

ABORDAGEM DOS DIAGRAMAS DE *LADDER* NOS EQUILÍBRIOS QUÍMICOS ENVOLVIDOS NA REAÇÃO QUÍMICA DE IDENTIFICAÇÃO DE ÍONS Fe^{3+} EM AMOSTRA AMBIENTAL

Vinícius Pereira de Almeida Ribeiro¹, João Vítor Soares Santana Costa¹,
Rafael Henrique de Sousa Canella¹, Maria Heloísa Melo dos Santos¹,
Luís Antônio da Silva¹ e Valéria Almeida Alves¹

¹Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM), Uberaba, Brasil
(d202410123@uftm.edu.br)

Resumo: Realizou-se uma atividade experimental em escolas de Uberaba, para identificação de íons Fe^{3+} na rocha ornamental tapiocanga, visando aproximar os conteúdos teóricos de Química com a prática experimental. Este trabalho apresenta como a reação química foi realizada e explora os equilíbrios químicos envolvidos na sua ocorrência, por meio da abordagem do diagrama de “ladder”, usado em química analítica para visualizar as regiões de predominância de diferentes espécies químicas em equilíbrio.

Palavras-chave: Identificação de ferro; diagrama de *ladder*; tapiocanga.

INTRODUÇÃO

Este trabalho foi desenvolvido a partir de uma reação química que permite explorar conteúdos ministrados em diferentes áreas da química, como analítica, inorgânica e orgânica, como reações de oxirredução, equilíbrio químico, princípio de Le Chatelier, reações de complexação utilizadas na identificação de cátions, propriedades químicas dos elementos da tabela periódica e seus compostos e complexos, nomenclatura de compostos inorgânicos e funções orgânicas. Trata-se de uma reação de formação de um complexo triquelato, o tris-(2-hidroxibenzoato)ferro(III), $[\text{Fe}(\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3)_3]$, de coloração violeta.

A equação química é mostrada na Figura 1, cuja constante de formação global do complexo é $K_f = 6,32 \times 10^{36}$ (PubChem, 2026).

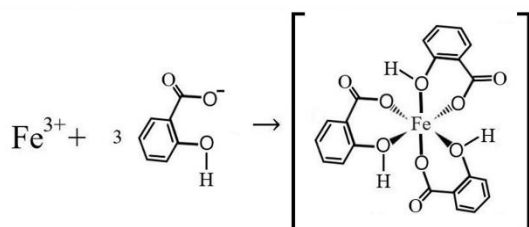


Figura 1. Equação química que representa a reação química de complexação que ocorre entre os íons Fe^{3+} e os íons salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$, com formação do tris-(2-hidroxibenzoato)ferro(III), $[\text{Fe}(\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3)_3]$, de cor violeta.

A reação química, entre os íons Fe^{3+} e os íons salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$, têm sido assunto de alguns artigos publicados na revista Química Nova na Escola (Oliveira *et al.*, 2011; Ventapane e Santos, 2021). Ventapane e Santos, 2021, recorreram à esta reação química para propor um experimento que pode ser realizado com reagentes de baixo custo e fácil acesso para identificar ferro em águas, alinhando-se aos princípios da Química Verde e aos Objetivos do Desenvolvimento Sustentável.

A Química apresenta um papel relevante no monitoramento da qualidade da água, em decorrência de desastres ambientais relacionados com a atividade humana, como ocorreu com o desabamento das barragens de Mariana, de Brumadinho, etc. Outro exemplo é a água para consumo humano, que deve atender a um determinado padrão de qualidade, onde a legislação estabelece níveis máximos permitidos de concentrações de elementos químicos.

Para produzir o ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, os autores (Ventapane e Santos, 2021) misturaram Aspirina[®] pulverizada, bicarbonato de sódio comercial (NaHCO_3), e água em um tubo de ensaio, aquecidos em lamparina a álcool, e testaram a solução de íons salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$ (reagente detector de íons Fe^{3+}) numa solução contendo íons Fe^{3+} produzido a partir da dissolução de comprimido de sulfato ferroso, cujos íons Fe^{2+} foram oxidados a íons Fe^{3+} por meio da reação de Fenton, usando água oxigenada comercial 10 volumes.

A reação química da Figura 1 também foi utilizada por Oliveira *et al.*, 2011, para identificação de ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, em produtos dermatológicos, utilizando-se materiais alternativos. Normalmente, o teste de identificação de ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, é realizado com cloreto férrico, $FeCl_3$ (Instituto Adolfo Lutz, 1985). O método proposto pode ser facilmente aplicado em sala de aula, permitindo a abordagem contextualizada de conceitos no ensino de Química. O $FeCl_3$ pode ser encontrado em lojas de materiais eletrônicos com o nome de percloroato de ferro (Oliveira *et al.*, 2011).

