

Unidade 5 (10^a. e 11^a. Semanas)

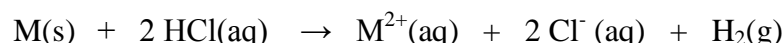
REACÇÕES QUÍMICAS

A Química Analítica Qualitativa é a área da Química que estuda, desenvolve e aplica métodos para a determinação da natureza de uma substância ou de seus constituintes. Identificar uma substância através da análise química qualitativa significa, em geral, transformar essa substância em outra através de sua reação com uma substância de natureza conhecida; a nova substância a ser obtida deve possuir propriedades distintas da substância original, porém, bem conhecidas. Uma análise química qualitativa só é possível quando a transformação química resultante da reação é facilmente perceptível aos nossos sentidos. Assim, uma determinada reação química será realmente adequada para ser utilizada para fins analíticos quando:

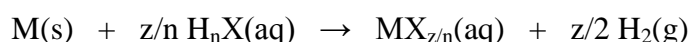
- o produto resultante for facilmente detectado por alguma propriedade característica, por exemplo, pela cor, pelo cheiro, pelo estado físico, etc.;
- a reação for, tanto quanto possível, específica para uma determinada espécie química;
- a reação for sensível, isto é, capaz de permitir a detecção de baixas concentrações da substância em amostras pequenas.

No caso de substâncias inorgânicas, em geral, as espécies químicas são detectadas a partir de sua forma iônica; para cada íon, existe sempre uma reação específica que permite sua identificação. Quando partimos de uma espécie metálica, temos inicialmente que transformá-la em uma solução através de sua reação com um ácido adequado e, então, executar os testes específicos para determinar seus íons. No caso de íons metálicos provenientes de um sal da espécie de interesse, é possível identificá-los através da reação da solução iônica com uma solução básica (solução aquosa de hidróxido de sódio, por exemplo), visto que muitos hidróxidos metálicos são muito pouco solúveis e aparecem na forma de precipitados com colorações e propriedades características.

Ácidos Oxidantes e não oxidantes: existem metais que reagem com ácido clorídrico liberando gás hidrogênio, segundo a reação:



Isto ocorre com alguns metais como, por exemplo, o ferro, o zinco, o alumínio e o magnésio. Outros ácidos apresentam o mesmo comportamento que o ácido clorídrico, por exemplo, o ácido sulfúrico diluído, o ácido acético e o ácido fosfórico. Esses ácidos que oxidam os metais cujos E° (potencial padrão de eletrodo) são negativos e liberam hidrogênio gasoso, são conhecidos como *ácidos não oxidantes*. Assim, quando os metais reagem com ácidos não oxidantes, formam-se sais dos metais (dissolvidos em solução aquosa) e gás hidrogênio, isto é:

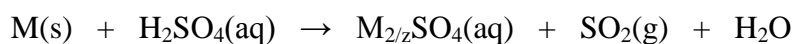


Mas, se o metal tem E° positivo, o metal não consegue se oxidar reduzindo íons H^+ . Nesse caso, o que deve ser analisado é se o ânion do ácido pode ou não ser reduzido, causando a oxidação do metal. Consultando a Tabela de potenciais de eletrodo (presente em livros de Química Analítica), encontramos que o íon nitrato, NO_3^- , tem E° (NO_3^-/NO) maior ($E^{\circ} = +0,96V$) que o da maioria dos metais. Isso indica que o NO_3^- pode se reduzir a NO , causando a oxidação de metais. Assim, metais na presença de

ácido nítrico em solução aquosa, serão oxidados a M^{z+} ao mesmo tempo que haverá evolução do gás óxido de nitrogênio, NO, e formação de água. A equação (não balanceada) que descreve esta reação química é:



Por outro lado, o íon sulfato, SO_4^{2-} , apresenta o mesmo comportamento no caso do ácido sulfúrico concentrado, isto é, SO_4^{2-} se reduz a SO_2 causando a oxidação de metais e formando água. A equação química não balanceada que representa a reação é:



Os ácidos sulfúrico e nítrico (H_2SO_4 concentrado e HNO_3) cujos ânions (SO_4^{2-} e NO_3^-) se reduzem causando a oxidação de metais, são conhecidos como *ácidos oxidantes*. Os metais cujos potenciais de eletrodo são maiores que zero só são oxidados por esse tipo de ácido; é o caso do cobre que é oxidado por ácido nítrico (concentrado ou diluído). O ácido sulfúrico concentrado, entretanto, se comporta como ácido oxidante para os metais com $E^0 < 0$, isto porque $E^0 (SO_4^{2-}/SO_2) = 0,20$ V.

