

NOVOS TALENTOS NA QUÍMICA AMBIENTAL
Avaliação Ambiental das Águas Próximas a Atividades
Mineradoras de Calcário

Anelise Marlene Schmidt, prof. Dra. em Química

Guilherme Pacheco Casa Nova, técnico químico, licenciado em Química

Lisiane Moraes Assis, licenciada em Ciências Exatas habilitação em Química

André Luiz Cordeiro Ferreira, acadêmico do curso de Tecnologia em Mineração

Juliano Fabris, acadêmico do curso de Geologia

UNIVERSIDADE FEDERAL DO PAMPA – campus Caçapava do Sul

Apresentação

Este caderno contém as atividades referentes ao projeto “Avaliação de Impacto Ambiental das Águas Próximas a Atividades Mineradoras de Calcário” vinculado ao programa Novos Talentos da CAPES, em execução desde 2013.

O projeto tem por objetivo incentivar o espirito científico e investigativo de alunos do ensino médio no âmbito da Química Ambiental. A região de Caçapava do Sul conta com várias empresas mineradoras de calcário, importante mineral de valor econômico, mas que pode gerar impactos ao meio ambiente. O calcário dolomítico é um mineral de importância econômica na região, mas este mineral não pode ser extraído sem causar impactos ao meio ambiente como a formação de sedimentos nos corpos d’água, contaminação de águas superficiais, rebaixamento do lençol freático, etc (Instituto Brasileiro de Mineração, 1992). O carbonato de cálcio e magnésio, por ser material particulado, pode contaminar o ar e ser inalado provocando irritações ao trato respiratório. Ao mesmo tempo, por possuir alcalinidade e dureza significativas, pode contaminar os recursos hídricos no entorno das mineradoras, alterando o pH e provocando impacto às espécies e à qualidade das águas naturais. Portanto, é fundamental se fazer um controle e monitoramento dos impactos gerados por esta atividade.

A Química Ambiental é um importante ramo da Química que estuda as reações no ar, solos, águas, suas interações, os impactos gerados por processos antropogênicos e naturais, sua formas de controle e monitoramento e o desenvolvimento de processos sustentáveis. Para tanto, aqui são propostas atividades práticas em laboratório e em campo tais como medidas de pH, análises de alcalinidade, cloretos, dureza e solubilidade.

Atividade 1

Esta atividade tem por objetivo explanar a formação de rochas calcárias, a Geologia da região, o perfil do geólogo, os processos de mineração de calcário e seu impacto ao ambiente.

O que é Geologia?

- Ciência que estuda a origem, a formação, a estrutura e a composição da estrutura da Terra e os fenômenos formadores da mesma, que agem não somente sobre a superfície, como também em todo o interior do nosso planeta.

Geologia Ambiental

- caracterização de zonas ambientalmente desqualificadas, que coloquem em risco o homem e o meio ambiente.
- qualidade ambiental do ar, do solo, da água, subterrânea ou superficial, do ruído e a integração destas componentes na vida do homem.
- o Geólogo Ambiental tem como preocupação o ordenamento do território, e a previsão de locais potencialmente sujeitos a catástrofes tais como sismos, tsunamis, movimentos de massa, etc (CONFEA).

- Promove também a remediação de antigas minas, depósitos abandonados de material mineiro e aterros.

Calcário

- O calcário é uma rocha de formação cárstica, que produz relevos formados por dissolução e que representa cerca de 10% da superfície terrestre. Entretanto, esse mineral não pode ser extraído sem causar impactos no meio ambiente.

Impacto da Mineração de Calcário na Água

- Aumento da quantidade de sedimentos nos corpos d'água (figura 1);
- Contaminação de águas superficiais e subterrâneas;
- Rebaixamento do lençol freático (figura 2).



