

DOI: <http://dx.doi.org/10.21577/1984-6835.20240043>

INFORMAÇÃO SUPLEMENTAR

A Beleza da Química Analítica Qualitativa na Proposição de Esquemas de Separação e Identificação de Níquel em Bijuterias

The Beauty of Qualitative Analytical Chemistry in Proposing Nickel Separation and Identification Schemes in Costume Jewelry

Aline D. Assunção,^a (<https://orcid.org/0009-0001-0003-4724>) Milena R. de Almeida,^a Nathália L. de Oliveira,^a (<https://orcid.org/0009-0002-9120-0034>) Emily A. S. Cunha,^a Carlos Henrique H. da Silva,^a (<https://orcid.org/0009-0009-7075-1110>) Sidney Luiz Júnior,^a Luís Antônio da Silva,^a (<https://orcid.org/0000-0001-9234-0165>) Valéria A. Alves^{a,*} (<https://orcid.org/0000-0001-7711-5824>)

^a*Universidade Federal do Triângulo Mineiro, Instituto de Ciências Exatas, Naturais e Educação, Departamento de Química, Laboratório de Eletroquímica e Eletroanalítica, Unidade III, Univerdecidade, CEP 38064-200, Uberaba-MG, Brasil*

[*valeria.alves@uftm.edu.br](mailto:valeria.alves@uftm.edu.br)



Figura S1. Fotografias das bijuterias analisadas nesse trabalho, e identificadas com códigos (adaptado da referência 1)



Figura S2. Frascos rotulados contendo as soluções utilizadas para realizar as reações químicas envolvidas na separação dos cátions e identificação do Ni^{2+} nas amostras. As cores vermelha, azul, amarela e verde das fitas adesivas são referentes ao tipo de substância: ácidos, bases, sais de íons metálicos e outras substâncias, respectivamente

Preparo da Amostra D e Procedimento de Separação e Identificação de Ni^{2+}

Utilizou-se procedimento baseado nos esquemas de separação dos cátions do grupo III (Fe^{3+} , Cr^{3+} , Al^{3+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Mn^{2+} e Zn^{2+}) e do grupo IV A (Hg^{2+} , Pb^{2+} , Bi^{3+} , Cu^{2+} e Cd^{2+}).² Como a amostra D contém cobre na sua composição química, já que a cor verde da solução da amostra indicou isso,³ foi necessário remover o cobre na forma de sulfeto de cobre, usando as reações do grupo IV A, porque o cobre forma íon complexo em tampão amoniacal ($\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$), assim como o níquel, o que pode interferir na identificação do analito (Ni^{2+}).

Em seguida, todas as etapas de separação/identificação dos cátions do grupo III foram realizadas. O procedimento de separação e identificação de Ni^{2+} descrito, bem como o esquema proposto, apresentado na seção de Resultados e Discussão do manuscrito, levou em consideração apenas os cátions que foram

separados/identificados na amostra; os ensaios de identificação dos íons Fe^{3+} , Cr^{3+} , Co^{2+} , Bi^{3+} e Pb^{2+} foram realizados, mas estes íons não foram identificados na amostra.

Para análise da amostra D preparou-se a solução da amostra da seguinte forma: pesou-se 0,0839 g da liga num tubo Falcon de 15 mL, adicionou-se 20 gotas de HNO_3 6 mol L^{-1} , 5 gotas de HCl 6 mol L^{-1} e levou-se para aquecimento em banho-maria (béquer contendo água quente sobre uma chapa de aquecimento, na capela), até a solubilização completa da amostra.

Em seguida, retirou-se a solução da amostra do aquecimento em banho-maria, adicionou-se 90 gotas de solução de tioacetamida 1 mol L^{-1} e 15 gotas de HCl 6 mol L^{-1} , levou-se para o aquecimento em banho-maria por 5 minutos, para formação do sulfeto de cobre. Centrifugou-se por 2 minutos e mediu-se o pH, que estava $\sim 0,5$, o que foi testado com papel indicador. Em seguida, para verificar se havia formação de mais sulfeto de cobre, adicionou-se mais 20 gotas de solução de tioacetamida 1 mol L^{-1} ao sobrenadante, levou-se para o aquecimento em banho-maria por mais 5 minutos. Como houve precipitação de mais CuS , centrifugou-se por 2 minutos e mediu-se o pH, que estava $\sim 0,5$. Repetiu-se esse processo mais três vezes, até não observar-se mais formação de CuS . Separou-se o **sobrenadante I** do **precipitado I**. Após cada etapa para precipitação de CuS , foi gerado um tubo Falcon com este precipitado, e o sobrenadante ficou em um único tubo Falcon ao final do processo. Em seguida, a análise foi realizada com metade do volume do **sobrenadante I**.

