos recursos marinhos para o desenvolvimento sustentável (ONU, 2015).

No Brasil, a população tem vivenciado problemas relacionados à contaminação química e biológica das águas naturais e de uso humano. Em janeiro de 2019 ocorreu a contaminação do rio Paraopeba por rejeitos de mineração devido ao rompimento de uma barragem no município

de Brumadinho-MG (Bohem, 2019). Um ano após esse incidente, a qualidade da água fornecida à população da região metropolitana do Rio de Janeiro foi profundamente afetada pelo excesso de despejo de esgotos e rejeitos industriais do Rio Guandú e afluentes (Haidar, 2020; CRQIII, 2020). Tais acontecimentos expõem os desafios que a sociedade e a gestão pública têm que enfrentar para irem ao encontro do uso sustentável dos mananciais de águas doces, assim como da efetiva implementação de um sistema de extrativismo mineral seguro para as populações e para a Natureza. O debate acerca desses problemas pode ser levado à sala de aula numa proposta de abordagem sócio-científica e contextualizadora acerca da contaminação dos rios que fornecem água para as populações. Há vários tipos de contaminantes presentes nos mananciais e, no caso da contaminação por rejeitos de mineração, há presença de metais, sobretudo o ferro.

A abordagem de temas sócio-científicos no ensino de química é defendida por autores como Juntunen e Aksela (2014), que propõem uma educação para o desenvolvimento

No Brasil, a população tem vivenciado problemas relacionados à contaminação química e biológica das águas naturais e de uso humano. Em janeiro de 2019 ocorreu a contaminação do rio Paraopeba por rejeitos de mineração devido ao rompimento de uma barragem no município de Brumadinho-MG (Bohem, 2019).

sustentável (EDS) na qual os problemas sócio-ambientais podem ser abordados no currículo escolar de química. O objetivo não é o de impor mudanças aos estudantes, mas sim fomentar o debate acerca da participação individual e coletiva, a partir de suas ideias e experiências, para criar o futuro. As autoras apontam um elenco de temas sócios-científicos a serem abordados na escola e, dentre eles, os problemas relacionados à água.

Se, por um lado, a educação vem discutindo as questões sócio-científicas e sócio-ambientais, com o advento da Química Verde (QV) nos anos 1990, a preocupação em tornar os produtos e processos da indústria química menos nocivos e tóxicos torna-se uma proposta real. A QV pode ser definida como o planejamento, o desenvolvimento e a implementação de produtos químicos e processos para reduzir ou eliminar o uso ou geração de substâncias nocivas à saúde humana e ao ambiente (Lenardão, 2003). Segundo Anastas e Warner (1998), citados por Lenardão (2003, p. 124), os doze princípios da QV são: 1. Prevenção; 2. Economia de átomos; 3. Síntese de produtos menos perigosos; 4. Planejamento de produtos seguros; 5. Solventes e auxiliares mais seguros; 6. Busca pela eficiência de energia; 7. Uso de fontes renováveis de matéria-prima; 8. Evitar a formação de derivados; 9. Catálise; 10. Planejamento para a degradação; 11. Análise em tempo real para a prevenção da poluição; 12. Química intrinsecamente segura para a prevenção de acidentes.

Uma relação entre a EDS no ensino de Química e a QV é apresentada por Burmeister *et al.* (2012). Esses autores consideram importante incorporar a QV a química sustentável no ensino a partir de quatro modelos de abordagem diferentes. Na literatura é possível encontrar propostas de inserção dos princípios da QV nas aulas para o ensino médio e superior, bem como a análise da verdura química de experimentos com finalidades didáticas (Sandri & Santin Filho, 2017, 2019). Assim, a QV tem provocado mudanças de paradigmas não só nos processos e produtos industriais. Tais mudanças vêm se refletindo em novas propostas para o aperfeiçoamento e a elaboração de experimentos de química para fins educacionais dentro de uma filosofia de QV.

O presente trabalho apresenta o percurso experimental para se obter íons Fe^{3+} e um reagente para detectá-lo qualitativamente em água. Tais reagentes foram utilizados numa oficina pedagógica direcionada a estudantes do ensino médio e seus professores de Química, na qual foram abordadas, dentro do tema sustentabilidade, a Agenda 2030, o ODS 6 e questões sócio-ambientais. Porém, o relato da oficina foge ao escopo deste artigo. Acredita-se que o reagente tem potencial para ser reproduzido e utilizado em experimentos escolares.