Figura 1: assoreamento de corpos d'água

<http://wikigeo.pbworks.com/w/page/36433698/Assoreamento>

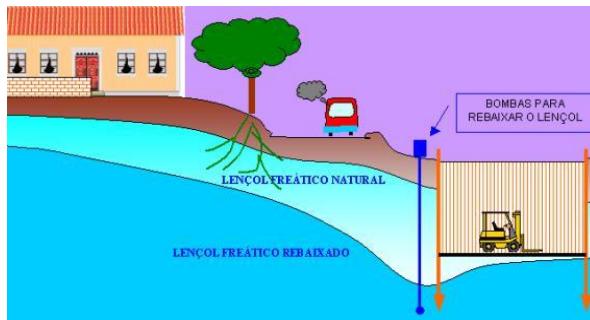


Figura 2: rebaixamento de lençol freático

<http://arquitectura-sustentavel12.webnode.pt/dicionario/l>

Lavra do Calcário

- A maior parte das minas de calcário, em todo o mundo, são lavradas a céu aberto (figura 3);
- As principais etapas da lavra de calcário a céu aberto incluem: remoção do capeamento, perfuração, desmonte por explosivos e transporte até a usina de processamento;



Figura 3: lavra a céu aberto

Beneficiamento do Calcário

- A cominuição do calcário, que pode ser feita via seca, seguindo as etapas de classificação, britagem e moagem;
- A flotação e a separação magnética são outros processos usados para a concentração de calcário ou remoção de impurezas;

- Na mineração e no beneficiamento do calcário não há significativo uso direto de água de processo;
- Existe o risco relativo a possíveis efeitos sobre a qualidade da água dos recursos hídricos.

Atividade 2

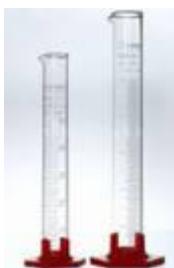
MATERIAL DE LABORATÓRIO

Neste primeiro contato com o laboratório de Química será apresentado o material e suas aplicações.



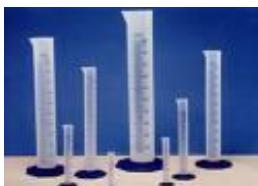
Copos de Becker

Preparo e aquecimento de soluções, reações, não serve para medida de volumes.



Provetas de Vidro

Para medida de volumes grandes de líquidos.



Provetas de Polipropileno

Para medidas de volumes de líquidos que atacam o vidro



Vidro de relógio

Para pesagem de sólidos e para cobrir
Becker em aquecimentos ou reações



Balão Volumétrico

Medida exata de volumes.



Pipetas Volumétricas

Para medidas exatas de um volume fixo



Pipetas Graduadas

Para medidas de volumes variáveis



Tubos de Ensaio

Para ensaios qualitativos



Funil de Vidro

Para filtração simples



Erlenmeyer

Para titulações, reações e aquecimentos



Buretas de Vidro Graduadas

Para titulações



Balão de Fundo Redondo

Para destilações



Condensador Reto

Para destilações simples.

EQUIPAMENTOS



pH metro



turbidímetro



Kit ambiental

REGRAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO

- utilizar sempre jaleco de algodão branco, manga comprida;
- não utilizar roupas curtas e calçados abertos;
- cabelos longos devem ser presos;
- não consumir alimentos ou bebidas no laboratório;
- NUNCA provar ou ingerir reagentes de laboratório;
- não aspirar ou cheirar vapores antes de certificar que não são tóxicos;
- não trabalhar com material imperfeito, principalmente de vidro que contenha pontas ou arestas cortantes;
- tomar cuidado com chapas de aquecimento ou lamparinas;
- utilizar luvas de borracha ao lidar com matérias corrosivos.

Atividade 3

A atividade tem por objetivo elucidar os conceitos de caráter ácido-base, pH e indicadores através de exposição teórica e experimentação no laboratório de Química.

ÁCIDOS/BASES – pH E INDICADORES

Ácidos

Grupo de compostos que em solução aquosa se ionizam, produzindo o cátion (H^+) como íon positivo. Os ácidos apresentam as seguintes propriedades:

- Têm sabor azedo;
- Conduzem bem a eletricidade, quando em solução;
- Alteram a cor dos indicadores;
- Reagem com hidróxidos (bases), produzindo sal e água.

Bases

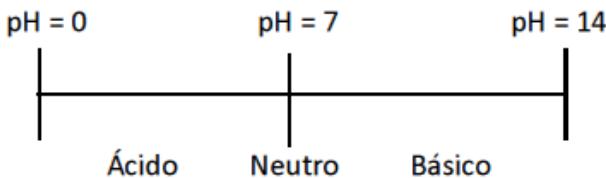
Grupo de compostos que em solução aquosa se dissociam em íons, sendo íon negativo o radical (OH^-) hidroxila. As bases apresentam as seguintes propriedades:

- Têm sabor adstringente;
- Conduzem bem a eletricidade, quando em solução;
- Reagem com os ácidos, produzindo sal e água.