A reação química da Figura 1 é mais sustentável do que a reação clássica de identificação de íons Fe^{3+} , que utiliza o íon tiocianato (Figura 2). Os íons tiocianato, SCN^- , se ligam fortemente aos íons Fe^{3+} , deslocando as 6 moléculas de água fracamente coordenadas, sucessivamente, até a entrada de 6 íons SCN^- ligantes, coordenados mais fortemente.

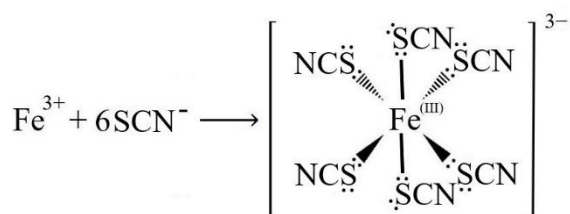


Figura 2. Equação química que representa a reação química de complexação que ocorre entre os íons Fe^{3+} e os íons tiocianato, com formação do íon hexatiocianatoferrato(III), de cor vermelha intensa.

Os complexos de tiocianato de ferro (íon hexatiocianatoferrato(III)) apresentam uma coloração vermelha muito intensa, o que permite identificar facilmente a presença de íons Fe^{3+} em amostras que contêm esta espécie, como em corpos de águas (Toma, 2021).

O tiocianato de potássio (KSCN) é mais tóxico e persistente no meio ambiente do que o ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, sendo este último rapidamente biodegradável (Ventapane e Santos, 2021).

A identificação de íons Fe^{3+} em amostra de rocha ornamental tapiocanga, Figura 3, rica em óxidos e hidróxidos de ferro (como a goethita e a limonita), foi realizada pelos autores deste trabalho em escolas públicas e particulares da cidade de Uberaba/MG, onde se situa a Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM), com o objetivo de aproximar os conteúdos teóricos de Química com a prática experimental.

Para isso, foram utilizadas substâncias químicas de baixo custo e fácil acesso, relacionadas ao cotidiano

dos estudantes, visando favorecer a contextualização do conhecimento científico e contribuir para a construção de uma aprendizagem mais significativa (Giordan, 1999). O público-alvo tem sido estudantes e professores do Ensino Médio; mas a atividade em si não é o escopo do presente trabalho.

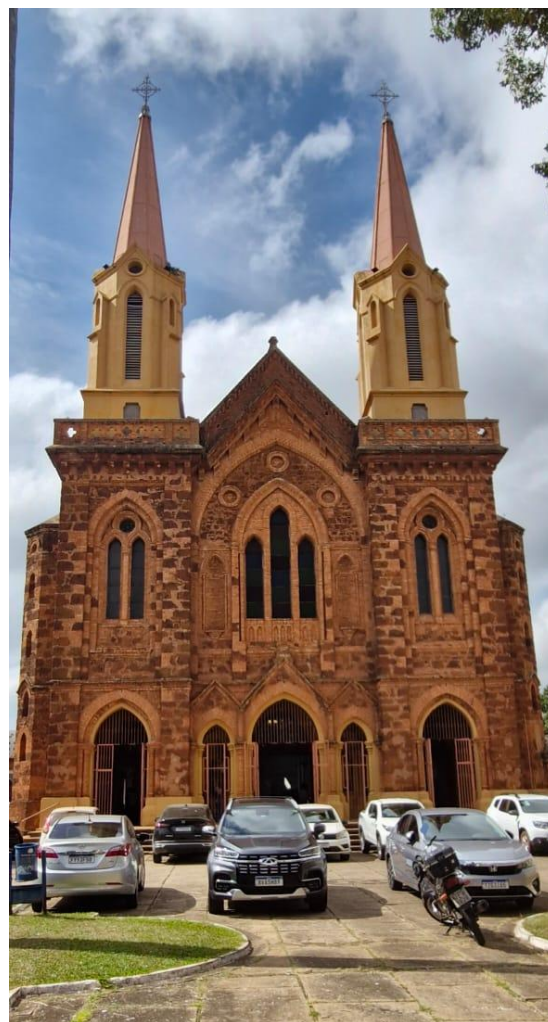


Figura 3. Fotografia da igreja São Domingos, em Uberaba/MG construída com rocha tapiocanga.

Este trabalho tem o intuito de apresentar como a reação química da Figura 1 foi realizada e explorar os equilíbrios químicos envolvidos na sua ocorrência, por meio da abordagem do diagrama de “ladder” (ou diagrama de escada). Este diagrama é uma ferramenta gráfica amplamente utilizada em química analítica para visualizar as regiões de predominância de diferentes espécies químicas em equilíbrio (LibreTexts Chemistry, 2026; Runo e Peters, 1993).

Apesar de não ser um conceito novo, o diagrama de “ladder” raramente é mencionado nos livros texto que tratam de equilíbrio químico. Dado o seu potencial didático, os autores deste trabalho consideram relevante e inovador aplicar esse conceito para a reação química que vem sendo bastante utilizada na identificação de íons Fe^{3+} .