Antes de adicionar o reagente do grupo III A (tampão amoniacal, pH $\sim 9,0$), colocou-se o tubo Falcon em aquecimento à ebulição durante 10 minutos, para garantir que o excesso de H_2S , usado para precipitar o Cu^{2+} , fosse eliminado do meio reacional.⁴ Adicionou-se 20 gotas de NH_4Cl 2 mol L^{-1} e 20 gotas de NH_3 6 mol L^{-1} ao **sobrenadante I**, para formar o tampão amoniacal pH $\sim 9,0$, o que foi testado com papel indicador. Porém, o meio reacional já continha HCl 6 mol L^{-1} , oriundo da preparação da amostra e da sua acidificação para formação do sulfeto do grupo IV A. Centrifugou-se a mistura reacional por 2 minutos, pois houve a formação de um precipitado de cor branca (**precipitado II**).

Retirou-se o **sobrenadante II**, que neste caso era a parte de interesse por conter o níquel e, posteriormente, adicionou-se 25 gotas de solução de $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ 20% m/m, sob aquecimento em banho-maria para formar o precipitado e deixou-se sob aquecimento em banho-maria por 10 minutos. Em seguida, centrifugou-se por 2 minutos e realizou-se o teste qualitativo com a solução de $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ 20% m/m para confirmar se ainda havia a formação de precipitado. Como não houve a formação de mais precipitado, separou-se o sobrenadante do **precipitado III**, sendo o último a parte de interesse por conter o níquel. Lavou-se o precipitado 2 vezes com solução de NH_4Cl 2 mol L^{-1} , centrifugando-se em cada uma das vezes por 2 minutos, e retirando-se o sobrenadante.

Adicionou-se 1 mL de HCl 1 mol L^{-1} ao **precipitado III**, agitou-se e deixou-se em repouso por 5 minutos. Em seguida, centrifugou-se por 2 minutos, separou-se o **sobrenadante III** do **precipitado IV** e prosseguiu-se à análise do **precipitado IV**.

Adicionou-se 15 gotas de HNO_3 concentrado ao **precipitado IV** e levou-se para aquecimento em banho-maria, até a dissolução completa do precipitado. Em seguida, o líquido foi separado em dois tubos Falcon, a fim de identificar o cobalto e o níquel.

Num dos tubos Falcon, adicionou-se 40 gotas de dimetilglioxima $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ao meio reacional e foi-se adicionando gotas de solução de NH_3 6 mol L^{-1} até observar-se a formação do complexo vermelho entre o níquel e a dimetilglioxima; utilizou-se 25 gotas de solução de NH_3 6 mol L^{-1} . Com isso, identificou-se o níquel na solução da amostra D. No outro tubo Falcon, adicionou-se 5 gotas de NH_4SCN 1 mol L^{-1} e 10 gotas de acetona. Caso o Co^{2+} estivesse presente no meio reacional, deveria observar-se uma coloração azul, mas isso não ocorreu.

Procedeu-se à análise do **sobrenadante III**, o qual foi aquecido em banho-maria por 10 minutos para eliminar o H_2S . Em seguida, resfriou-se e adicionou-se 10 gotas de NaOH 4 mol L^{-1} . Inicialmente, observou-se a formação de um precipitado branco de $\text{Mn}(\text{OH})_2$ e $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Parte desse precipitado, o $\text{Zn}(\text{OH})_2$, foi solubilizado na forma de íon complexo, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, dado o excesso de NaOH . Centrifugou-se por 2 min e separou-se o **precipitado V** do **sobrenadante IV**. Seguiu-se com a identificação do Zn^{2+} no **sobrenadante IV**. Adicionou-se 25 gotas de tioacetamida 1 mol L^{-1} ; aqueceu-se em banho-maria por 10 minutos, e observou-se a formação de um precipitado branco, de ZnS , o que confirmou a presença de zinco. Centrifugou-se por 2 minutos.