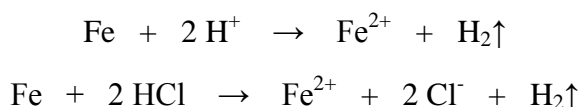
Nota: O Potencial padrão de eletrodo de um par redox (espécie oxidada/espécie reduzida) é uma medida da tendência de ocorrência da reação de redução, obtida em comparação ao eletrodo padrão de hidrogênio. Se uma semi-reação tem um valor de potencial alto (e positivo), significa que ela tem maior tendência a ocorrer em comparação com outra semi-reação que tenha um potencial menor ou negativo. A seguir, alguns exemplos de potenciais padrões das reações citadas.

Semi-reação	E^0 (volts)
$NO_3^- + 4 H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2 H_2O$	+0,96 V
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+0,80 V
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34 V
$2 H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	+0,00 V
$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0,13 V
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0,44 V
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0,76 V
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1,66 V
$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	-2,36 V

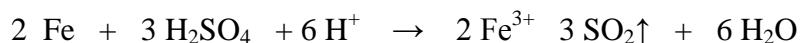
Algumas Propriedades importantes de Metais e seus Cátions:

Ferro, Fe (M.A. = 55,85). O Ferro quimicamente puro é um metal branco prateado, tenaz e dúctil. Funde-se a $1535^{\circ}C$. O metal comercial raramente é puro e, em geral, contém pequenas quantidades de carbureto, siliceto, fosfeto e sulfeto de ferro, e um pouco de grafite. Esses contaminantes exercem um papel importante nas estruturas metálicas de ferro. O ferro pode ser magnetizado.

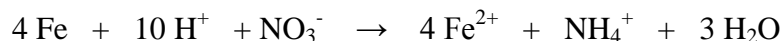
O ferro é solúvel em ácido clorídrico diluído ou concentrado e em ácido sulfúrico diluído a frio, formando sais de Fe(II) e liberando gás hidrogênio:



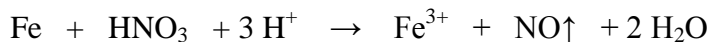
O ácido sulfúrico concentrado a quente produz íons Fe(III) e dióxido de enxofre:



Com ácido nítrico diluído a frio, formam-se íons Fe(II) e íons amônio:



Com ácido nítrico concentrado a frio, o ferro torna-se passivo, ele não reage. Com ácido nítrico 1:1 ou ácido nítrico concentrado a quente, o ferro se dissolve com liberação de monóxido de nitrogênio e íons Fe(III):

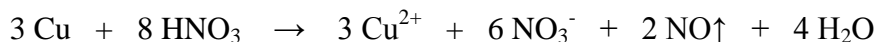


O ferro forma duas importantes séries de sais:

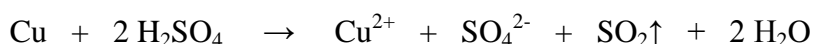
- os sais de Fe(II) ou sais ferrosos, são derivados do óxido de ferro(II), FeO. Os sais de ferro(II) em solução, contem o íon Fe^{2+} e, normalmente, possuem coloração verde clara. Complexos formados por associação de íons e complexos quelatos intensamente coloridos, são comuns. Os íons Fe(II) são facilmente oxidados a Fe(III) (adquirindo configuração eletrônica mais estável) sendo, portanto, agentes redutores fortes. Quanto menos ácida estiver a solução, tanto mais pronunciado será tal efeito; em meio neutro ou alcalino, até mesmo o oxigênio atmosférico oxidará os íons Fe(II). As soluções de Fe(II) devem, portanto, ser ligeiramente acidificadas quando forem guardadas por tempo mais prolongado.