MATERIAL E MÉTODOS

Tubo de Ensaio 1 – Preparação da amostra de rocha tapiocanga

Amostras de rocha tapiocanga foram coletadas no *Campus* da Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM), em Uberaba/MG. Pequenos pedaços de rocha foram facilmente trituradas e pulverizadas usando gral e pistilo de porcelana (Figura 4).

Adicionou-se 1,5 g de rocha tapiocanga triturada num tubo de ensaio de 1,5 cm de largura por 15 cm de comprimento, juntamente com 5 mL de ácido muriático (que corresponde ao ácido clorídrico, HCl, diluído impuro).

Em seguida, a mistura foi aquecida numa chama de lamparina artesanal a álcool por aproximadamente uma hora (Figura 5a). Ao final da digestão, observou-se um resíduo branco no fundo do tubo de ensaio e uma solução sobrenadante de coloração amarelo-alaranjado, indicando a presença de íons Fe^{3+} (Figura 5b).



Figura 4. Coleta, trituração e transferência da rocha tapiocanga para o Tubo de Ensaio 1.

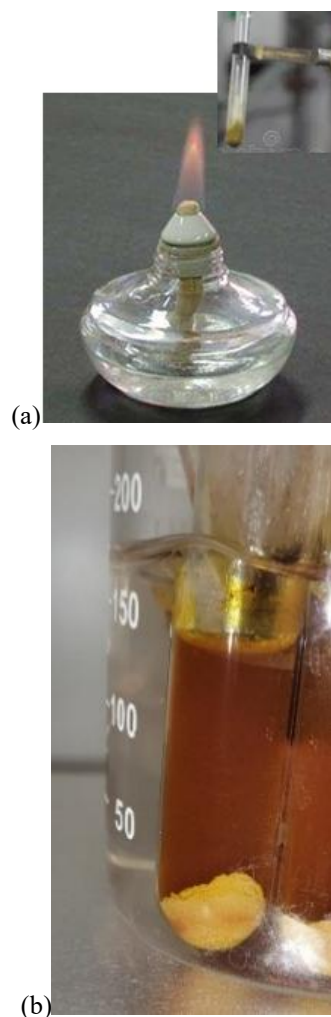
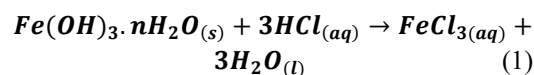
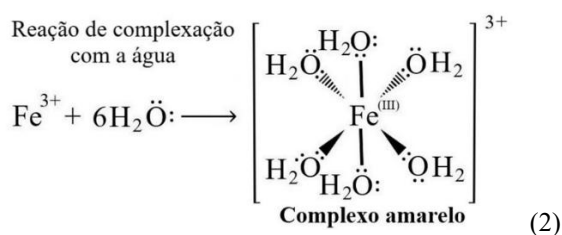


Figura 5. Tubo de Ensaio 1: (a) digestão ácida da rocha tapiocanga triturada, sob aquecimento; (b) sólido branco no fundo e sobrenadante de cor amarelo-alaranjado.

A equação química (1) representa a reação química da digestão ácida da rocha tapiocanga.



A equação química (2) representa a reação química de complexação dos íons Fe^{3+} com a água formando o íon complexo hexa(aqua)ferro(III), $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, de cor amarelo claro.

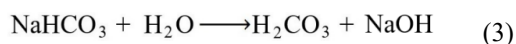


Tubo de Ensaio 2 – Preparação da solução identificadora de íons Fe^{3+}

Para realizar a detecção de íons Fe^{3+} na rocha, preparou-se um meio reacional para produzir o ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, e, consequentemente, o ligante bidentado, o íon salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$.

Os comprimidos de ácido acetilsalicílico (AAS) foram adquiridos em farmácias da cidade. Um comprimido de AAS foi triturado usando gral e pistilo de porcelana e transferido para um tubo de ensaio medindo 1,5 cm por 15 cm. No mesmo Tubo de Ensaio 2, adicionou-se duas espátulas pequenas de bicarbonato de sódio (NaHCO_3), comercial, adquirido em supermercado da cidade.

Em seguida, adicionou aproximadamente 5 mL de água deionizada sobre a mistura de ácido acetilsalicílico e bicarbonato de sódio do Tubo de Ensaio 2. Agitou-se a mistura reacional e aqueceu-se lentamente numa chama de lamparina a álcool, durante 2 minutos. As equações químicas (3) e (4) representam as reações químicas que ocorreram no Tubo de Ensaio 2, para produção do ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ (reagente de interesse).



O ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ (ácido 2-hidroxibenzoico) é um beta-hidroxi ácido com valor de pK_a de 2,8, o que o torna um ácido fraco, muito solúvel em água quente, apresentando atividade anti-inflamatória e antimicrobiana (Tagliari *et al.*, 2012).

