



UNIVERSIDADE FEDERAL DE JUIZ DE FORA

INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

Aulas práticas de Química Ambiental: Alguns Experimentos para a Determinação da Qualidade de Águas Superficiais

Professores responsáveis:

Lilian Lúcia Rocha e Silva
Rafael Arromba de Sousa

Juiz de Fora, 1º Semestre de 2013

APRESENTAÇÃO DA APOSTILA

Esta apostila foi elaborada com o objetivo de se realizar experimentos para a determinação de alguns parâmetros indicadores da qualidade de águas superficiais, durante as aulas práticas da disciplina Química Ambiental, a qual integra o elenco de disciplina do Curso de Licenciatura em Química à Distância (EADQUI045) da Universidade Federal de Juiz de Fora (UFJF).

Desta forma, esta apostila viabiliza um contato prático com aspectos da Química Ambiental e, tem o objetivo de ampliar e aprofundar os conhecimentos dos alunos dentro desse tema, principalmente após a realização das Aulas Práticas seguida da preparação de relatórios.

ÍNDICE DAS PRÁTICAS

Prática 1

Determinação da dureza total da água.....pg 05 – 10

- *Introdução: pg 05*

- *Parte experimental: pg 06*

- **ANEXO 1.....pg 08**

- *Padronização da solução de EDTA*

- **ANEXO 2.....pg 09**

- *Preparação das soluções de EDTA, $\text{NH}_4\text{OH}/\text{NH}_4\text{Cl}$ (pH 10,0) e CaCO_3*

Prática 2

Determinação do potencial hidrogeniônico e da condutividade elétrica da água.....pg 11 – 13

- **Determinação do pH de uma amostra de água**

Introdução: pg 11

Parte experimental: pg 11

- **Determinação da condutividade elétrica de uma amostra de água**

Introdução: pg 13

Parte experimental: pg 13

PRÁTICA 3

Determinação do conteúdo de cloreto de uma amostra de água.pg 14 – 17

- **Introdução: pg 14**

- **Parte experimental: pg 14**

- **ANEXO 3.....pg 16 - 17**

- *Preparo da solução de AgNO_3*

- *Preparo do indicador de K_2CrO_4*

1. INSTRUÇÕES PARA ELABORAÇÃO DOS RELATÓRIOS

Ao elaborar um relatório, o estudante deverá conhecer com clareza a questão abordada pela experiência e qual a resposta que obteve para a mesma.

A redação deverá ser coerente quanto à conjugação e tempo dos verbos empregados, preferencialmente na **terceira pessoa do singular** e expondo os resultados das observações e experiências no **passado**, já que o relatório é um relato daquilo que foi feito e observado.

É sempre conveniente recorrer a tabelas e gráficos, pois permitem concentrar grande quantidade de informações de modo organizado.

Os valores numéricos deverão estar acompanhados de unidades de medida, pertencentes, preferencialmente, ao sistema internacional. A unidade de medida deverá ser incluída também no cabeçalho das tabelas e nos eixos das figuras.

Nesta disciplina, os Relatórios das aulas práticas deverão ser feitos em duplas, digitados eletronicamente ou escritos a mão (com letra legível).

Quando o experimento realizado se tratar de uma titulação, no tópico resultados e discussões deverão constar algumas fotos. O experimento deve ser fotografado antes de sua realização e depois de sua realização. Desta forma, o *erlenmeyer* contendo o sistema que será titulado deve ser fotografado antes da titulação se iniciar e após se alcançar o ponto final da titulação. Naturalmente, as fotos obtidas durante o experimento devem ser colocadas e comentadas no tópico “resultados e discussão”.

Quanto a ilustrações, podem-se usar cópias fieis de publicações, desde que as fontes sejam citadas no trabalho.