O **precipitado V**, de $\text{Mn}(\text{OH})_2$, foi solubilizado com 10 gotas de HNO_3 6 mol L^{-1} . Em seguida, adicionou-se 5 mL de H_3PO_4 concentrado, e uma ponta de espátula de periodato de sódio, NaIO_4 . Aqueceu-se à ebulição por 2 minutos. Observou-se o desenvolvimento de uma cor púrpura, típica do íon MnO_4^- , confirmando a presença do íon Mn^{2+} .

Lavou-se o **precipitado I** com 40 gotas de NH_4Cl 1 mol L^{-1} e, a seguir, com 40 gotas de água deionizada. Após a lavagem do precipitado, adicionou-se 20 gotas de HNO_3 6 mol L^{-1} e aqueceu-se em banho-maria para a dissolução do mesmo (o resíduo restante deve se tratar de enxofre).² Após a dissolução, o **sobrenadante V** foi dividido em dois tubos Falcon, os quais foram reservados para identificação do cobre, do chumbo e do bismuto. Para identificação do íon Cu^{2+} , adicionou-se 100 gotas de NH_3 concentrada. Observou o desenvolvimento de uma coloração azul intensa, típica do íon complexo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, o que confirmou a presença do cobre na amostra; não observou-se a formação de um precipitado branco, de $\text{Bi}(\text{OH})_3$, indicando que o íon Bi^{3+} não está presente na amostra. Com a outra porção do **sobrenadante V**, procedeu-se à identificação do íon Pb^{2+} . Adicionou-se 60 gotas de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $2,5 \text{ mol L}^{-1}$ e deixou-se em repouso por 5 minutos. Não observou-se a formação de um precipitado branco de PbSO_4 , indicando que este íon não está presente na amostra.

Realizou-se a análise do **precipitado II**, quanto à identificação do ferro, crômio, manganês e alumínio. O **precipitado II** foi lavado duas vezes com NH_4Cl 2 mol L^{-1} , centrifugando-se em cada uma das vezes por 2 minutos, e retirado o sobrenadante. Em seguida, adicionou-se 60 gotas de NaOH 4 mol L^{-1} e 20 gotas de

H₂O₂ 9%. Aqueceu-se em banho-maria por 5 minutos e centrifugou-se por dois minutos. O **precipitado II** solubilizou completamente, restando apenas o **sobrenadante VI**, e indicando a ausência dos íons Fe³⁺ e o Mn²⁺ que, se presentes, permaneceriam na forma dos respectivos hidróxidos, de Fe(OH)₃ e Mn(OH)₂. O **sobrenadante VI** ficou incolor, sugerindo que o íon Cr³⁺ também não está presente no meio reacional, na forma de CrO₄²⁻, pois não apresentou a cor amarela típica deste íon. O manganês, quando presente na composição química da amostra, pode compor o **precipitado II**, ou os **sobrenadantes II e III** (preferencialmente), por isso foram feitos dois ensaios independentes e diferentes para o íon Mn²⁺, com o **precipitado II**, e com o **sobrenadante III**.²

Para confirmar a presença de Al³⁺ no **sobrenadante VI**, adicionou-se 42 gotas de HCl 6 mol L⁻¹ até meio ácido (pH 5 medido com papel indicador). Observou-se a formação de um precipitado branco gelatinoso, de Al(OH)₃, indicando a presença do Al³⁺ no meio reacional. A presença do Al³⁺ também foi confirmada adicionando 3 gotas de solução aquosa de alizarina S 0,1% no tubo Falcon. Ocorreu a formação de um precipitado de cor roxo-avermelhado (laca de alumínio), formado entre o Al(OH)₃ e a alizarina S.^{5,6} Adicionou-se um total de 20 gotas de alizarina S 0,1% no tubo Falcon e centrifugou-se por 2 minutos, para melhor visualização do precipitado formado.