Indicadores de pH

São substâncias que têm a propriedade de mudar de cor; essa mudança de cor indica o caráter ácido ou básico da solução.

O termo **pH** (potencial de hidrogênio) é usado universalmente para expressar o grau de acidez ou basicidade de uma solução. A escala de pH é constituída de uma série de números variando de 0 a 14, os quais denotam vários graus de acidez ou alcalinidade.



Atividade Prática – Medidas de pH com Indicadores

Nesta prática será apresentado o material de laboratório e as normas de segurança. Em seguida será verificado o caráter ácido/base de algumas substâncias do cotidiano, utilizando indicadores de pH.

Materiais

Tubos de ensaio, Ácido clorídrico, Ácido Sulfídrico, Hidróxido de sódio, Hidróxido de amônio, Hidróxido de potássio, Cloreto de sódio, Calcário, Vinagre, Detergente, suco de limão, Sal de

cozinha, Sabão em pó, Água mineral, Bicarbonato de sódio, Leite.

Indicadores: Fenolftaleína, Azul de Bromotimol, Púrpura de Metacresol.

Procedimento

Colocar 5 mL da solução a ser testada em um tubo de ensaio e em seguida adicionar 3 gotas do indicador no tubo de ensaio. Observar a coloração. Em seguida comparar a cor obtida com a escala de pH e anotar na tabela abaixo os resultados.

Soluções	Indicador	Cor	pH aproximado
Ácido clorídrico			
Ácido Sulfúrico			
Hidróxido de sódio			
Hidróxido amônio			
Hidróxido potássio			
Cloreto de sódio			
Calcário			
Vinagre			
Detergente incolor			
Suco de limão			

Sal de cozinha			
Sabão em pó			
Água mineral			
Água mineral c/gás			
Leite			
Bicarbonato sódio			

Atividade 4

Aqui se propõe uma explanação sobre a solubilidade de alguns sais e a formação de calcários na natureza através de exposição teórica complementada com experimentação no laboratório de Química.

SOLUBILIDADE E FORMAÇÃO DE PRECIPITADOS

O que são Estalactites e Estalagmites?

- são formações rochosas originadas pela dissolução de minerais e sua recristalização em níveis inferiores, no teto, paredes e chão das cavernas (figura 4).
- São formadas a partir da água levemente acidificada, que vai dissolvendo a rocha de calcário em alguns pontos e precipitando o mineral em outros (figura 5).



Figura4:

<http://meioambiente.culturamix.com/natureza/estalagmite>

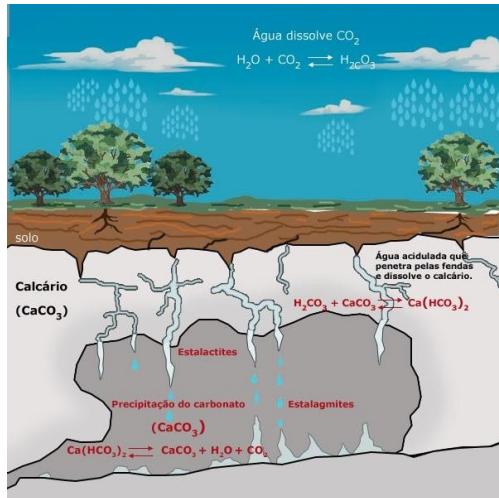


Figura5: www.geocaching.com/geocache/GC394VG

Solubilidade de Sais em Água

Esta prática tem por objetivo estudar e avaliar a solubilidade de alguns sais de carbonatos em água. Sais de metais alcalinos são solúveis, mas os carbonatos de metais alcalino-terrosos são praticamente insolúveis em água. No entanto, esta solubilidade pode ser facilitada pelo pH do meio e certos ácidos podem dissolver o calcário.

Materiais

Tubos de Ensaio, Pipeta de Pasteur, Espátula, Bastão de vidro, Água destilada, CaCO₃, calcário dolomítico, Na₂CO₃, solução HCl 10 %, solução ácido acético 10%.