Finalmente, as partes que compõem esse trabalho acadêmico deverão ser:

1. Introdução (no máximo uma página): é o resumo da teoria que fundamenta a prática de laboratório realizada, estabelecendo vínculos com os procedimentos implementados e utilizando, obrigatoriamente, as respectivas citações bibliográficas. Importante: lembre que a cópia de textos de outros autores, sem que se faça à referência dos mesmos, é crime previsto em lei!

2. Objetivos: é a descrição sucinta do que se pretendia obter na experiência.

3. Parte Experimental

3.1. Materiais e reagentes: é a descrição dos materiais, dos reagentes e, de suas preparações, quando realizadas;

3.2. Procedimento experimental: descrição do procedimento seguido em aula. Neste tópico se “conta” apenas o que foi feito e como, sem mencionar os cálculos, nem os resultados obtidos.

4. Resultados e Discussões: os resultados finais devem sempre ser apresentados em tabelas, gráficos ou descritos na forma de texto. Sempre que

houver valores teóricos ou esperados, estes devem ser citados e comparados com os valores obtidos, discutindo suas eventuais diferenças. Se houver cálculos, mostre pelo menos um cálculo de cada tipo, como exemplo e cite que os demais foram feitos da mesma maneira. Se houver um número significativo de resultados, um tratamento estatístico deve ser usado na apresentação final dos mesmos, ou seja, *média ± desvio padrão*. Discuta, também, as vantagens, potencialidades e limitações da técnica empregada, quando comparada à outras.

OBSERVAÇÕES:

a) Cálculos: é a demonstração matemática da aplicação dos dados obtidos durante o experimento, traduzindo-os em resultado final. Entretanto, quando há vários cálculos do mesmo tipo, não há necessidade de demonstrar todos eles, desde que se escreva que os não demonstrados seguem o mesmo raciocínio dos que foram demonstrados.

b) Gráficos, tabelas ou figuras: são itens que valorizam o trabalho e devem ser auto-explicativos.

5. Conclusões: exprimir sucintamente o seu parecer acerca do experimento e dos resultados obtidos, devendo ser comprobatórios dos objetivos propostos. Em outras palavras, é preciso deixar claro se os objetivos do experimento foram atingidos e no caso contrário, o motivo provável pelo qual os objetivos não puderam ser alcançados.

6. Referências Bibliográficas: citar todas as obras consultadas, conforme exemplo abaixo:

1. GUENTHER, W.B., Química Quantitativa: Medições e Equilíbrio, Trad. Moscovici, R., São Paulo, Blücher-EDUSP, 1972, p. 34-37.

2. LUFT, C.P., Trabalho Científico: Sua Estrutura e Apresentação, Porto Alegre, 1962, p. 24-46.

3. REY, L., Como Redigir Trabalhos Científicos, São Paulo, Blücher-EDUSP, 1972, p. 60-64.

2. ROTEIROS PARA AS AULAS PRÁTICAS

2.1. Aula Prática 1

DETERMINAÇÃO DA DUREZA TOTAL DA ÁGUA

2.1.1. Introdução

Historicamente, a dureza da água foi definida em termos da capacidade de cátions presentes na água trocarem com os íons sódio e potássio dos sabões e formarem com os respectivos ânions sais pouco solúveis. Muitos cátions multicarregados compartilham essa propriedade indesejável. Em águas naturais a concentração dos íons cálcio e magnésio, geralmente, excedem em muito a concentração de qualquer outro íon. Conseqüentemente, a dureza da água é agora expressa em termos da concentração de carbonato de cálcio equivalente à concentração total de todos os cátions multivalentes presentes na amostra.

A determinação da dureza da água é um teste analítico de grande utilidade que fornece uma medida da qualidade da água para uso doméstico e industrial. O teste é importante para a indústria porque a água dura, após aquecimento, precipita carbonato de cálcio que provoca entupimento nas tubulações.