Preparo da Amostra P e Procedimento de Separação e Identificação de Ni²⁺

Utilizou-se procedimento baseado nos esquemas de separação dos cátions do grupo III (Fe³⁺, Cr³⁺, Al³⁺, Ni²⁺, Co²⁺, Mn²⁺ e Zn²⁺).² Como a amostra P contém principalmente ferro na sua composição química (trata-se de uma bijuteria produzida com aço), realizou-se todas as etapas de separação/identificação dos cátions do grupo III. O procedimento de separação e identificação de Ni²⁺ descrito, bem como o esquema proposto, apresentado na seção de Resultados e Discussão do manuscrito, levou em consideração apenas os cátions que foram separados/identificados na amostra; os íons Al³⁺, Mn²⁺, Co²⁺ e Zn²⁺ não foram identificados na mesma.

Para análise da amostra P preparou-se a solução da amostra da seguinte forma: pesou-se 0,0958 g da liga num tubo Falcon de 15 mL, adicionou-se 40 gotas de HNO₃ 6 mol L⁻¹ para solubilizá-la e aqueceu-se em banho-maria (béquer contendo água quente, sobre uma chapa de aquecimento, na capela), durante 10 minutos. Como não houve a solubilização completa da amostra, adicionou-se 15 gotas de HCl concentrado e continuou-se aquecendo, até a sua completa solubilização.

Após o preparo da solução da amostra, formou-se o tampão amoniacal, adicionando-se 60 gotas de solução de NH₃ 6 mol L⁻¹, até o meio ficar básico, pH ~9,0 (o que foi testado com papel tornassol vermelho), e depois adicionou-se 2 gotas de excesso desta solução. Levou-se para aquecimento em banho-maria por 1 minuto e depois centrifugou-se por 2 minutos.

Retirou-se o **sobrenadante I**, que neste caso era a parte de interesse, do **precipitado I**. Em seguida, adicionou-se ao **sobrenadante I** 13 gotas de solução de (NH₄)₂S 20% m/m, sob aquecimento em banho-maria

para formar o **precipitado II**, e deixou-se em aquecimento em banho-maria por 10 minutos. Em seguida, centrifugou-se por 2 minutos e fez-se o teste qualitativo com a solução de $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ 20% m/m para concluir se ainda havia a formação de **precipitado II**. Como não houve, centrifugou-se por 2 minutos. Em seguida, separou-se o sobrenadante do **precipitado II**, sendo o último a parte de interesse. Lavou-se o **precipitado II** 2 vezes com solução de NH_4Cl 2 mol L^{-1} , centrifugando-se em cada uma das vezes por 2 minutos, e descartou-se as soluções de lavagem.

Adicionou-se 20 gotas de HCl 1 mol L^{-1} ao **precipitado II**, agitou-se e deixou-se em repouso por 5 minutos. Em seguida, centrifugou-se por 2 minutos, retirou-se o **sobrenadante II** e seguiu-se o teste com o **precipitado II**.

Adicionou-se 15 gotas de HNO_3 concentrado ao **precipitado II**, e levou-se para aquecimento em banho-maria, até a sua dissolução completa. Em seguida, o líquido foi separado em dois tubos Falcon, a fim de identificar o cobalto e o níquel.

Num tubo adicionou-se 40 gotas de dimetilglioxima 0,1 mol L^{-1} e foi-se adicionando gotas de solução de NH_3 6 mol L^{-1} até observar-se a formação do complexo vermelho entre o níquel e a dimetilglioxima. Centrifugou-se por 2 minutos, para melhor visualização do precipitado vermelho depositado na parede do tubo Falcon. No outro tubo, adicionou-se 5 gotas de NH_4SCN 1 mol L^{-1} e 10 gotas de acetona. Deveria observar-se uma coloração azul, que indicaria a presença do Co^{2+} , mas isso não ocorreu.

Realizou-se o ensaio para identificação de zinco e manganês no **sobrenadante II**, mas não foi possível observar a formação dos precipitados de $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ou ZnS , brancos. O **sobrenadante II** foi aquecido em banho-maria por 10 minutos para eliminar o H_2S . Em seguida, resfriou-se e adicionou-se 60 gotas de NaOH 4 mol L^{-1} . Deveria haver a formação de um precipitado branco de $\text{Mn}(\text{OH})_2$, que indicaria a presença de Mn^{2+} , mas este não foi observado. Seguiu-se com a identificação do Zn^{2+} no **sobrenadante II**. Adicionou-se 25 gotas de tioacetamida 1 mol L^{-1} ; aqueceu-se em banho-maria por 10 minutos, e centrifugou-se por 2 minutos. Deveria haver a formação de um precipitado branco de ZnS , que indicaria a presença de Zn^{2+} , mas este não foi observado.