Procedimento

- a)** colocar uma ponta de espátula de Na_2CO_3 em um tubo de ensaio e verificar a solubilidade em água;
- b)** colocar uma ponta de espátula de calcita em 4 tubos de ensaio, numerando-os e adicionar cerca de 2 mL dos seguintes reagentes com agitação, conforme tabela abaixo;

Tubo	Reagente	Resultado
1	H_2O fria	
2	H_2O quente	
3	HCl	
4	Ác. Acético	

- c)** fazer o mesmo com calcário comercial.

Tubo	Reagente	Resultado
1	H_2O fria	
2	H_2O quente	
3	HCl	
4	Ác. Acético	

Fazer uma discussão comparando as solubilidades dos materiais avaliados.

Atividade 5

Nesta atividade acontecerá a primeira saída de campo, onde será avaliado o pH das águas de arroios e em seguida será realizada análise de alcalinidade no laboratório.

PRÁTICA DE CAMPO – MEDIDA DE ALCALINIDADE

Entre as impurezas encontradas na águas, existem aquelas que são capazes de reagir com ácidos, podendo neutralizar certa quantidade desses reagentes. Essas impurezas conferem às águas a característica de *alcalinidade*. Por definição, alcalinidade de uma água é a sua capacidade quantitativa de neutralizar um ácido forte, até um determinado pH.

A alcalinidade é devida principalmente à presença de bicarbonatos, carbonatos e hidróxidos. Os compostos mais comuns são os seguintes:

- hidróxidos de cálcio ou de magnésio;
- carbonatos de cálcio ou de magnésio;
- bicarbonatos de cálcio ou de magnésio;
- bicarbonatos de sódio ou de potássio.

Dependendo do pH da água, podem ser encontrados os seguintes compostos:

- valores de pH acima de 9,4: hidróxidos e carbonatos (alcalinidade cáustica);
- valores de pH entre 8,3 e 9,4: carbonatos e bicarbonatos;
- valores de pH entre 4,4 e 8,3: apenas bicarbonatos.

A alcalinidade das águas naturais pode sofrer alterações quando recebem rejeitos de processos de mineração de calcário causando impactos à algumas espécies aquáticas.

Medida de pH em campo e Alcalinidade no Laboratório

Esta prática tem por objetivo medir o pH de arroios e sua alcalinidade, fazendo a relação entre estes parâmetros e avaliando o impacto das atividades mineiras de calcário da região.

Materiais

Tubos de Ensaio, Frasco Coletor, Indicador Azul de Bromotimol, Indicador Púrpura de Meta-Cresol, Proveta de 50 ml, Erlenmeyer de 250 ml, Bureta de 50 ml, mistura Indicadora de Verde de Bromocresol /Vermelho de Metila, solução de Ácido Sulfúrico 0,02 N.

Procedimento em campo

- coletar amostra de água do arroio e colocar cerca de 5 ml em dois tubos de ensaio;

- adicionar gotas de indicador azul de bromotimol em um tubo e gotas de indicador púrpura de meta-cresol e observar a cor;
- através de tabela informativa (figura 6) fazer uma previsão do valor do pH.



Figura 6: escalas colorimétricas de variação do pH.

Procedimento no laboratório

- transferir 50 ml da amostra coletada em campo para um Erlenmeyer;
- adicionar 3 gotas da solução indicadora de verde de bromocresol/vermelho de metila;
- titular com a Solução de Ácido Sulfúrico 0,02 N até a mudança da cor azul-esverdeada para róseo;
- anotar o volume total de H_2SO_4 gasto (V) em ml.

Cálculo: Alcalinidade total em mg/l de CaCO₃ = V x 20

Comparar os valores de pH com os teores de alcalinidade total para classificar a água analisada.

Atividade 6

Nesta atividade prática pretende-se avaliar a dureza de águas naturais através de medidas de campo e análise em laboratório.

ANÁLISE DE DUREZA EM ÁGUAS

Característica conferida à água, pela presença de sais alcalino-terrosos (cálcio, magnésio, e outros) e de alguns metais, em menor intensidade. Quando a dureza é devida aos sais bicarbonatos e carbonatos (de cálcio, magnésio, e outros), denomina-se temporária pois pode ser eliminada quase totalmente pela fervura; quando é devida a outros sais, denomina-se permanente. As águas duras (tabela), em função de condições desfavoráveis de equilíbrio químico, podem incrustar nas tubulações e dificultar a formação de espumas com o sabão. A dureza total de uma amostra de água é a concentração total de cátions bivalentes, principalmente de cálcio e magnésio, expressa em termos de CaCO_3 .