A dureza da água pode ser temporária ou permanente. A dureza temporária é devida aos bicarbonatos de cálcio e magnésio que, quando a água é fervida, se decompõem com a precipitação dos respectivos carbonatos. A dureza residual, devida aos cloretos e sulfatos, que não é eliminada por ebulição, constitui a dureza permanente. A dureza total da água é a soma das durezas temporária e permanente e é expressa em mg/L ou µg/L de carbonato de cálcio.

A água pode ser classificada como:

Dureza mg/L de CaCO ₃	Classificação da água
<15	muito branda
de 15 a 50	branda
de 50 a 100	moderadamente branda
de 100 a 200	dura
>200	muito dura

A determinação da dureza da água é feita por titulação com EDTA após a amostra ter sido tamponada em pH 10. O magnésio, que forma o complexo menos estável em relação aos cátions multivalentes presentes na água, não é titulado enquanto não for adicionado EDTA suficiente para complexar todos os outros cátions presentes. Conseqüentemente, um indicador para cálcio como o Erio T ou a Calmagita é adequado para essa titulação.

2.1.2. Parte experimental

2.1.2.1. Materiais e reagentes

Neste item estão listados os materiais e as soluções necessárias para cada dois alunos, considerando-se o trabalho em duplas.

MATERIAIS

- bureta de 50 mL
- bureta de 10 mL
- 1 pipeta volumétrica de 5,00 mL
- 2 béqueres de 50 mL
- 1 erlenmeyer de 250 mL
- 1 proveta de 10 mL
- 1 pisseta de água destilada
- 1 frasco para descarte de ácidos e bases (1 frasco para toda a turma)

REAGENTES

- 12 mL de Tampão de hidróxido de amônio/ cloreto de amônio pH 10
- indicador de Negro de eriocromo T (40 mL para toda a turma)
- 25 mL de solução padrão de EDTA ~ 0,01 mol/L padronizada
- 5 mL de solução de CaCO_3 ~ 0,01 mol/L

2.1.2.2. Procedimento experimental

Titulação com EDTA para determinar a dureza total da água

- 1) Pipetar **50,00 mL da amostra de água** e transferir para um *erlenmeyer* de 250,00 mL, medidos com auxílio de uma bureta.
- 2) Na capela, adicionar 4,00 mL de solução tampão hidróxido de amônio/cloreto de amônio (tampão pH = 10) na capela com o auxílio de uma proveta
- 3) Adicionar cerca de 50,00mL de água destilada.
- 4) Adicionar 15 (quinze) gotas da solução de negro de eriocromo T (indicador).

- 5) Titular com a solução padrão de EDTA, padronizada previamente, até o aparecimento de uma coloração azul celeste no *erlenmeyer*.
- 6) Anotar o volume de solução de EDTA gasto na titulação.
- 7) Calcular a dureza total da água expressando o resultado em mg/L de CaCO_3 .

OBS 1: Realizar este procedimento pelo menos em duplicata, para calcular uma média para o valor de dureza da amostra analisada.

OBS 2: Caso necessário, utilize o ANEXO 1 para saber como padronizar a solução de EDTA.

ANEXO 1**Padronização da solução padrão de EDTA ~ 0,01 mol/L**

- 1) Transferir 5,00mL da solução de CaCO_3 aproximadamente 0,01mol/L para um erlenmeyer de 125mL com auxílio de uma pipeta volumétrica.
- 2) Adicionar cerca de 50mL de água destilada à cada erlenmeyer.
- 3) Na capela, ajustar o pH para 10 com a adição de 4,00mL de solução tampão hidróxido de amônio/cloreto de amônio pH 10.
- 4) Acrescentar 15 gotas de solução de negro de eriocromo T ao *erlenmeyer*.
- 5) Titular com uma solução de EDTA até o aparecimento de uma coloração azul no *erlenmeyer*.
- 6) Anotar o volume de EDTA gasto na titulação.
- 7) Calcular a concentração em mol/L da solução de EDTA.
- 8) Transferir a solução preparada e padronizada para um frasco plástico e rotular a mesma (colocar no rótulo o nome da solução, a concentração da solução, a data em que a solução foi preparada e o responsável por sua preparação).