Tubo de Ensaio 3 – Identificação dos íons Fe^{3+} por meio da reação de complexação

Após a digestão da amostra de rocha tapiocanga com ácido muriático, transferiu-se 1 mL da solução estoque do Tubo de Ensaio 1 para o Tubo de Ensaio 3. Em seguida, adicionou-se 5 mL de água deionizada no

Tubo de Ensaio 3, com o objetivo de elevar o pH da solução e, consequentemente, facilitar a desprotonação do ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, que compõe a solução identificadora da presença de íons Fe^{3+} na rocha tapiocanga. A solução diluída apresentou a cor amarelo claro, característica do complexo hexa coordenado dos íons Fe^{3+} com moléculas de água, Figura 6.

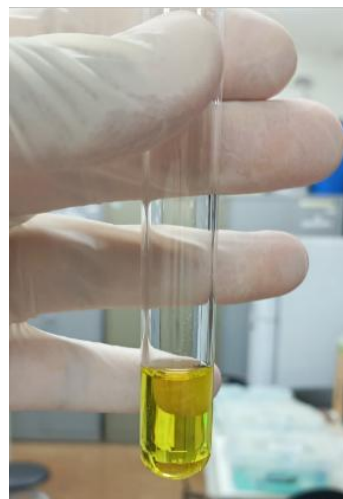


Figura 6. Diluição do sobrenadante de cor amarelo-alaranjado do Tubo de Ensaio 1, com água deionizada.

Para confirmar a presença de íons Fe^{3+} na solução da amostra, adicionou-se gota a gota a solução identificadora, de ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, obtida no Tubo de Ensaio 2, sobre a solução diluída da amostra, contendo íons Fe^{3+} .

A mudança de cor amarelo claro, típica da solução aquosa de íons Fe^{3+} , para a cor violeta, após adição da solução identificadora de ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ (íon salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$) (Figura 7), confirmou a presença de íons Fe^{3+} na amostra encontrada no meio ambiente, por meio da ocorrência da reação química da Figura 1.

Caso não ocorra o aparecimento da cor violeta no Tubo de Ensaio 3, após adição da solução identificadora de íons Fe^{3+} (do Tubo de Ensaio 2), conforme mostrado na fotografia da direita da Figura 7, deve-se elevar o valor de pH com a simples adição de água deionizada, para deprotonar o ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$. Se ocorrer a formação do precipitado de hidróxido de ferro, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, deve-se adicionar uma ou duas gotas de ácido muriático, que é suficiente para solubilizar o $\text{Fe}(\text{OH})_3$ e favorecer a formação do complexo de íons Fe^{3+} com os íons salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$.

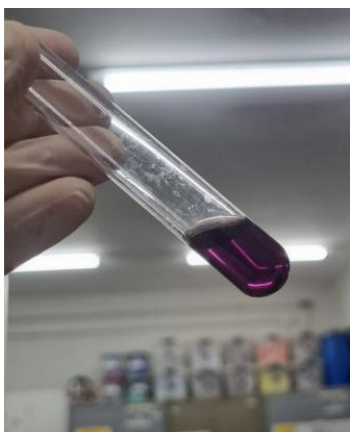


Figura 7. Substituição da água como ligante e formação do complexo molecular $[\text{Fe}\{\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\}_3]$, de cor violeta, no Tubo de Ensaio 3.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

O resíduo branco observado no fundo do Tubo de Ensaio 1 provavelmente corresponde à sílica (SiO_2), enquanto o sobrenadante de coloração amarelo-alaranjado indica a formação do íon complexo octaédrico hexa(aqua)ferro(III), $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

A solução diluída, no Tubo de Ensaio 3, de cor amarelo claro, apresentou um valor de pH próximo de 3, condição importante para a formação do complexo de Fe^{3+} com os íons salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$, ao adicionar a solução indicadora, preparada no Tubo de Ensaio 2.

Elevar o valor de pH para valores próximos de 3 facilita a deprotonação do ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, e a formação do íon salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$ (Figura 8), consequentemente facilita a formação do complexo

octaédrico *tris*-(2-Hidroxibenzoato)ferro(III), $[\text{Fe}\{\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\}_3]$.

Visando elucidar melhor o efeito do pH na formação do complexo *tris*-(2-Hidroxibenzoato)ferro(III), é possível introduzir a abordagem do diagrama de “ladder” (ou diagrama de escada).

Para o equilíbrio ácido-base da Figura 8, o diagrama ajuda a prever em qual pH o equilíbrio está deslocado em direção ao ácido fraco (forma protonada ou ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) ou de sua base conjugada (forma desprotonada ou íon salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$).

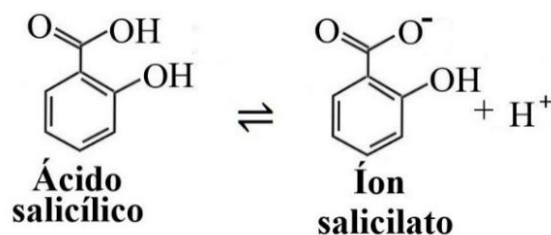


Figura 8. Equilíbrio de ionização do ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$.