Realizou-se a análise do **precipitado I**, quanto à identificação do ferro, crômio, manganês e alumínio. O **precipitado I** foi lavado duas vezes com NH_4Cl 2 mol L^{-1} , centrifugando-se em cada uma das vezes por 2 minutos, e retirando-se o sobrenadante. Em seguida, adicionou-se 60 gotas de NaOH 4 mol L^{-1} e 20 gotas de H_2O_2 9%. Aqueceu-se em banho-maria por 5 minutos e centrifugou-se por dois minutos. Separou-se o **sobrenadante III** do **precipitado III**, e reservou-se os dois. O **precipitado III** foi lavado duas vezes com água deionizada quente, centrifugando-se em cada uma das vezes por 2 minutos, e o sobrenadante foi descartado. Após a lavagem, o **precipitado III** foi separado em duas porções, em dois tubos Falcon, os quais foram reservados para identificar os íons Fe^{3+} e o Mn^{2+} .

Num tubo Falcon, para identificar o Fe^{3+} , adicionou-se 4 gotas de HCl 6 mol L^{-1} e 2 gotas de NH_4SCN 1 mol L^{-1} , com formação de uma forte coloração vermelha, comprovando a presença do Fe^{3+} , na forma do íon complexo solúvel, $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$. No outro tubo Falcon, para identificar o Mn^{2+} , adicionou-se 5 mL de

H₃PO₄ e uma ponta de espátula de NaIO₄. Aqueceu-se à ebulição por 2 minutos. O Mn²⁺ não foi identificado, pois não observou-se a cor púrpura, típica do íon MnO₄⁻. O manganês, caso estivesse presente na composição química da amostra, poderia estar presente no **precipitado I**, ou no **sobrenadante I** (preferencialmente), por isso foram feitos dois ensaios independentes e diferentes para o íon Mn²⁺, com uma porção do **precipitado III**, e no **sobrenadante II**.²

A cor amarela do **sobrenadante III** confirmou a presença de Cr³⁺ no meio reacional, na forma de CrO₄²⁻. Adicionou-se 20 gotas de BaCl₂ 0,2 mol L⁻¹ ao **sobrenadante III** e observou-se a formação de um precipitado amarelo, típico de BaCrO₄, evidenciando mais uma vez a presença do íon Cr³⁺ no meio reacional. Para confirmar a presença de Al³⁺ no **sobrenadante III**, adicionou-se 25 gotas de HCl 6 mol L⁻¹ até meio ácido (pH 1 medido com papel indicador) e 15 gotas de NH₃ 6 mol L⁻¹ (pH 9 medido com papel indicador). Aqueceu-se em banho-maria por 5 minutos e centrifugou-se por 2 minutos. Deveria haver a formação de um precipitado branco gelatinoso, de Al(OH)₃, caso o Al³⁺ estivesse presente, mas este não foi observado.

Comportamento Químico da Tioacetamida em Solução

A tioacetamida é um sólido branco, solúvel em água. O sólido e a solução aquosa de tioacetamida são ambos estáveis à temperatura ambiente, sendo que em solução a tioacetamida hidrolisa rapidamente à temperaturas acima de 80 °C, de acordo com duas etapas, onde a primeira etapa produz acetamida e H₂S e na segunda etapa ocorre a hidrólise da acetamida formando acetato de amônio, NH₄CH₃CO₂, de acordo com a Figura S3.⁷