OBS: Para facilitar, esta padronização pode ser feita pelos alunos em conjunto (cada dupla faz uma titulação) e os valores de todos os alunos podem ser usados para calcular uma média da turma para a concentração desta solução de EDTA.

ANEXO 2 (para o Tutor)**Preparo dos reagentes a serem utilizados da “Prática 1”**

***ATENÇÃO:** Antes de preparar as soluções abaixo, verifique se as quantidades sugeridas são suficientes para o seu pólo. Caso necessário, quantidades menores ou maiores podem ser preparadas, desde que respeitadas as proporções de reagente/volume de solução.*

1) Preparo de 250,00 mL de solução padrão de EDTA, aproximadamente, 0,010 mol/L

- 1.1) Pesar **1,5000g de sal dissódico de EDTA** e colocar em estufa a 70-80°C por 2h.
- 1.2) Após o período de 2h em que o sal foi mantido na estufa, retirá-lo e colocá-lo em dessecador para resfriamento (para não readquirir novamente umidade).
- 1.3) Após o sal esfriar dentro do dessecador, pesar cerca de 0,9606g do sal dissódico do EDTA.
- 1.4) Dissolver o sal pesado em um pouco de água destilada, aproximadamente 50 mL.
- 1.5) Transferir o sal dissolvido para um balão volumétrico de 250,00 mL, completar o volume com água destilada e homogeneizar a solução.
- 1.6) Transferir a solução preparada para um frasco plástico e rotular a mesma (colocar no rótulo o nome da solução, a data em que a solução foi preparada e o responsável por sua preparação).

2) Preparação de 100 mL de solução tampão de hidróxido de amônio/cloreto de amônio pH 10,0

- 2.1) Na capela, dissolver em um béquer de 50 mL cerca de **6,4 g de NH₄Cl** em um pouco de água destilada (de 20 – 25 mL).
- 2.2) Transferir o sal dissolvido para um balão de 100,00 mL e adicionar **57 mL de NH₃** e completar o volume com água destilada.
- 2.3) Transferir a solução preparada para um frasco plástico, rotular e armazenar em local fresco.

3) Preparação de 40 mL do indicador de “negro de eriocromo T”:

- 3.1) Misturar **0,20 g de negro de eriocromo T** com **40 g de NaCl**. Macerar bem e acrescentar 40 mL de **etanol**/ água (10 mL de etanol / 30 mL água destilada) para dissolução.

3.2) A dissolução é parcial e a mistura deve ser filtrada, em papel de filtro ou algodão.

OBS: A solução não é muito estável e deve ser guardada por no máximo 2 semanas em geladeira.

4) Preparação de 100,00mL de uma solução de CaCO₃ 0,0100 mol/L

4.1) Pesar **0,5000g de CaCO₃** e colocar em estufa a 70-80°C por 2h.

4.2) Após o período de 2h em que o sal foi mantido na estufa, retirá-lo e colocá-lo em dessecador para resfriamento, de forma que não readquira, novamente, umidade.

4.3) Após o sal esfriar dentro do dessecador, pesar cerca de 0,1000g de CaCO₃ previamente seco em estufa.

4.4) Dissolver o sal pesado em um pouco de água destilada, aproximadamente 50 mL e adicionar 10 gotas de HCl concentrado (**ou** 20 gotas de uma solução de HCl a 50% v/v) para facilitar a dissolução.

4.5) Transferir o sal dissolvido para uma balão de 100,00mL, completar com água destilada e homogeneizar a solução.

4.6) Calcular a concentração exata da solução, considerando o valor da massa de CaCO₃ efetivamente pesada.