- os sais de Fe(III) ou sais férricos, são derivados do óxido de ferro(III), Fe_2O_3 . Eles são mais estáveis que os sais de Fe(II). Suas soluções contem o cátion Fe^{3+} e são de coloração amarelo clara; se a solução contiver cloretos, a coloração tornar-se-á mais forte, tendendo a alaranjada. Agentes redutores convertem o Fe(III) a Fe(II).

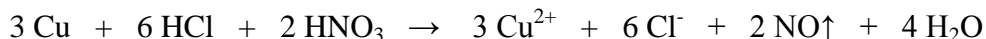
Cobre, Cu (M.A. 63,54). O cobre é um metal vermelho pálido, macio, maleável e dúctil. Funde-se a 1038°C . Devido a seu potencial de eletrodo padrão ser positivo ($E^\circ = +0,34 \text{ V}$ para o par Cu^{2+}/Cu), é insolúvel em ácido clorídrico e sulfúrico diluídos, embora na presença de oxigênio possa ocorrer alguma solubilização. O ácido nítrico medianamente concentrado (8,0 M), dissolve rapidamente o cobre:



O ácido sulfúrico concentrado a quente também dissolve o cobre:



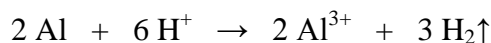
O cobre também se dissolve rapidamente em água-régia (mistura de ácidos clorídrico e nítrico concentrados na proporção 3:1):



Existem duas séries de compostos de cobre. Os compostos de cobre(I) são derivados do óxido de cobre(I) vermelho, Cu_2O , e contem íons cobre(I), Cu^+ . Tais compostos são incolores, a maioria dos sais de cobre(I) são insolúveis em água e seu comportamento, geralmente, assemelha-se ao dos compostos de prata. Eles se oxidam rapidamente a compostos de cobre(II), que são provenientes do óxido de cobre(II), preto, CuO . Os compostos de cobre(II) contem os íons Cu^{2+} . Os sais de cobre(II) são geralmente azuis, tanto no estado sólido hidratado como em soluções aquosas diluídas. A coloração é, na verdade, característica dos íons tetraaquocuprato(II), $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. O limite de visibilidade da coloração do complexo, isto é, a coloração perceptível a olho nu dos íons Cu^{2+} em solução aquosa, é de $500 \mu\text{g}$ numa concentração limite de 1 em 10^4 . Os sais anidros de cobre(II), tais como o sulfato de cobre(II) anidro são brancos ou levemente amarelados. Em solução aquosa, está sempre presente o complexo tetraaquo,

no entanto, para maior simplicidade, sempre nos referimos aos íons Cu^{2+} em solução aquosa.

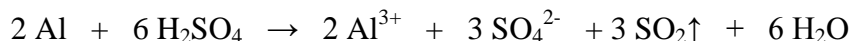
Alumínio, Al (M.A. 26,98). O Alumínio é um metal branco, dúctil e maleável; seu pó é cinza. Funde-se a 659°C . Os objetos de alumínio expostos ao ar são oxidados na superfície, mas a camada de óxido protege o objeto de oxidação posterior. O ácido clorídrico diluído dissolve o metal facilmente, enquanto que a dissolução em ácido sulfúrico ou nítrico diluídos é mais lenta.



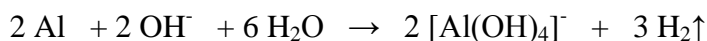
O ácido clorídrico concentrado também dissolve o alumínio:



O ácido sulfúrico concentrado dissolve o alumínio com a liberação de dióxido de enxofre:

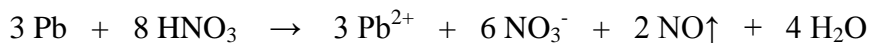


O ácido nítrico concentrado torna o metal passivo. Com hidróxidos alcalinos, forma-se uma solução de tetrahidroxialuminato:

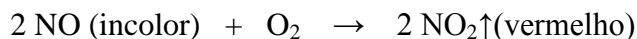


O alumínio é trivalente em seus compostos. Os íons alumínio (Al^{3+}) formam sais incolores com ânions incolores. Seus haletos, nitrato e sulfato são solúveis em água, mas apresentam reações devido à hidrólise. O sulfeto de alumínio só pode ser preparado seco pois, em solução aquosa, ele hidrolisa formando o hidróxido de alumínio, $\text{Al}(\text{OH})_3$. O sulfato de alumínio forma sais duplos com sulfatos de cátions monovalentes, cristais de aparência atraente, chamados alumes. Por exemplo, o alume de potássio, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$.