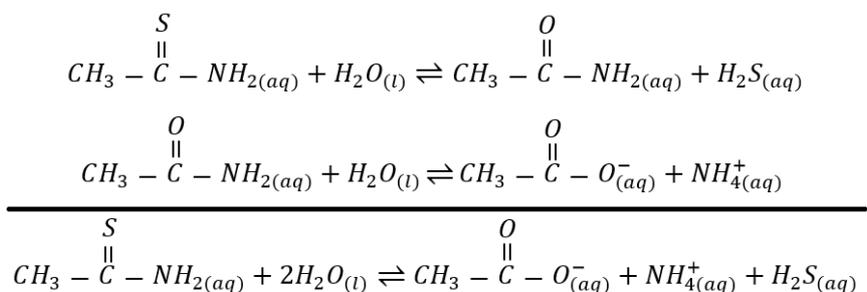
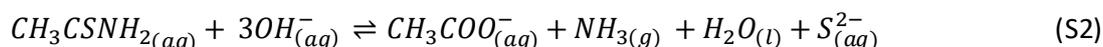


Figura S3. Hidrólise da tioacetamida em solução aquosa (neutra) com formação de NH₄CH₃CO₂ e H₂S (Fonte: Referência 7, alterada)

A concentração do íon S²⁻ em meio ácido é muito mais baixa do que em meio alcalino, visto que a dissociação do H₂S é inibida pela presença dos íons H⁺. Contudo, a concentração do íon S²⁻ em meio ácido (0,3 mol L⁻¹ ou pH ~0,5) é suficiente para atingir a constante do produto de solubilidade dos cátions do grupo IV, numa temperatura do meio reacional de 80-90 °C.⁵

A velocidade de decomposição da tioacetamida também aumenta na presença de ácido e base, de acordo com as equações químicas iônicas (S1) e (S2), respectivamente.⁵ Dantas, Silva e Santos Filho, 2011, p. 36,⁸ apresentam o mecanismo da reação da tioacetamida na presença de base.

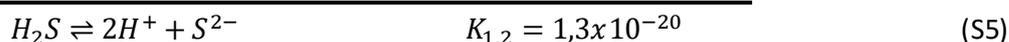
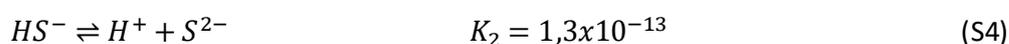
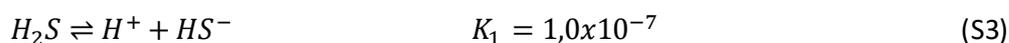


O uso da tioacetamida para precipitar os sulfetos do grupo IV produz o mesmo resultado que o uso do gás sulfídrico, sem necessidade de alteração do procedimento analítico, o que é considerado como uma vantagem, dado o mal cheiro e a toxicidade desse gás. Como a tioacetamida gera H_2S *in situ*, o qual é consumido imediatamente, então pouco ou nenhum H_2S é liberado no ambiente laboratorial.⁷ Em consonância com esse fato, Paulino e Afonso, 2021, p. 1401,⁹ pontuaram que a manipulação da tioacetamida, na forma sólida ou em solução, mesmo sendo carcinogênica, é mais segura do que manipular um gás extremamente tóxico, especialmente se esse for liberado no ambiente do laboratório.

Outras vantagens de precipitar sulfetos a partir da hidrólise da tioacetamida são: **i)** os sulfetos produzidos não são coloidais, que é o caso dos mesmos sulfetos, precipitados a partir dos gás sulfídrico, resultando em precipitados parcialmente coloidais e de difícil separação do meio em que é formado;¹⁰ **ii)** particularmente útil em baixas concentrações de íons metálicos, pois o precipitado formado pode ser facilmente filtrado ou centrifugado, enquanto em condições semelhantes o precipitado produzido com H_2S é de natureza coloidal.²

A tioacetamida também pode ser empregada em algumas reações de identificação, no lugar do H_2S , com formação dos sulfetos metálicos de cádmio, zinco ou antimônio.⁵

O H_2S pode ser oriundo tanto da sua dissolução na solução aquosa a partir da passagem de uma corrente desse gás no meio reacional, como da reação de hidrólise da tioacetamida.¹¹ Os equilíbrios envolvidos nas duas etapas de dissociação do H_2S são representados pelas equações químicas (S3) e (S4), respectivamente.^{2,11} A equação global é dada pela equação química (S5).¹¹