2.2. Aula Prática 2

DETERMINAÇÃO DO POTENCIAL HIDROGENIÔNICO (pH) E DA CONDUTIVIDADE ELÉTRICA DA ÁGUA

2.2.1. PARTE 1 (Determinação do pH de uma amostra de água)

2.2.1.1. Introdução

O pH define o caráter ácido, básico ou neutro de uma solução. Os organismos aquáticos estão geralmente adaptados às condições de neutralidade e, em consequência, alterações bruscas do pH de uma água pode acarretar no desaparecimento dos seres presentes na mesma. Os valores fora das faixas recomendadas podem alterar o sabor da água e contribuir para corrosão do sistema de distribuição de água, ocorrendo assim, uma possível extração do ferro, cobre, chumbo, zinco e cádmio, e dificultar a descontaminação das águas.^{1,2}

2.2.1.2. Parte experimental

A determinação do pH da amostra de água analisada será realizada utilizando-se um pHmetro de bancada, de acordo com os seguintes procedimentos:

- 1) Ligar o pHmetro conforme instruções do *Manual de Operações* e aguardar cerca de 30 minutos para estabilização;
- 2) Lavar os eletrodos de trabalho e de referência com água destilada e secar cuidadosamente os mesmos com papel fino e absorvente;
- 3) Calibrar os eletrodos utilizando-se soluções tampão de pH 4,0 e pH 7,0, conforme descrito abaixo:
 - 3.1) Calibração: Após a realização do item 1 desse procedimento, pegar um frasco contendo uma quantidade adequada de solução tampão de pH 4,0, ou seja, contendo um volume de solução onde o eletrodo seja mergulhado e que cubra a membrana (junção líquida, na Figura 1), que faz a comunicação entre a solução contida dentro da membrana e a parte externa do eletrodo, e que exceda cerca de dois dedos em volume a localização da membrana.

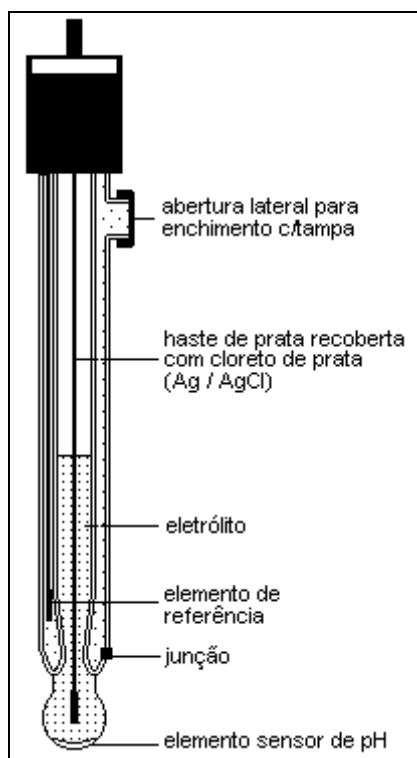


Figura 1: Esquema ilustrativo de um eletrodo combinado de vidro para medidas de pH. Fonte: <http://www.dec.ufcg.edu.br/saneamento/PH.html>, acessado em 22-11-12.

3.2) Retirar os eletrodos da solução tampão de pH 4,0, **lavar os eletrodos** com água destilada e secar cuidadosamente os mesmos com papel fino e absorvente.

3.3) Repetir os procedimentos 2.1 e 2.2 mas utilizando a solução tampão de pH 7,0.

OBSERVAÇÃO: Em cada leitura de pH esperar a estabilização do valor de pH antes de passar para a próxima medida.

4) Colocar os eletrodos na amostra.

5) Aguardar a estabilização da leitura de pH.

6) Anotar o valor obtido de pH para a amostra analisada.

7) Concluídas as medidas, lavar o eletrodo com água destilada, secá-lo, desligar o pHmetro e guardá-lo.

2.2.2. PARTE 2 (Determinação da condutividade elétrica da amostra de água)

2.2.2.1. Introdução

A água quimicamente falando pura, no estado líquido, conduz muito pouco a corrente elétrica.