Dureza mg/L CaCO_3	Classificação
0-60	Mole
61-150	Moderada
151-300	Dura
>300	Muito dura

A dureza em águas pode ser determinada em campo utilizando-se os reagentes do kit ambiental ou no laboratório por titulação com agente complexante EDTA.

Materiais e Reagentes

Erlenmeyer de 250 mL, Becker de 100 mL, Proveta de 100 mL, Bureta de 25 ou 50 mL, Suporte universal, Garra para bureta, Pipeta Graduada 5 mL. Solução de EDTA 0,01 mol/L, Solução tampão NH₄OH pH 10, Indicador Negro de Eriocromo.

Procedimento no Laboratório

- a) Transferir 100 mL da amostra para o erlenmeyer, utilizando proveta.
- b) Adicionar 1 mL da solução tampão pH=10,0 e ponta de espátula do indicador de negro de eriocromo-T.
- c) Titular com EDTA 0,01mo/L, lentamente e com agitação constante até mudança da coloração de vermelho vinho para azul, anotar o volume gasto.

Cálculos e Resultados

A dureza total é expressa por:

$$\text{mg CaCO}_3/\text{L} = \frac{(\text{V1}) \times \text{fc} \times 0,01 \times 100000}{\text{Va}}$$

onde,

V1= Volume (mL) de solução de EDTA gasto na titulação da amostra.

fc= fator de correção volumétrica da solução de EDTA.

Va= Volume (mL) da amostra.

Procedimento em Campo

Análise de dureza em águas de arroios pode ser realizada utilizando-se o material e reagentes disponíveis em kit de educação ambiental.

Atividade 7

Esta atividade tem por objetivo analisar o teor de cloreto em águas naturais através de titulação no laboratório e medida em campo.

DETERMINAÇÃO DE CLORETO EM ÁGUAS

O cloreto é o ânion Cl^- que se apresenta nas águas subterrâneas, oriundo da percolação da água através de solos e rochas. Nas águas superficiais, são fontes importantes de cloreto as descargas de esgotos sanitários.

Diversos são os efluentes industriais que apresentam concentrações de cloreto elevadas como os da indústria do petróleo, algumas indústrias farmacêuticas, curtumes etc. Nas regiões costeiras, através da chamada intrusão da cunha salina, são encontradas águas com níveis altos de cloreto. Nas águas tratadas, a adição de cloro puro ou em solução leva a uma elevação do nível de cloreto, resultante das reações de dissociação do cloro na água (CETESB-SP).

O cloreto não apresenta toxicidade ao ser humano, exceto no caso da deficiência no metabolismo de cloreto de sódio, por exemplo, na insuficiência cardíaca congestiva. A concentração de cloreto em águas de abastecimento público constitui um padrão de aceitação, já que provoca sabor “salgado” na água.

Concentrações acima de 250 mg/L causam sabor detectável na água, mas o limite depende dos cátions associados. No caso do cloreto de cálcio, o sabor só é perceptível em concentrações acima de 1.000 mg/L. A Portaria 518/04 do Ministério da Saúde estabelece o valor máximo de 250 mg/L de cloreto na água potável como padrão de aceitação de consumo.

Materiais e Reagentes

Erlenmeyer de 250 mL; Pipeta graduada de 1 mL; pipetas volumétricas de 50 ou 100 mL; Becker de 100 mL; bureta de 25 ou 50 mL; solução de K_2CrO_4 5 %; solução padrão $AgNO_3$ 0,01 mol/L

Procedimento no laboratório

- coletar 100 mL da amostra em erlenmeyer e adicionar 1 mL do indicador K_2CrO_4 ;
- titular com $AgNO_3$ até turvação vermelho tijolo permanente e anotar o volume gasto.

Cálculos e Resultados

$$mg/L Cl^- = \frac{V \times 0,01 \times 35,45}{mL \text{ amostra}}$$

$$V: mL \text{ gastos na titulação}$$

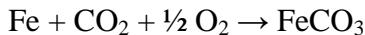
Pode-se determinar o teor de cloretos em águas naturais utilizando-se os materiais disponíveis no kit de educação ambiental.