Metodologia

Reação de Trinder

A Reação de Trinder é um método utilizado na determinação do teor de ácido acetilsalicílico (AAS) em fármacos. Nessa reação, os íons Fe^{3+} formam um complexo violeta em

presença de íons salicilato, o complexo salicilato-Fe (III) (Figura 1). O reagente de Trinder é uma solução aquosa de Fe^{3+} , constituída por 1,0 g de $[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}]$ avolumada até 100 mL. Para a determinação do teor de AAS nas amostras por espectrofotometria (absorção máxima em 525 nm), uma curva analítica é feita a partir de diluições da solução de AAS hidrolisada da seguinte forma: 0,25 g de AAS dissolvido em 10 mL de solução aquosa de NaOH 1,0 mol. L^{-1} , seguida de aquecimento em chapa de aquecimento por 10 min. Após esse tempo, a solução hidrolisada de AAS é avolumada a 250 mL (Silva *et al.*, 2014).

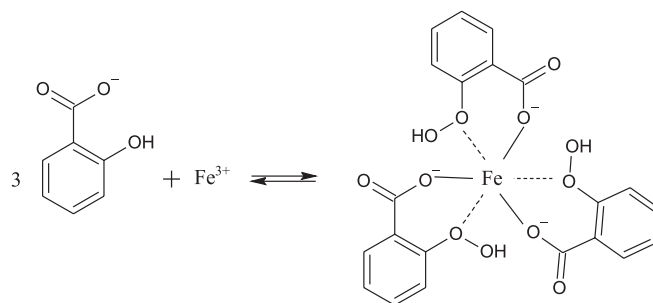


Figura 1: Complexo salicilato-Fe (III) de cor violeta.

Método adaptado ao experimento didático

Com o objetivo de propor um reagente dentro de princípios da QV, de baixo custo e de fácil aquisição para detectar qualitativamente a presença de ferro em água, parte da equipe do projeto universitário testou as melhores condições experimentais que atendessem a esse objetivo (testes 1 a 8, Quadro 1). Para tanto, foi necessário obter uma fonte de íons Fe^{3+} e um reagente para a detecção desses íons em água. Assim, recorreu-se à reação de formação do complexo entre os íons Fe^{3+} e os íons salicilato. Para testar a reação de formação do complexo salicilato-Fe (III), de cor violeta, foram preparadas soluções e procedimentos com base no trabalho de Silva *et al.* (2014) e com materiais substituintes. A obtenção de íons salicilato em solução aquosa dá-se através da hidrólise alcalina da solução de AAS. As fontes de salicilato testadas foram o AAS e o medicamento Aspirina®. Para a hidrólise alcalina testou-se o NaOH P.A. e o NaHCO_3 comercial. A hidrólise deu-se sob aquecimento, sendo testadas duas fontes diferentes, a placa de aquecimento (com béquer) e lamparina a álcool (com tubo de ensaio). Como fonte de íons ferro utilizou-se o sulfato em substituição ao nitrato. Os reagentes e materiais utilizados foram: sulfato ferroso, água oxigenada 10 volumes, NaHCO_3 e Aspirina® obtidos em farmácia, AAS sintetizado na universidade, NaOH P.A., $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ P.A., béqueres, funis, papel de filtro, tubos de ensaio, provetas, balança digital de 2 casas decimais encontrada no comércio, pinça de madeira, almofariz e pistilo, chapa de aquecimento de laboratório e lamparina a álcool.

Preparo da solução-teste contendo íons Fe^{3+}

Foram utilizados 5 comprimidos comerciais de sulfato ferroso, cerca de 1,6 g. O corante vermelho da superfície

dos comprimidos foi removido cuidadosamente em água corrente. Em seguida, os comprimidos sem o corante foram macerados e dissolvidos em água até o volume de 100 mL. A mistura resultante foi filtrada e o filtrado foi nomeado como **solução A** (Figura 2).



Figura 2: Comprimidos de sulfato ferroso comercial lavados e macerados.

Para a conversão de Fe^{2+} em Fe^{3+} , utilizou-se 10 mL da **solução A** e foram adicionados 5 mL de água oxigenada comercial 10 volumes, resultando na **solução B**. Essa conversão é chamada de reação de Fenton (Figura 3).



Figura 3: Reação de Fenton. Oxidação do íon ferroso a férrico.

Solução de íons salicilato - reagente detector de Fe^{3+}

Foram testadas duas opções diferentes, tanto para a fonte de íons salicilato – 500 mg de AAS sintetizado em laboratório acadêmico ou de comprimidos de Aspirina® – quanto para a hidrólise alcalina – 20 mL de solução a 1 mol/L de NaOH P.A. ou de NaHCO_3 comercial. A mistura da solução de salicilato com a solução alcalina foi colocada em béquer e aquecida em placa de aquecimento por 10 minutos, ou em tubo de ensaio e aquecida em lamparina a álcool por 2 minutos (Figura 4). Após o aquecimento, as soluções foram avolumadas para 500 mL em água destilada.