A condutividade elétrica da água é determinada pela presença de substâncias dissolvidas que se dissociam em ânions e cátions e pela temperatura. As principais fontes dos sais de origem antropogênica naturalmente contidos nas águas são: descargas industriais de sais, consumo de sal em residências e no comércio, excreções de sais pelo homem e por animais.^{1,2}

2.2.2.2. Parte experimental

A determinação da Condutividade Elétrica da amostra a ser analisada será realizada utilizando-se um Condutivímetro de acordo com os seguintes procedimentos:

- 1) Conectar o eletrodo no equipamento verificando a posição correta para encaixe do mesmo.
- 2) Ligar o instrumento conforme orientações do *Manual de Operação* e aguardar cerca de 30 minutos para estabilização.
- 3) Selecionar a escala desejada para a medição do padrão de condutividade (para calibração do eletrodo) e da amostra.
- 4) Lavar o eletrodo com água destilada.
- 5) Secar cuidadosamente o eletrodo com um papel fino e absorvente.
- 6) Mergulhar o eletrodo na solução a ser medida (padrão).
- 7) Aguardar a estabilização da leitura de Condutividade Elétrica.
- 8) Repetir as etapas “4” e “5” e medir a condutividade da(s) amostra(s).
- 9) Anotar o valor de Condutividade Elétrica obtido para a amostra.
- 10) Concluídas as medidas, lavar o eletrodo com água destilada, secá-lo, desligar o condutivímetro e guardá-lo.

2.3. Aula Prática 3

DETERMINAÇÃO DO CONTEÚDO DE CLORETO DE UMA AMOSTRA DE ÁGUA

2.3.1. Introdução

Os cloretos são encontrados praticamente em todas as águas naturais.

As águas naturais, em menor ou maior escala, contêm íons resultantes da dissolução de minerais e os íons cloretos são advindos da dissolução de diferentes sais. Um aumento no teor de cloretos na água é indicador de uma possível poluição por esgotos (devido à excreção de cloreto pela urina) ou por despejos industriais. Além de alterar o sabor da água, teores elevados deste íon acelera os processos de corrosão em tubulações de aço e de alumínio, sendo assim, inadequados.^{1,2}

2.3.2. Parte experimental

A determinação do conteúdo de Cloreto na amostra de água será realizada utilizando-se um método volumétrico baseada no Método de Mohr. Desta forma, o íon cloreto será precipitado quantitativamente por nitrato de prata, na presença de cromato de potássio. A formação de uma coloração amarelo-avermelhada de cromato de prata, indica o ponto final da titulação.

O pH da amostra deve estar compreendido entre 7 a 10, uma vez que os íons Ag^+ podem precipitar-se como $\text{AgOH}_{(s)}$ se o pH for elevado; se o pH for baixo, o íon cromato é convertido em dicromato impossibilitando a visualização do ponto de viragem. Desta forma se atente ao pH da sua amostra!

A determinação da concentração de íons cloreto, presente na amostra será realizada, **em triplicata**, de acordo com o seguinte procedimento:

- 1) Adicionar, com o auxílio de uma bureta, 20,00 mL da amostra de água contendo cloreto em um *erlenmeyer* de 250 mL.
- 2) Adicionar cerca de 50 mL de água destilada ao *erlenmeyer*.
- 3) Acrescentar cerca de 0,05 g de carbonato de cálcio ao *erlenmeyer* (para ajustar o pH entre 7 e 10).
- 4) Adicionar 1 mL do indicador (solução de cromato de potássio 5% m/V) ao *erlenmeyer*.