Considerando a expressão da constante de ionização, K_a , do equilíbrio ácido-base da Figura 8, é possível estabelecer a relação entre o pH, o $\text{p}K_a$ e a razão das concentrações da base conjugada e do ácido fraco:

$$K_a = \frac{[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3]}$$

$$-\log K_a = -\log [\text{H}^+] - \log \frac{[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-]}{[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-]}{[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3]} \quad (5)$$

Com base na equação (5) fez-se as seguintes suposições e as respectivas constatações:

- I) quando $\text{pH} > \text{p}K_a$: $[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-] > [\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3]$;
- II) quando $\text{pH} = \text{p}K_a$: $[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-] = [\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3]$; e
- III) quando $\text{pH} < \text{p}K_a$: $[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3] > [\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-]$.

Representou-se o pH no eixo vertical e fixou-se o “degrau” da escada no valor de $\text{p}K_a$. A partir disso elaborou-se o diagrama de “ladder” (Figura 9).

As áreas coloridas do diagrama evidenciam onde cada espécie é majoritária: **em** $\text{pH} < 2,8$, o meio está altamente protonado e o grupo carboxila do ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, permanece na forma $-\text{COOH}$; **em** $\text{pH} > 2,8$, o grupo carboxila deste ácido perde o próton (COO^-).

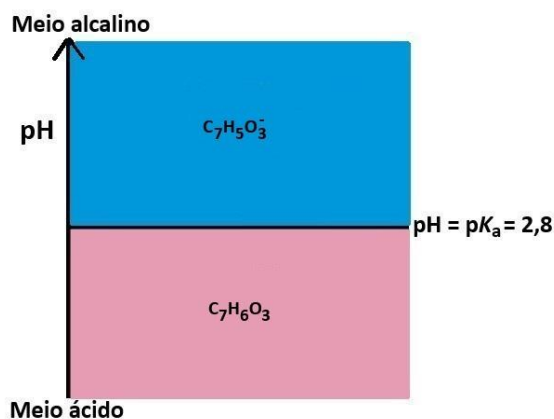
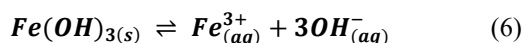


Figura 9. Diagrama de “ladder” do equilíbrio de ionização do ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, mostrando as espécies predominantes, quando $pH > pK_a$; $pH = pK_a$; e $pH < pK_a$.

O valor de pH também é importante no contexto da formação do complexo *tris*-(2-Hidroxibenzoato)ferro(III), $[Fe\{C_7H_5O_3\}_3]$, porque influencia na precipitação dos íons Fe^{3+} , na forma de hidróxido de ferro (III), $Fe(OH)_3$.

A reação de dissociação do $Fe(OH)_3$ é dada pela equação química 6. O valor aproximado da constante do produto de solubilidade, K_{ps} , deste hidróxido é extremamente baixo, cujo valor é $1,5 \times 10^{-36}$ (Andrade *et al.*, 2017).

A expressão do K_{ps} , é mostrada na equação (7). Convertendo-a para a escala logarítmica tem-se a equação (8), que mostra como o pK_{ps} se comporta para a estequiometria da equação química 1.



$$K_{ps} = [Fe^{3+}] \cdot [OH^{-}]^3 \quad (7)$$

$$-\log K_{ps} = -\{\log [Fe^{3+}] + \log [OH^{-}]^3\}$$

$$-\log K_{ps} = -\{\log [Fe^{3+}] + \log [OH^{-}]^3\}$$

$$-\log K_{ps} = -\log [Fe^{3+}] - \log [OH^{-}]^3$$

$$-\log K_{ps} = -\log [Fe^{3+}] - 3\log [OH^{-}]$$

$$pK_{ps} = pFe + 3pOH \quad (8)$$

Para encontrar o “degrau” da escada, precisamos calcular o pH exato em que o precipitado começa a se formar. Isolando o pOH , considerando $pK_{ps} = -\log(1,5 \cdot 10^{-36}) = 35,82$ e uma solução de íons Fe^{3+} de concentração $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$, tem-se a equação 9:

$$pOH = \frac{pK_{ps} - pFe}{3} = \frac{35,82 - 3}{3} = 10,94 \quad (9)$$

Sabendo-se que a 25°C a relação entre pH e pOH é $pH = 14,00 - pOH$, tem-se:

$$pH = 14,00 - 10,94 = 3,06$$

Para uma solução $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ de íons Fe^{3+} , o limite de precipitação ocorre no $pH = 3,06$. Considerando a equação (9) fez-se as seguintes suposições e as respectivas constatações:

I) quando $pH > 3,06$, a concentração de íons OH^{-} na solução é suficiente para ultrapassar o minúsculo limite do K_{ps} , então, o **produto iônico** $> K_{ps}$, a solução fica supersaturada e os íons Fe^{3+} precipitam na forma de $Fe(OH)_3$;

II) quando $pH = 3,06$, a solução está exatamente saturada, o **produto iônico** $= K_{ps}$, é o limiar termodinâmico e tem-se coexistência do íon solúvel com o primeiro cristal do sólido; e

III) quando $pH < 3,06$, o **produto iônico** $< K_{ps}$, a solução é (tem-se uma alta concentração de íons H^{+} e baixa de íons OH^{-}), e os íons Fe^{3+} se mantêm livres em solução.