Reação de complexação

A reação de complexação entre os íons Fe^{3+} e os íons salicilato foram testadas em oito modelos experimentais diferentes, sumarizados no Quadro 1. Em 2 mL de solução aquosa de íons Fe^{3+} foi adicionada uma gota da solução de salicilato. Para a confirmação da presença de íons Fe^{2+} e Fe^{3+} nas soluções, foi utilizado um teste para Fe (II) e Fe (III) usado em aquários, obtido em lojas de produtos para animais domésticos.



Figura 4: Reação de hidrólise alcalina do AAS. Aquecimento em placa e em lamparina a álcool.

Resultados

Obtenção de Fe^{3+}

Foi possível observar que a **solução A** é incolor e, ao ser oxidada, torna-se amarelada (**solução B**). Esse indicativo colorimétrico é interessante para abordar reações de oxirredução e a coloração desses íons também (Figura 5). Essa reação é denominada reação de Fenton, em que o peróxido é um agente oxidante forte e o seu produto gerado, o radical hidroxila, também possui um alto poder oxidante, permitindo maior conversão de Fe^{2+} a Fe^{3+} . Para confirmar a presença de íons Fe^{2+} e Fe^{3+} nas soluções, foi utilizado o teste de aquários que contém soluções de KMnO_4 , KSCN e HNO_3 (Figura 7).

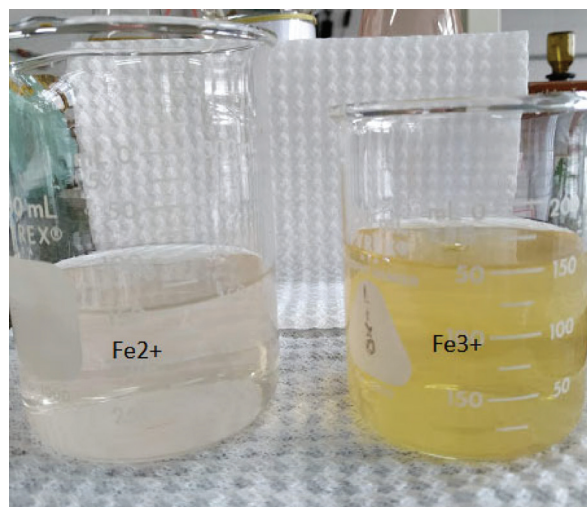


Figura 5: Solução de sulfato ferroso (incolor) e solução de sulfato férrico por reação de Fenton (amarelado).

Reagente detector de Fe^{3+}

O reagente detector de íons Fe^{3+} consiste numa solução aquosa contendo íons salicilato. A liberação de tais íons em solução foi feita a partir da hidrólise alcalina do ácido acetilsalicílico sob aquecimento (Figura 6). A base utilizada é o NaOH, porém, buscando-se utilizar uma outra substância com características básicas, mas que fosse menos tóxica ao ser humano e menos danosa ao meio ambiente, utilizou-se

o sal básico NaHCO_3 , encontrado em farmácias. Em água, o ânion HCO_3^- hidrolisa produzindo um ácido fraco [H_2CO_3 (aq)] e íons OH^- hidratados (Fatibello-Filho *et al.*, 2006). Dois sistemas de aquecimento foram testados: um em placa de aquecimento e outro com o auxílio da lamparina a álcool. Ambos os sistemas forneceram energia suficiente para a promover a hidrólise, entretanto, a lamparina a álcool pode ser uma fonte de aquecimento mais viável economicamente para os docentes e para a escola.

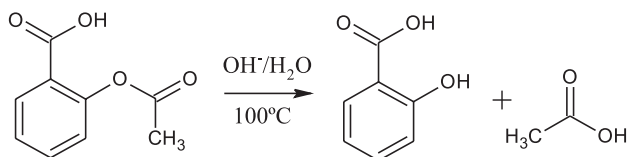


Figura 6: Representação simplificada da hidrólise alcalina do ácido acetilsalicílico.

Quanto à formação do complexo salicilato-Fe (III), foi observada uma mudança na coloração da solução contendo Fe^{3+} , de levemente amarelada para violeta após a adição da solução contendo íons salicilato (Figura 7) nos oito experimentos apresentados no Quadro 1. Portanto, foi possível obter o complexo colorido através de oito condições reacionais diferentes. Entretanto, para a formação do complexo o pH do meio deve ser neutro ou alcalino (Vogel, 1981).