- 5) Titular a amostra com uma solução de nitrato de prata de concentração aproximadamente 0,1 mol/L, previamente padronizada, até o aparecimento do precipitado vermelho tijolo.
- 6) Calcular a concentração, **em mg/L**, de cloreto presente em cada replicata.
- 7) Calcular a concentração média de íon cloreto (Cl^-), **em mg/L**, obtida para a amostra titulada em triplicata.
- 8) Comparar a concentração média de cloreto presente na amostra analisada com o limite máximo estabelecido para o parâmetro inorgânico cloreto total, descrito na resolução nº 357, de 17 de março de 2005 do CONAMA, e diga se a amostra analisada excede ou não o limite estabelecido pela legislação vigente.

ANEXO 3 (para o Tutor)

Preparo dos reagentes a serem utilizados na “Prática 3”

***ATENÇÃO:** Antes de preparar as soluções abaixo, lembre que as quantidades sugeridas são apenas um exemplo. Caso necessário, quantidades menores ou maiores podem ser preparadas, desde que respeitadas as proporções de reagente/volume de solução.*

1- Preparo de uma solução de nitrato de prata, aproximadamente 0,1 mol/L

- 1) Pesar a massa de nitrato de prata necessária para preparar 100 mL de solução de concentração 0,1 mol/L.
- 2) Dissolver o soluto em água destilada.
- 3) Transferir, quantitativamente, para um balão volumétrico de 100,00 mL o soluto dissolvido em água destilada, completar o volume com água destilada e homogeneizar a solução.
- 4) Transferir a solução preparada para um frasco (de vidro ou plástico preferencialmente escuro) e rotular.

2 - Padronização da solução de nitrato de prata aproximadamente 0,1 mol/L pelo Método de Mohr

2.1- Preparação do padrão primário (cloreto de sódio)

Para ser usado como padrão primário, o cloreto de sódio p.a. deve ser previamente secado a 500-600°C por 20-30 minutos ou durante 1 hora a 110-130 °C e resfriado em dessecador.

2.2 - Preparo de uma solução de cloreto de sódio aproximadamente 0,1 mol/L

- 1) Pesar a massa de cloreto de sódio, previamente seco conforme item 2.1.1, necessária para preparar 100 mL de solução de concentração ~ 0,1 mol/L.
- 2) Dissolver o soluto em água destilada.
- 3) Transferir, quantitativamente, para um balão volumétrico de 100,00 mL o soluto dissolvido em água destilada, completar o volume com água destilada e homogeneizar a solução.

- 4) Transferir a solução preparada para um frasco (preferencialmente de plástico) e rotular.

2.3- Indicador de cromato de potássio (descrição e preparo)

Como indicador será usado o método de Mohr, o indicador será uma solução 5% m/v de cromato de potássio (5g de cromato de potássio em 100 mL de solução aquosa).

2.4- Procedimento da padronização

- 1) Pipetar, em triplicata, 5 mL da solução padrão de cloreto de sódio aproximadamente 0,1 mol/L (preparada conforme o item 2.1.2) e transferir para um *erlenmeyer* de 125 mL, com o auxílio de uma pipeta volumétrica.
- 2) Adicionar cerca de 50 mL de água destilada.
- 3) Acrescentar cerca de 0,05 g de carbonato de cálcio para ajustar o pH entre 7 e 10.
- 4) Adicionar 1 mL de solução de cromato de potássio 5% m/v.
- 5) Titular com solução de nitrato de prata ~0,1 mol/L, sob agitação constante, até o aparecimento do precipitado vermelho tijolo.
- 6) Calcular a concentração da solução de nitrato de prata em mol/L.
- 7) Anotar a concentração exata da solução no rótulo do frasco, incluindo a data da padronização.

3- Referências bibliográficas

1 – Relatório de monitoramento das águas superficiais na bacia do Rio São Francisco em 2005, sub-bacia do Rio Paraopeba, Projeto águas de Minas. Belo Horizonte: IGAM Monitoramento das Águas, 2005.

2 – FEEMA – Fundação Estadual de Engenharia do Meio Ambiente, Métodos de análise físico-química da água, Cadernos Feema, Série Didática, Volume III, Rio de Janeiro, 1981.