Chumbo, Pb (M.A. 207,19). O chumbo é um metal cinza azulado com uma alta densidade (11,48 g/mL à temperatura ambiente). Dissolve-se facilmente em concentração moderada de ácido nítrico (8,0 M) formando o óxido de nitrogênio:



O gás incolor óxido de nitrogênio, em contato com o ar, oxida-se a dióxido de nitrogênio vermelho.

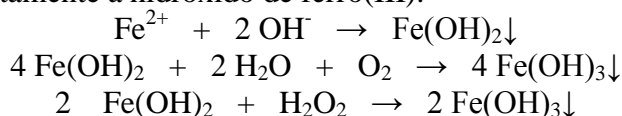


Com ácido nítrico concentrado, forma-se uma película protetora de nitrato de chumbo na superfície do metal, que evita sua dissolução. O ácido clorídrico diluído ou o ácido sulfúrico tem pouco efeito na dissolução do chumbo metálico, devido à formação de cloreto de chumbo ou sulfato de chumbo insolúveis na superfície.

REAÇÕES DOS CÁTIONS

Reações do íon Fe(II). Para o estudo destas reações, utiliza-se uma solução de sulfato ferroso ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) 0,5 M ou sulfato ferroso amoniacal (sal de Mohr: $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) acidificada com 50 mL de H_2SO_4 1,0 M por litro de solução.

1. Reação de Fe(II) com solução de hidróxido de sódio: forma-se um precipitado branco de hidróxido de ferro(II) ou hidróxido ferroso, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, em completa ausência de ar. O precipitado é insolúvel em excesso do reagente, mas solúvel em ácidos. Após exposição ao ar, o hidróxido ferroso é rapidamente oxidado, convertendo-se em um precipitado marrom avermelhado de hidróxido de ferro(III). Em condições normais, ele se apresenta como um precipitado verde sujo; a adição de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) oxida-o completamente a hidróxido de ferro(III).

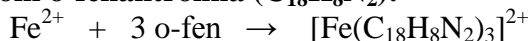


2. Reação de Fe(II) com solução de hidróxido de amônio: ocorre a formação de hidróxido de ferro(II), precipitado branco. Se, no entanto, houver excesso de íons amônio no meio reacional (proveniente de sais de amônio), a concentração de íons OH^- diminuirá; nesse caso, o produto de solubilidade do $\text{Fe}(\text{OH})_2$ não será atingido e não ocorrerá precipitação. (K_{ps} do $\text{Fe}(\text{OH})_2 = 4,8 \times 10^{-16}$)



O precipitado, uma vez formado, apresenta as mesmas propriedades mencionadas no item anterior, ou seja, é oxidado ao ar convertendo-se em $\text{Fe}(\text{OH})_3$ marrom avermelhado ou ocorre reação completa e imediata pela adição de H_2O_2 .

3. Reação de Fe(II) com o-fenantrolina ($\text{C}_{18}\text{H}_8\text{N}_2$):



Coloração vermelho-alaranjado devido à formação, em solução ligeiramente ácida (pH ~ 5,0), do cátion complexo $[\text{Fe}(\text{C}_{18}\text{H}_8\text{N}_2)_3]^{2+}$. O Fe(III) não apresenta reação e deve, preliminarmente, ser reduzido ao estado divalente com hidrocloreto de hidroxilamina, se o reagente for usado para testar o ferro ou determinar a concentração total de ferro na solução. O reagente é uma solução de 0,5% de o-fen em etanol 50%.

Reações do íon Fe(III). Utiliza-se uma solução 0,5 M de cloreto de ferro(III), $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Essa solução é amarela límpida. Se a solução mudar para uma cor amarronzada, é porque ocorreu a hidrólise do ferro. Isso pode ser evitado, adicionando-se algumas gotas de ácido clorídrico no preparo da solução.