Atividade 8

Através do material do kit ambiental e também no laboratório pode-se analisar qualitativamente a presença de ferro em águas naturais.

ANÁLISE DE FERRO EM ÁGUAS

O ferro aparece principalmente em águas subterrâneas devido à dissolução de minério pelo gás carbônico da água, conforme a reação:



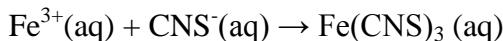
O carbonato ferroso é solúvel e frequentemente encontrado em águas de poços contendo elevados níveis de concentração de ferro. Nas águas superficiais, o nível de ferro aumenta nas estações chuvosas devido ao carreamento de solos e a ocorrência de processos de erosão das margens. Também poderá ser importante a contribuição devida a efluentes industriais, de indústrias metalúrgicas, ou ainda de atividades mineiras (CETESB-SP).

Nas águas tratadas para abastecimento público, o emprego de coagulantes a base de ferro provoca elevação em seu teor.

O ferro, apesar de não se constituir em um tóxico, traz diversos problemas para o abastecimento público de água. Confere cor e sabor à água, provocando manchas em roupas e utensílios sanitários. Também traz o problema do desenvolvimento de

depósitos em canalizações e de ferro-bactérias, provocando a contaminação biológica da água na própria rede de distribuição. Por estes motivos, o ferro constitui-se em padrão de potabilidade, tendo sido estabelecida a concentração limite de 0,3 mg/L na Portaria 518/04 do Ministério da Saúde. É também padrão de emissão de esgotos e de classificação das águas naturais(CETESB-SP).

O ferro na forma de íon Fe^{3+} pode ser determinado em uma amostra de água acidificada com tiocianato, CNS^- , que forma um complexo vermelho de acordo com a reação (VOGEL):



Nesta atividade prática pode-se determinar a presença de ferro em águas qualitativamente utilizando-se o agente complexante CNS após acidificar a amostra para oxidar todo ferro a Fe^{3+} .

Materiais e Reagentes

Tubos de ensaio, solução HNO_3 , solução KCNS

Procedimento

Colocar cerca de 2 ml de amostra em um tubo de ensaio, adicionar 1 ml de solução HNO_3 . Adicionar lentamente gotas da solução KCNS. Observar e anotar o que ocorre.

Atividade 9

OXIGÊNIO DISSOLVIDO EM ÁGUAS

A presença de oxigênio é essencial para vários organismos aquáticos nos processos metabólicos de bactérias aeróbicas e outros micro-organismos responsáveis pela degradação de poluentes em águas residuais. Ele entra na água via difusão na superfície, bem como processos fotossintéticos que ocorrem devido às algas e plantas submersas. A concentração de O₂ em águas não poluídas é de cerca de 10 ppm e a solubilidade do oxigênio em água a 25°C é de 8,7 mg/L.

Uma das causas mais frequentes de mortandade de peixes é a queda na concentração de oxigênio nos corpos d'água. O valor mínimo de oxigênio dissolvido (OD) para a preservação da vida aquática, estabelecido pela Resolução CONAMA 357/05(2) é de 5,0 mg/L, mas existe uma variação na tolerância de espécie para espécie. As carpas, por exemplo, conseguem suportar concentrações de OD de 3,0 mg/L, sendo que a carpa comum chega até mesmo a sobreviver por até 6 meses em águas frias e sem nenhum Oxigênio Dissolvido, (anoxia). Tais valores seriam fatais para as trutas, que necessitam de uma concentração maior de Oxigênio Dissolvido para sobreviverem, em torno de 8,0 mg/L de OD (CETESB-SP).

De maneira geral, valores de oxigênio dissolvido menores que 2 mg/L pertencem a uma condição perigosa, denominado

hipoxia, ou seja, baixa concentração de Oxigênio dissolvido na água.

A concentração de oxigênio presente na água vai variar de acordo com a pressão atmosférica (altitude) e com a temperatura do meio. Águas com temperaturas mais baixas têm maior capacidade de dissolver oxigênio; já em maiores altitudes, onde é menor a pressão atmosférica, o oxigênio dissolvido apresenta menor solubilidade.

A atividade tem por objetivo, portanto, avaliar a quantidade de oxigênio dissolvido em águas naturais.