Sorum, 1956, p. 68,¹¹ apresenta uma discussão qualitativa da relação da concentração de íons S^{2-} com o pH do meio reacional, considerando apenas a equação global (S5). O aumento da concentração de íons H^+ (acidez) de uma solução saturada de H_2S , com a adição de HCl, resulta no deslocamento do equilíbrio para a esquerda, conseqüentemente na diminuição da concentração de íons S^{2-} . Por outro lado, se a concentração de íons H^+ oriunda do HCl é reduzida por diluição enquanto a solução é mantida saturada com H_2S , o equilíbrio será deslocado para a direita e a concentração de íons S^{2-} irá aumentar. Em síntese, em uma solução saturada

de H₂S, quanto maior a concentração de íons H⁺ menor a concentração de íons S²⁻, e quanto maior a concentração de íons S²⁻ menor a concentração de íons H⁺.

Numa solução saturada de H₂S a concentração de H₂S é 0,1 mol L⁻¹, de modo que a concentração de íons HS⁻ < concentração de H₂S e a concentração de íons S²⁻ << concentração de H₂S, logo a concentração de H₂S é ~0,1 mol L⁻¹. Com algum tratamento matemático na expressão de K_{1,2}, equações (S6) e (S7), tem-se que a concentração de íons S²⁻ do meio reacional é determinada pela concentração de íons H⁺, ou seja, pela concentração do ácido forte presente, de acordo com a equação (S8):²

$$K_{1,2} = \frac{[S^{2-}][H^+]^2}{[H_2S]} \quad (S6)$$

$$1,3 \times 10^{-20} = \frac{[S^{2-}][H^+]^2}{0,1} \quad (S7)$$

$$[S^{2-}] = \frac{1,3 \times 10^{-21}}{[H^+]^2} \quad (S8)$$

Conforme já mencionado, a concentração de ácido forte tem que ser relativamente alta (~0,3 mol L⁻¹ ou pH ~0,5),² para que a concentração de íons S²⁻ seja relativamente baixa e suficiente para atingir apenas os valores de K_{ps} dos sulfetos de cobre e de chumbo.

Referências Bibliográficas

1. Pais, A. R.; Dina, L. N.; Alves, E. R.; Rezende, H. C.; Silva, L. A.; Alves, V. A.; Determinação de cádmio em bijuterias oriundas da China. *Química Nova* **2018**, *41*, 1218. [[Crossref](#)]
2. Baccan, N.; Godinho, O. E. S.; Aleixo, L. M.; Stein, E.; *Introdução à Semimicroanálise Qualitativa*, 4^a ed., UNICAMP: Campinas, 1994.
3. Brito, I. A. M.; Pontes, V. F. J.; Carvalho, T. S.; Nascimento, L.; Melnyk, A.; Obtenção do nitrato de cobre (II) através reação química do cobre com ácido nítrico. *Revista Analytica* **2017**. [[Link](#)]
4. Rubinger, M. M. M.; Freitas, J. F.; Teófilo, R. F.; Carlos, E. A.; *Tutoria em Química Analítica Aplicada – exercícios*, Editora UFV: Viçosa, 2005.
5. Alexéiev, V. N.; *Semimicroanálisis Químico Cualitativo*, 1^a ed., Mir Moscú, 1975.
6. Vogel, A. I.; *Química Analítica Qualitativa*, 5^a ed., Mestre Jou: São Paulo, 1981.
7. Gunning, H. E.; Thioacetamide as a sulfide precipitant in qualitative and quantitative analysis. *Journal of Chemical Education* **1955**, *32*, 258. [[Crossref](#)]
8. Dantas, J. M.; Silva, M. G. L.; Santos Filho, P. F.; Um estudo em química analítica e a identificação de cátions do grupo III. *Educación química* **2011**, *22*, 32. [[Link](#)]

9. Paulino, J. F.; Afonso, J. C.; Da fama ao ostracismo: oito reagentes que deixaram o ambiente laboratorial. *Química Nova* **2021**, *44*, 1395. [[Crossref](#)]
10. Gunning, H. E.; Thioacetamide as a sulfide precipitant in qualitative and quantitative analysis. *Journal of Chemical Education* **1961**, *38*, A354. [[Crossref](#)]
11. Sorum, C. H.; *Introduction to Semimicro Qualitative Analysis*, 2^a ed., Prentice-Hall: New York, 1956.