Representou-se o pH no eixo vertical, fixou-se o “degrau” da escada no valor de pH limiar da precipitação do $Fe(OH)_3$. A partir disso elaborou-se o diagrama de “ladder” do hidróxido de ferro (Figura 10).

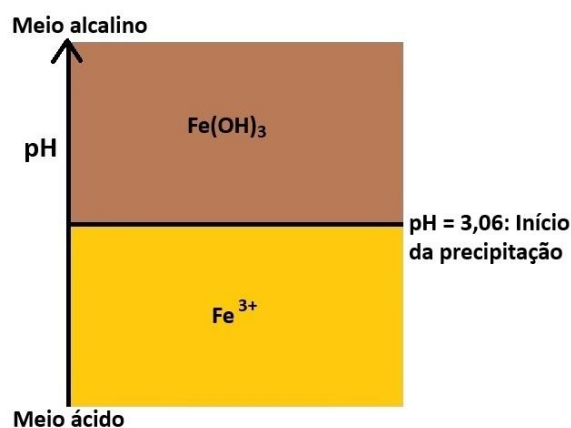


Figura 10. Diagrama de “ladder” do equilíbrio de precipitação do $Fe(OH)_3$, mostrando as espécies predominantes quando $pH > 3,06$; $pH = 3,06$; e $pH < 3,06$.

O diagrama de “ladder” da reação química de complexação, entre os íons Fe^{3+} e os íons salicilato, $C_7H_5O_3^{-}$, com formação do *tris*-(2-hidroxibenzoato)ferro(III), $[Fe\{C_7H_5O_3\}_3]$, de cor violeta, representada pela equação química da Figura 1, pode ser elaborado considerando as três equações químicas das etapas envolvidas na formação do complexo, e suas respectivas constantes de

formação, apresentadas no Quadro 1 (PubChem, 2026).

Quadro 1. Equações químicas das Etapas 1, 2 e 3, envolvidas na formação do complexo, e suas respectivas constantes de formação.

Formação do complexo	Constante de formação
Etapa 1: $Fe^{3+} + C_7H_5O_3^- \rightleftharpoons [Fe\{C_7H_5O_3\}]^{2+}$	k_1 $= 3,02 \times 10^{16}$
Etapa 2: $[Fe\{C_7H_5O_3\}]^{2+} + C_7H_5O_3^- \rightleftharpoons [Fe\{C_7H_5O_3\}_2]^+$	k_2 $= 4,37 \times 10^{11}$
Etapa 3: $[Fe\{C_7H_5O_3\}_2]^+ + C_7H_5O_3^- \rightleftharpoons [Fe\{C_7H_5O_3\}_3]$	k_3 $= 4,79 \times 10^8$
Equação global: $Fe^{3+} + 3C_7H_5O_3^- \rightleftharpoons [Fe\{C_7H_5O_3\}_3]$	Constante de formação global: $K_f = 6,32 \times 10^{36}$

Considerando a Etapa 1 do equilíbrio de complexação, do Quadro 1, tem-se:

$$k_1 = \frac{[Fe\{C_7H_5O_3\}]^{2+}}{[Fe^{3+}][C_7H_5O_3^-]}$$

$$\log k_1 = \log \frac{[Fe\{C_7H_5O_3\}]^{2+}}{[Fe^{3+}][C_7H_5O_3^-]}$$

$$\log k_1 = \log \frac{[Fe\{C_7H_5O_3\}]^{2+}}{[Fe^{3+}]} - \log [C_7H_5O_3^-]$$

$$\log k_1 = \log \frac{[Fe\{C_7H_5O_3\}]^{2+}}{[Fe^{3+}]} + pC_7H_5O_3^-$$

$$pC_7H_5O_3^- = \log k_1 + \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe\{C_7H_5O_3\}]^{2+}} \quad (10)$$

Com base na equação (10), fez-se as seguintes suposições e as respectivas constatações:

- I) quando $pC_7H_5O_3^- > \log k_1$ ou **16,5**: $[Fe^{3+}] > [Fe\{C_7H_5O_3\}]^{2+}$;
- II) quando $pC_7H_5O_3^- = \log k_1$ ou **16,5**: $[Fe^{3+}] = [Fe\{C_7H_5O_3\}]^{2+}$; e
- III) quando $pC_7H_5O_3^- < \log k_1$ ou **16,5**: $[Fe\{C_7H_5O_3\}]^{2+} > [Fe^{3+}]$.

Representou-se o $pC_7H_5O_3^-$ no eixo vertical, fixou-se o “degrau” da escada no valor de $\log k_1=16,5$. A partir disso elaborou-se o primeiro degrau do diagrama de “ladder” para a reação de complexação (Figura 11).