Procedimento no Laboratório

A análise de oxigênio dissolvido exige um coleta da amostra de água com um frasco coletor especial que não permite a entrada de ar(figura). Então a amostra deve ser coletada diretamente no arroio com este frasco e levada imediatamente ao laboratório para a análise. O método utilizado é o de Winkler baseado em volumetria de óxido-redução (VOGEL).

Materiais e Reagentes

Solução sulfato de manganês; solução alcalina de azida de sódio; ácido sulfurico; solução amido 1%; solução tiosulfato de sódio; pipetas graduadas; erlenmeyer; bureta.

Técnica

- colocar 1ml da solução de manganês com a pipeta imersa na amostra e 1 ml da solução de azida;
- fechar o frasco, agitar bem e aguardar por 10 min;
- colocar 2ml de ácido sulfúrico com cuidado, fechar o frasco e agitar bem;
- aguardar o clareamento da amostra e transferir 100 ml para um erlenmeyer;
- titular com o tiosulfato até ficar amarelo pálido;
- adicionar 1 ml de amido e continuar titulando até ficar incolor ou cinza pálido.
- anotar o volume gasto.

Cálculos e Resultados

1 ml O₂ dissolvido = 1 ml de tiosulfato gasto na titulação

Procedimento em campo

O kit de educação ambiental contém um frasco coletor próprio para a coleta da amostra e os reagentes necessários para investigação do oxigênio dissolvido.

Atividade 10

TURBIDEZ, AMÔNIA E FOSFATO EM ÁGUAS

Turbidez

A turbidez é um dos parâmetros de qualidade para avaliação das características físicas de águas, principalmente em estações de tratamento de água. O valor máximo permitido para água tratada é de 1 NTU (unidade nefelométrica de turbidez) na saída das estações de tratamento e 5 NTU em qualquer ponto da rede de distribuição (SABESP).

A turbidez é uma medida que identifica a presença de partículas em suspensão na água, desde tamanhos grosseiros até os coloides. No abastecimento de água, para os municípios, um dos principais causadores da turbidez na água são areia, argila e micro organismos (DMAE-MG).

A análise de turbidez em laboratório normalmente é realizada utilizando-se um aparelho denominado turbidímetro ou nefelômetro.

A determinação da turbidez pelo método nefelométrico, é adotado nas atividades de controle de poluição da água e de verificação do parâmetro físico nas águas consideradas potáveis. O método é baseado na comparação da intensidade de luz espalhada pela amostra em condições definidas, com a

intensidade da luz espalhada por uma suspensão considerada padrão. O nefelômetro consta de um fonte de luz, para iluminar a amostra e um detector fotoelétrico com um dispositivo para indicar a intensidade da luz espalhada em ângulo reto ao caminho da luz incidente.

Procedimento em campo

Coletar a amostra em frasco próprio do kit ambiental e utilizar a cartela fornecida para leitura da turbidez. Este tipo de análise fornece apenas um resultado aproximado da turbidez da amostra, uma vez que o laboratório não possui o aparelho para uma leitura mais precisa.

De acordo com esta cartela pode-se obter valores de turbidez nas seguintes faixas: < 50 NTU; 50 – 100 NTU; 100 – 200; >200 NTU.

Amônia

Amoníaco, gás amoníaco ou amônia (NH_3), é um gás incolor, alcalino e irritante em condições normais de temperatura e pressão, bastante solúvel em água em baixos valores de pH (ácidos). Um odor pungente é detectável em concentrações acima de 30 mg/L, ocorre irritação ocular e nasal a 50 mg/L, disfunção pulmonar a 1000 mg/l e há risco de morte se uma pessoa for exposta a concentrações acima de 1500 mg de NH_3/L . Ocorre em vários efluentes domésticos e industriais e também resulta da decomposição natural da matéria orgânica

(CETESB).

A amônia é facilmente biodegradável. As plantas a absorvem com muita facilidade, sendo um nutriente muito importante como fornecedor de nitrogênio para a produção de compostos orgânicos azotados. Em concentrações muito altas, por exemplo, na água de consumo, pode causar danos graves, já que interfere no transporte do oxigênio pela hemoglobina, entre outros efeitos tóxicos.

Pela legislação federal em vigor, a Resolução CONAMA N° 357, o nitrogênio amoniacal é padrão de classificação das águas naturais e padrão de emissão de esgotos.