1. Reação de Fe(III) com solução de hidróxido de sódio: forma-se um precipitado marrom avermelhado de hidróxido de ferro(III), $\text{Fe}(\text{OH})_3$, insolúvel em excesso de reagente (distinção do alumínio e do cromo):

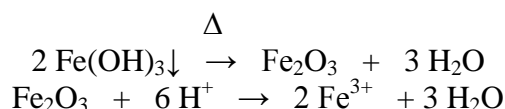


2. Reação de Fe(III) com solução de hidróxido de amônio: forma-se um precipitado gelatinoso, marrom avermelhado, de hidróxido de ferro(III), $\text{Fe}(\text{OH})_3$, insolúvel em excesso de reagente mas solúvel em ácidos:



O produto de solubilidade do $\text{Fe}(\text{OH})_3$ é tão reduzido ($K_{ps} = 3,8 \times 10^{-38}$) que ocorre a precipitação completa mesmo na presença de sais de amônio (distinção do ferro(II)). A precipitação não ocorre na presença de certos ácidos orgânicos, como o ácido acético. O hidróxido de ferro(III) é convertido, por forte aquecimento, em óxido de ferro(III),

Fe₂O₃, dificilmente solúvel em ácidos diluídos, mas dissolve-se por ebulição prolongada com HCl concentrado:



3. Reação de Fe(III) com solução de tiocianato de potássio ou de amônio: em meio ligeiramente ácido, a solução adquire coloração vermelha intensa (diferença com o ferro(II)), devido à formação de um complexo não dissociado de tiocianato de ferro(III):



Essa molécula, não carregada, pode ser extraída em éter ou álcool amílico.

Também se forma uma série de complexos, tais como: [Fe(SCN)]²⁺, [Fe(SCN)₂]⁺, [Fe(SCN)₄]⁻, [Fe(SCN)₅]²⁻ e [Fe(SCN)₆]³⁻. A composição do produto em solução depende, principalmente, das quantidades relativas de ferro e de tiocianato presentes.

Fosfatos, boratos, iodatos, sulfatos, acetatos, oxalatos, tartaratos e citratos interferem devido à formação de complexos estáveis com íons ferro(III).

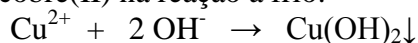
Os ácidos orgânicos dibásicos, por exemplo, o oxalato, formam íons complexos do tipo: Fe³⁺ + 3(COO)₂²⁻ → {Fe[(COO)₂]₃} impedindo que o ferro(III) forme o complexo vermelho com o tiocianato.

Deve ser evitada, também, a presença de nitrito pois, em soluções ácidas, forma o tiocianato de nitrosila, NOSC₃N, que produz coloração vermelha, mas que desaparece pelo aquecimento.

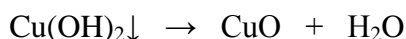
A reação de ferro(III) com tiocianato adapta-se bem ao ensaio de toque e pode ser conduzida da seguinte maneira: coloca-se uma gota da solução teste ligeiramente ácida numa placa de toque e adiciona-se uma gota de solução de tiocianato de amônio 1%. Aparece uma intensa coloração vermelha. Sensibilidade: 0,25 µg de Fe³⁺. Os sais coloridos de cobre, cromo, cobalto e níquel, se presentes no meio, reduzem a sensibilidade do ensaio.

Reações do íon Cu(II). Estas reações poderão ser estudadas com uma solução 0,25 M de sulfato de cobre(II).

1. Reação de Cu(II) com solução de hidróxido de sódio: forma-se um precipitado azul de hidróxido de cobre(II) na reação a frio:

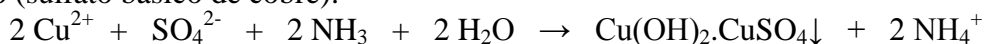


O precipitado é insolúvel em excesso de reagente. Quando aquecido, o precipitado converte-se em óxido de cobre(II) preto, por desidratação:

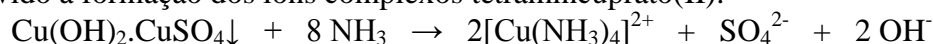


Na presença de solução de ácido tartárico ou ácido cítrico, o hidróxido de cobre(II) não é precipitado por soluções alcalinas básicas, mas a solução adquire uma forte coloração azul. Se a solução alcalina for tratada com certos agente redutores, tais como hidroxilamina, hidrazina, glucose e acetaldeído, forma-se um precipitado amarelo de hidróxido de cobre(I) por aquecimento, que se transforma em óxido de cobre(I) vermelho, Cu₂O, por ebulição.