4

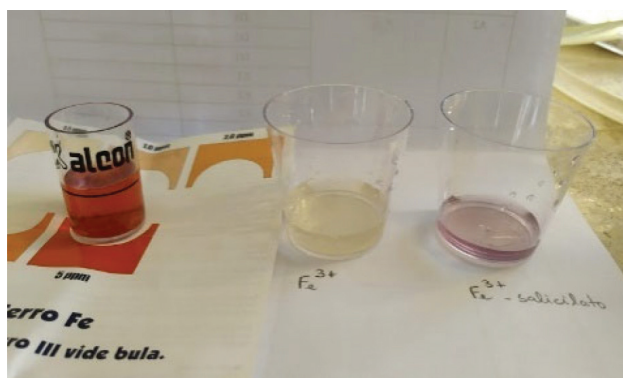


Figura 7: Teste positivo para Fe^{3+} (alaranjado), Fe^{3+} em solução (levemente amarelado) e o complexo salicilato-Fe (III) de cor violeta.

Comparação entre os testes de 1 a 8

Em propostas didáticas para a determinação de Fe^{3+} em água, uma solução de KSCN é utilizada por formar

um produto vermelho (Curi, 2006). Comparativamente, o KSCN é mais tóxico e persistente no meio ambiente do que o ácido salicílico (Merck, 2020a, 2020b), portanto, a solução de salicilato como reagente para a identificação qualitativa de Fe^{3+} em água pode ser uma alternativa ao uso de uma solução de KSCN.

Dentre os testes realizados, o teste de nº 8 foi o que apresentou as condições que melhor atenderam aos objetivos da proposta. Os reagentes aspirina, NaHCO_3 , H_2O_2 20 volumes e o sulfato ferroso, podem ser encontrados no comércio em geral. A lamparina a álcool é uma fonte de aquecimento mais barata e acessível do que uma placa de aquecimento laboratorial. O custo do material é compensando pelas pequenas quantidades necessárias ao teste que pode ser repetido muitas vezes. As soluções de Fe^{3+} e de salicilato podem ser estocadas e utilizadas por muitos meses. Comparando-se com o teste para Fe^{3+} apresentado por Curi (2006), as condições do teste nº 8 atendem a, pelo menos, três dos doze princípios da QV: princípio 3, síntese de produtos menos perigosos; princípio 4, planejamento de produtos seguros; princípio 10, planejamento para a degradação. Sobre este último, pode-se considerar que o ácido salicílico é rapidamente biodegradável (Merck, 2020a).

Os resultados mostraram que é possível produzir o reagente complexante para determinar qualitativamente Fe^{3+} em água. A contaminação de ferro em água envolve os seguintes conceitos: metais de transição, íons metálicos, solubilidade e solubilidade de substâncias iônicas na água em interações íons-dipolo.

Conclusão

A partir de reagentes comerciais e baseando-se em princípios da QV, foi possível obter uma fonte de íons Fe^{+3} , bem como um reagente para a detecção de íons Fe^{+3} em água, que podem ser utilizados em experimentos didáticos contextualizados às questões sócio-ambientais e aos ODS 6 e 14.

Ana Lúcia de Souza Ventapane (analuciaventapane@gmail.com), graduanda do curso de Bacharelado em Química pelo IQ-UFRJ, atuou como extensionista do Projeto RECICLAB nos anos de 2018 e 2019. Rio de Janeiro, RJ – BR. **Paula Macedo Lessa dos Santos** (paulalessa@iq.ufrj.br), licenciada em Química (IQ-UERJ), mestre e doutora em Ciências (IPPN-UFRJ), docente dos Programas de Pós-Graduação PROFQUI e PEQUI, ambos pelo IQ-UFRJ. Rio de Janeiro, RJ – BR.

Quadro 1: Testes de 1 a 8. Testes para a obtenção do complexo salicilato-Fe (III).

| Testes | Solução de AAS | Solução alcalina para hidrólise do AAS | Sistema de aquecimento | Solução de íons Fe^{3+} |
|--------|----------------|--|-------------------------|--|
| 1 | AAS | NaOH | Chapa aquecedora 10 min | A partir do sal P.A. |
| 2 | AAS | NaOH | Lamparina 2 min | A partir do sal P.A. |
| 3 | AAS | NaHCO_3 | Chapa aquecedora 10 min | A partir da oxidação do Fe^{2+} |
| 4 | AAS | NaHCO_3 | Lamparina 2 min | A partir da oxidação do Fe^{2+} |
| 5 | aspirina® | NaOH | Chapa aquecedora 10 min | A partir do sal P.A. |
| 6 | aspirina® | NaOH | Lamparina 2 min | A partir do sal P.A. |
| 7 | aspirina® | NaHCO_3 | Chapa aquecedora 10 min | A partir da oxidação do Fe^{2+} |
| 8 | aspirina® | NaHCO_3 | Lamparina 2 min | A partir da oxidação do Fe^{2+} |