Os níveis de amônia na superfície da água doce crescem com o aumento do pH e temperatura. Em baixos pH e temperatura, a amônia se combina com a água para produzir um íon amônio (NH_4^+) e um íon hidróxido (OH^-). O íon amônio não é tóxico e não causa problemas para os organismos, enquanto que a forma não ionizada tem efeito tóxico. Acima de pH 9, a amônia não ionizada é a forma predominante no meio e pode atravessar membranas celulares mais rápido à medida que aumentam os valores de pH (CETESB).

Ortofósfato

O fósforo aparece em águas naturais devido principalmente às descargas de esgotos sanitários. Nestes, os detergentes superfosfatados empregados em larga escala domesticamente

constituem a principal fonte. Alguns efluentes industriais, como os de indústrias de fertilizantes, pesticidas, químicas em geral, conservas alimentícias, abatedouros, frigoríficos e laticínios, apresentam fósforo em quantidades excessivas. As águas drenadas em áreas agrícolas e urbanas também podem provocar a presença excessiva de fósforo em águas naturais (CETESB).

O fósforo pode se apresentar nas águas sob três formas diferentes. Os fosfatos orgânicos são a forma em que o fósforo compõe moléculas orgânicas, como a de um detergente, por exemplo. Os ortofosfatos são representados pelos radicais, que se combinam com cátions formando sais inorgânicos nas águas e os polifosfatos, ou fosfatos condensados, polímeros de ortofosfatos. Esta terceira forma não é muito importante nos estudos de controle de qualidade das águas, porque sofre hidrólise, convertendo-se rapidamente em ortofosfatos nas águas naturais (CETESB).

Procedimento em campo

Utilizando os materiais e reagentes do kit ambiental pode-se analisar o teor de amônia ou de ortofosfato por comparação colorimétrica em cartela própria.

A toxicidade da amônia varia em função do pH de acordo com a tabela abaixo:

pH	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0
%NH ₃	0,19	0,73	2,31	7,76	19,58	45,12

Considerações Finais

Todas as análises descritas podem ser realizadas com kit ambiental em campo e depois no laboratório. É importante comparar os resultados para verificar a eficiência do kit para análises ambientais. Ao mesmo tempo, os alunos devem compreender a importância do trabalho em campo realizado pelos profissionais da área ambiental que fazem o controle e o monitoramento do impacto ambiental nos recursos hídricos. Durante a execução das atividades práticas os alunos podem montar seu próprio kit com materiais de fácil aquisição, incentivando desta maneira o espírito científico e investigativo na área da Química Ambiental.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- *Mineração e Meio Ambiente*, Instituto Brasileiro de Mineração, 1992.
- CONFEA, Conselho Federal de Engenharia, Arquitetura e Agronomia.
- SPIRO, T.; STIGLIANI, W. *Química Ambiental*, 2^a edição, Pearson, 2009.
- BAIRD, C.; CANN, M.; *Química Ambiental*, 4^a edição, Bookman, 2011.
- ROCHA, J.; ROSA, A.; CARDOSO, A., *Introdução à Química Ambiental*. 2^a edição, Bookman, 2009.
- ATKINS, P., *Princípios de Química*, LTC.
- FERREIRA, L. H.; HARTWIG, D. R.; GIBIN, G. B.; OLIVEIRA, R. C.; *Contém Química pensar, fazer e aprender com experimentos*, Pedro & João editores.
- AMARAL, Luciano; *Trabalhos Práticos de Química*, livro primeiro, Livraria Nobel S/A.
- VOGEL, A., *Análise Química Quantitativa*, 6^a edição, LTC.
- KIRCHNER, C. J., “Recursos de Agua: fuente, contaminacion, criterios y normas de calidad”.

- FEPAM, Fundação Estadual de Proteção Ambiental Henrique Luís Roessler, www.fepam.rs.gov.br
- CETESB, Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental, www.cetesb.sp.gov.br
- Ministério da Saúde, Portal da Saúde, www.saude.gov.br
- CONAMA, Conselho Nacional do Meio Ambiente, Ministério do Meio Ambiente, www.mma.gov.br/conama
- www.dmae.mg.gov.br
- www.sabesp.com.br
- www.tratamentodeagua.com.br
- www.universoambiental.com.br
- Associação Brasileira de Normas Técnicas- ABNT/ NBR 12621/Set 1992, NBR 13799/ Abr 1997 e NBR 9896/1993.