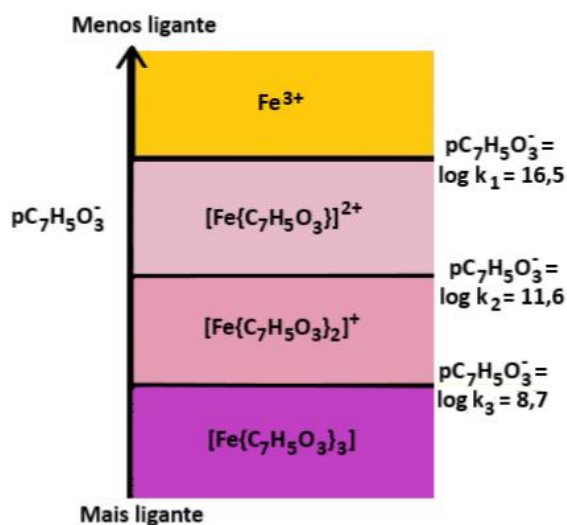
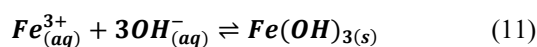


Figura 11. Diagrama de “ladder” do equilíbrio de complexação entre os íons Fe^{3+} e os íons salicilato, $C_7H_5O_3^-$, mostrando as espécies predominantes quando $pC_7H_5O_3^- > \log k_1$; $pC_7H_5O_3^- = \log k_1$; $pC_7H_5O_3^- < \log k_1$; $pC_7H_5O_3^- > \log k_2$; $pC_7H_5O_3^- = \log k_2$; $pC_7H_5O_3^- < \log k_2$; $pC_7H_5O_3^- > \log k_3$; $pC_7H_5O_3^- = \log k_3$; e $pC_7H_5O_3^- < \log k_3$.

Estendendo-se este mesmo raciocínio para as Etapas (2) e (3) do equilíbrio de complexação, os outros dois degraus podem ser estabelecidos, nos valores de $pC_7H_5O_3^- = \log k_2$ ou **11,6** e $pC_7H_5O_3^- = \log k_3$ ou **8,7**, respectivamente.

As áreas coloridas do diagrama evidenciam onde cada espécie é majoritária: em $pC_7H_5O_3^- > 16,5$ a concentração de ligante é muito baixa, e os íons Fe^{3+} predominam no meio reacional (o equilíbrio da Figura 1 está deslocado na direção dos reagentes); no outro extremo do diagrama de “ladder”, em $pC_7H_5O_3^- < 8,7$, a concentração de ligante é grande o suficiente e a espécie predominante é o complexo $[Fe\{C_7H_5O_3\}_3]$ (o equilíbrio da Figura 1 está deslocado na direção dos produtos).

A presença de um agente complexante como o ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, em um sistema de precipitação, resulta em equilíbrios simultâneos, onde os íons OH^- e os íons salicilato competem pelos íons Fe^{3+} . Temos dois equilíbrios ocorrendo simultaneamente, a reação de precipitação dada pela equação química (11) e a reação de complexação (ver Quadro 1).



O ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, atua como um agente mascarante, se ligando aos íons Fe^{3+} , diminuindo a sua concentração em solução, e “dificultando” a sua

precipitação na forma de $\text{Fe}(\text{OH})_3$. O degrau de precipitação dos íons Fe^{3+} é deslocado para valores mais altos de pH (Figura 12).

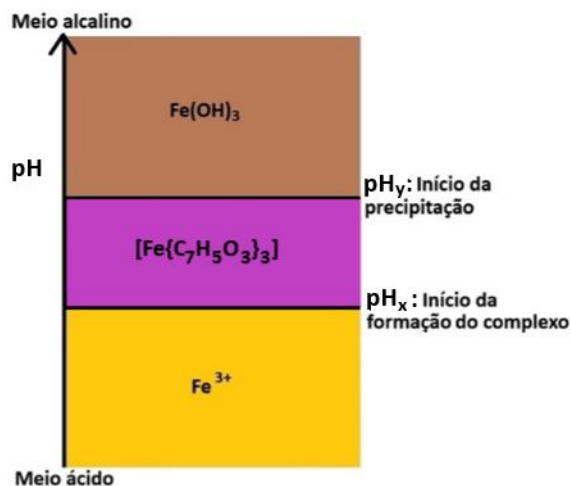


Figura 12. Diagrama de "ladder" do equilíbrio simultâneo de complexação dos íons Fe^{3+} formando o complexo $[\text{Fe}\{\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\}_3]$ em um dado valor de pH, e de sua precipitação na forma de $\text{Fe}(\text{OH})_3$, quando o pH atinge um valor mais alto.

No diagrama dos sistemas simultâneos (Figura 12), o eixo principal é o pH, pois este controla tanto a liberação de íons OH^- quanto a desprotonação do ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ (tornando-o um ligante mais forte). O diagrama apresenta uma zona intermediária de complexação (cor rosa).