2. Reação de Cu(II) com solução de hidróxido de amônio: na presença de pequena concentração de hidróxido de amônio, forma-se um precipitado azul de um sal básico (sulfato básico de cobre):

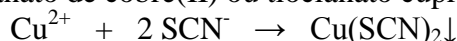


O precipitado é solúvel em excesso de reagente, obtendo-se uma coloração azul intensa, devido à formação dos íons complexos tetramincuprato(II):

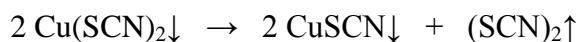


Se a solução contem sais de amônio (ou se era fortemente ácida e grande quantidade de amônia foi utilizada para sua neutralização), não ocorre a precipitação mas, de qualquer forma, aparece uma coloração azul. A reação é característica para íons cobre(II) na ausência de níquel.

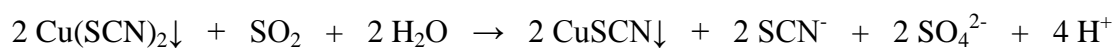
3. Reação de Cu(II) com tiocianato de potássio ou de amônio: forma-se um precipitado preto de tiocianato de cobre(II) ou tiocianato cúprico:



O precipitado decompõe-se lentamente, dando origem ao tiocianato de cobre(I) ou tiocianato cuproso, de cor branca, e ao tiocianogênio. O precipitado deve ser deixado em repouso por algum tempo e logo se observará o aparecimento da cor branca na interface do sólido com o líquido. A reação se completa em cerca de uma hora. O tiocianogênio se decompõe rapidamente em solução aquosa.



O tiocianato de cobre(II) pode ser imediatamente transformado em tiocianato de cobre(I) pela adição de uma agente redutor adequado. Uma solução saturada de dióxido de enxofre ou de sulfito de sódio pode ser utilizada:



4. Reações do íon Alumínio, Al(III). Emprega-se uma solução 0,33 M de cloreto de alumínio, AlCl_3 , ou uma solução 0,166 M de sulfato de alumínio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 16\text{H}_2\text{O}$, ou alume de potássio, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$, para o estudo destas reações.

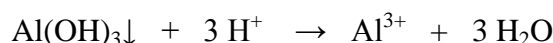
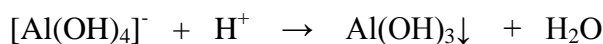
1. Reação do íon Al^{3+} com solução de hidróxido de sódio: forma-se um precipitado branco de de hidróxido de alumínio:



O precipitado dissolve-se em excesso de reagente, formando íons tetrahidroxialuminato:

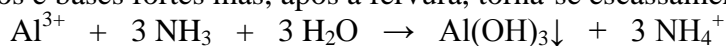


A reação é reversível e qualquer reagente que reduza suficientemente a concentração do íon hidroxila, faz com que a reação se processe da direita para a esquerda, com a consequente precipitação do hidróxido de alumínio. Isso pode ser efetuado com uma solução de cloreto de amônio ou por adição de ácido. Neste último caso, um grande excesso de ácido ocasiona a redissolução do precipitado.



A precipitação do hidróxido de alumínio por soluções de hidróxido de sódio ou amônio, não ocorre na presença de ácido tartárico, ácido cítrico, ácido sulfossalicílico, ácido málico, açúcares e outros compostos orgânicos hidroxilados, devido à formação de sais complexos solúveis. Estas substâncias orgânicas devem, portanto, ser decompostas por calcinação branda ou por evaporação com ácido sulfúrico ou nítrico concentrados, antes que o alumínio possa ser precipitado no curso normal da análise qualitativa.

2. Reação do íon Al^{3+} com solução de hidróxido de amônio: forma-se um precipitado branco, gelatinoso, de hidróxido de alumínio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, ligeiramente solúvel em excesso de reagente. A solubilidade decresce na presença de sais de amônio, devido ao efeito do íon comum. Uma fração pequena do precipitado passa para a solução como hidróxido de alumínio coloidal (sol de hidróxido de alumínio); o sol é coagulado fervendo-se a solução ou pela adição de sais solúveis (por exemplo, cloreto de amônio), produzindo um precipitado conhecido como gel de hidróxido de alumínio. Para assegurar uma precipitação completa com solução de amônia, adiciona-se solução de alumínio em ligeiro excesso e ferve-se a mistura até que o líquido desprenda um leve odor amoniacal. Quando recém-precipitado, o hidróxido de alumínio se dissolve facilmente em ácidos e bases fortes mas, após a fervura, torna-se escassamente solúvel.