Referências

- BOHEM, C. Rio Paraopeba tem nível de metais 600 vezes acima do permitido. *Agência Brasil*, São Paulo, 27 fev. 2019. Disponível em: <https://cutt.ly/ZyWNQgW>, acessada em abr. 2020.
- BURMEISTER, M.; RAUCH, F. e EILKS, I. Education for Sustainable Development (ESD) and chemistry education. *Chemistry Education Research and Practice*, n. 13, p. 59-68, 2012.
- CRQIII. Esclarecimentos do Conselho Regional de Química – Terceira Região sobre a água da Cedae. Conselho Regional de Química-Terceira Região Rio de Janeiro, Rio de Janeiro, 17 jan. 2020. Disponível em <https://cutt.ly/byWBTZY>, acessada em abr. 2020.
- FATIBELLO-FILHO, O.; WOLF, L. D.; ASSUMPÇÃO, M. H. M. T. e LEITE, O. D. Experimento simples e rápido ilustrando a hidrólise de sais. *Química Nova na Escola*, n. 24, p. 30-34, 2006.
- H Aidar, D. Principais mananciais de água que abastecem o Rio de Janeiro estão poluídos, alerta especialista. *GI*, Rio de Janeiro, 09 jan. 2020. Disponível em: <https://cutt.ly/GyWBUgF>, acessada em abr. 2020.
- JUNTUNEN, M. K. e AKSELA, M. K. Education for sustainable development in chemistry – challenges, possibilities and pedagogical models in Finland and elsewhere. *Chemistry Education Research and Practice*, n. 15, p. 488-500, 2014.
- LENARDÃO, E. J.; FREITAG, R. G.; DABDOUB, M. J.; BATISTA, A. C. F. e SILVEIRA, C. C. “Green chemistry”: os 12 princípios da química verde e sua inserção nas atividades de ensino e pesquisa. *Química Nova*, v.26, n. 1, p. 123-129, 2003.
- MERCK. Ficha de informação de produto químico. Ácido salicílico. Disponível em: <https://cutt.ly/dyWBntr>, acessada em abr. 2020a.
- MERCK. Ficha de informação de produto químico. Tiocianato de potássio. Disponível em: <https://cutt.ly/ByWBWCd>, acessada em abr. 2020b.
- ONU. Organização das Nações Unidas. Transformando Nosso Mundo: A Agenda 2030 para o Desenvolvimento Sustentável. Rio de Janeiro, 13 out. 2015. Disponível em: <https://nacoesunidas.org/pos2015/agenda2030/>, acessada em abr. 2020.
- SANDRI, M. C. M. e SANTIN FILHO, O. Análise da verdura química de experimentos propostos para o ensino médio. *Actio*, v. 2, n. 2, p. 97-118, 2017.
- SANDRI, M. C. M. e SANTIN FILHO, O. Os modelos de abordagem da química verde no ensino de química. *Educación Química*, v. 30, n. 4, p. 34-46, 2019.
- SILVA, E. F.; FERNANDES, R. N.; LIMA, H. S.; GOMES, P. R. B. e LIMA, W. S. Reação de Trinder na detecção de ácido acetilsalicílico em fármacos. In: CONGRESSO BRASILEIRO DE QUÍMICA, 54º, 2014, Natal – RN. Disponível em: <http://abq.org.br/cbq/2014/trabalhos/4/5774-18276.html>, acessada em fev. 2020.
- VOGEL, A. I. Química Analítica Qualitativa. Trad. A. Gimeno. 5ª ed. São Paulo: Mestre Jou, 1981.

Abstract: Application of Green Chemistry principles in teaching experiments: a low-cost, environmentally safe reagent for detecting iron ions in water. Chemical and biological contamination of natural and drinking waters is a concern for society. Water can promote the spread of numerous diseases and contaminants including iron ions. These and other problems related to the way in which economic development and sustainability are treated by society should be brought into the classroom. This paper describes a low-cost, easy-acquisition experiment within the principles of Green Chemistry (GC) to qualitatively detect the presence of iron in water by means of the complex formation reaction between Fe^{3+} ions and salicylate ions. Results show that it is possible to produce the complexing reagent to qualitatively determine Fe^{3+} in water.

Keywords: Chemistry teaching, environment, experimentation