Na Figura 12, **abaixo de pH_x (meio ácido)**, o ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, está predominantemente protonado e tem pouco afinidade pelos íons Fe^{3+} . A concentração de íons OH^- é muito baixa. Os íons Fe^{3+} permanecem livres. **Na região entre pH_x e pH_y (zona de mascaramento)**, à medida que o pH aumenta, o ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, desprotona e dá origem à sua base conjugada, o íon salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$, que forma complexos altamente estáveis e solúveis com os íons Fe^{3+} , o complexo $[\text{Fe}\{\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\}_3]$ de cor violeta. Na ausência de íon salicilato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$, o $\text{Fe}(\text{OH})_3$ precipitaria (ver Figura 10). **Acima de pH_y** , a concentração de íons OH^- aumenta acentuadamente e, considerando o valor de K_{ps} do $\text{Fe}(\text{OH})_3$, que é extremamente baixo, $1,5 \times 10^{-36}$, portanto termodinamicamente favorável, como resultado, nesta região de pH os íons OH^- conseguem desestabilizar o complexo $[\text{Fe}\{\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\}_3]$ e o precipitado de cor marrom avermelhado passa a predominar no meio reacional.

Na Figura 12, os valores exatos de pH_x para início da formação do complexo $[\text{Fe}\{\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\}_3]$ e de pH_y ,

início da precipitação do $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dependem da concentração inicial de íons Fe^{3+} e de ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$.

Quando maior o excesso de agente complexante, maior será a competição, e o degrau de precipitação do hidróxido será empurrado para um valor mais alto.

CONCLUSÃO

A atividade proposta é aplicável em contextos com infraestrutura limitada e permite aos estudantes e professores da Educação Básica, e do Ensino Superior, compreender princípios de equilíbrio químico ácido-base, de precipitação e de complexação. Os diagramas de "ladder" permitem potencializar a compreensão dos fenômenos químicos que ocorrem no meio reacional, na reação de identificação de íons Fe^{3+} em amostra ambiental.

AGRADECIMENTOS

Os autores agradecem o Curso de Licenciatura em Química do ICENE/UFTM; o Departamento de Química do ICENE/UFTM; a PROEXT/UFTM (projetos de extensão registro Nº 212/2024 e registro Nº 304/2026). Maria Heloísa Melo dos Santos agradece a bolsa da PROENS/UFTM, projeto de ensino registro Nº 101/2025.

REFERÊNCIAS

- ANDRADE, J. C. de; GODINHO, O. E. S.; BARONE, J. S. Química analítica quantitativa elementar. 3. ed. rev., ampl. e reestr. São Paulo: Blucher, 2017. 308 p.
- GIORDAN, M. O papel da experimentação no ensino de ciências. **Química Nova na Escola**. n. 10, p. 43-49, 1999.
- INSTITUTO ADOLFO LUTZ. Livro de normas analíticas do Instituto Adolfo Lutz. 3. ed. São Paulo: IMESP, 1985. 560p.
- LibreTexts Chemistry. Disponível em: [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Analytical_Chemistry/Analytical_Chemistry_2.1_\(Harvey\)/06:_Equilibrium_Chemistry/6.06:_Ladder_Diagrams](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Analytical_Chemistry/Analytical_Chemistry_2.1_(Harvey)/06:_Equilibrium_Chemistry/6.06:_Ladder_Diagrams), acesso em maio 2026.
- OLIVEIRA, C. A. F. de; RESENDE FILHO, J. B. M. de; ANDRADE, L. R. de. Identificação de Ácido Salicílico em Produtos Dermatológicos Utilizando-se Materiais Convencionais. **Química Nova na Escola**. v. 33, n. 2, p. 125-128, 2011.
- PubChem. Disponível em: <https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/546862>, acesso em junho 2026.
- RUNO, J. R.; PETERS, D. G. Climbing a Potential Ladder to Understanding Concepts in Electrochemistry. **Journal of Chemical Education**. v. 70, p. 708-713, 1993.



TOMA, H. E. Microscale Educational Kits for Learning Chemistry at Home. **Journal of Chemical Education**. v. 98, n. 12, p. 3841-3851, 2021. DOI: 10.1021/acs.jchemed.1c00637

VENTAPANE, A. L. de S.; SANTOS, P. M. L. dos. Aplicação de princípios de Química Verde em experimentos didáticos: um reagente de baixo custo e ambientalmente seguro para detecção de íons ferro em água. **Química Nova na Escola**. v. 43, n. 2, p. 201-205, 2021. DOI: <http://dx.doi.org/10.21577/0104-8899.20160253>

TAGLIARI, M. P., GRANADA, A., KUMINEK, G., STULZER, H. K.; SILVA, M. A. S. Desenvolvimento e validação de métodos analíticos para determinação de ácido glicirrízico, ácido salicílico e cafeína em nanopartículas de quitosana e alginato. **Química Nova** v. 35, n. 6, p. 1228–1232, 2012.