3. Reação do íon Al^{3+} com Alizarina: o reagente alizarina forma uma laca vermelha com hidróxido de alumínio.

Este teste pode ser executado através de dois procedimentos: a) embeba um papel de filtro quantitativo em uma solução alcoólica saturada de alizarina e seque-o. Coloque 1 gota da solução teste ácida sobre o papel e mantenha-o sobre vapores de amônia (sobre a boca de um béquer) até aparecer uma cor violeta (devida ao alizarinato de amônio). Na presença de grandes quantidades de alumínio, a cor torna-se visível quase imediatamente. Se a cor do alizarinato de amônio desaparecer rapidamente devido à sua degradação em alizarina e amônia, seca-se, então, o papel a 100°C ; a cor vermelha da laca de alizarina torna-se, então, claramente visível.

A sensibilidade desse teste é de $15 \mu\text{g}$ de Al. O ferro, cromo e manganês interferem mas isso pode ser evitado pelo uso de um papel de filtro previamente tratado com solução de hexacianoferrato(II) de potássio e seco. Os íons interferentes são assim fixados no papel como hexacianoferratos(II) insolúveis e a solução de alumínio, ao ser aplicada no papel, se difunde mais para fora, como um anel úmido. Adicionando 1 gota de solução alcoólica saturada de alizarina, expondo ao vapor de amônia e secando, forma-se um anel vermelho de laca alumínio-alizarina ao redor do precipitado.

b) transfira 1,0-2,0 mL de solução de alumínio para um tubo de ensaio, adicione 10 gotas de solução de hidróxido de amônio, agite levemente. Adicione, então, algumas gotas de solução alcoólica saturada de alizarina, agite e observe a laca vermelha formada.

Reações do íon Chumbo, Pb^{2+} . Uma solução 0,25 M de nitrato de chumbo ou 0,25 M de acetato de chumbo pode ser usada para o estudo dessas reações.

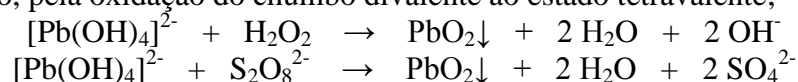
1. Reação do íon Pb^{2+} com solução de hidróxido de sódio: forma-se um precipitado branco de hidróxido de chumbo.



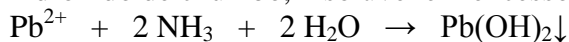
O precipitado dissolve-se em excesso de reagente, formando íons tetrahidróxiplumbato(II) onde o hidróxido de chumbo apresenta um caráter anfótero.



O peróxido de hidrogênio(a) ou o peroxidissulfato de amônio(b), quando adicionados a uma solução de tetrahidroxiplumbato(II), formam um precipitado preto de óxido de chumbo, pela oxidação do chumbo divalente ao estado tetravalente;



2. Reação do íon Pb^{2+} com solução de hidróxido de amônio: forma-se um precipitado branco de hidróxido de chumbo, insolúvel em excesso de reagente.

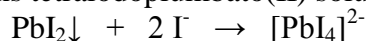


3. Reação do íon Pb^{2+} com solução de iodeto de potássio: forma-se um precipitado amarelo de iodeto de chumbo.



O precipitado é moderadamente solúvel em água fervente, dando uma solução incolor, da qual se separa por resfriamento, formando lâminas amarelo-douradas.

Um excesso de uma solução mais concentrada de iodeto de potássio (6,0 M), dissolve o precipitado e forma íons tetraiodoplumbato(II) solúveis, de cor amarelo claro;



A reação é reversível; por diluição com água, o precipitado reaparece.

Referências Bibliográficas:

1. Vogel, A.; “Química Analítica Qualitativa”, 5ª. Ed., Editora Mestre Jou, São Paulo, 1981.
2. Silva, R.R. da, Bocchi, N. e Rocha Filho, R.C.; “Introdução à Química Experimental”; 1ª. Ed., McGraw-Hill Ed., São Paulo, 1990.