

**Atividade 03 - AVALIAÇÃO AMBIENTAL DAS
ÁGUAS PRÓXIMAS A ATIVIDADES
MINERADORAS DE CALCÁRIO**

Prof. Dr. Anelise Marlene Schmidt

Técnico Químico Guilherme Pacheco Casa Nova

André Luiz Cordeiro Ferreira, CSTM

Juliano Fabris, Geologia

Lisiane Moraes Assis, licenciada em Química

1ª Prática: Ácidos/Bases, pH e Indicadores

1- Introdução: Funções Químicas

As substâncias químicas apresentam comportamentos diferenciados frente a um sistema. Isso decorre do fato de que cada substância possui características e propriedades específicas. É possível, no entanto, reuni-las em grupos em que as propriedades químicas são semelhantes. Esses grupos chamam-se funções químicas. As quatro principais funções químicas são: ácidos, bases, sais e óxidos.

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 hidrogeniônico) é usado universalmente para expressar o grau de acidez ou basicidade de uma solução. A escala de pH (figura 1) é constituída de uma série de números variando de 0 a 14, os quais denotam vários graus de acidez ou alcalinidade.

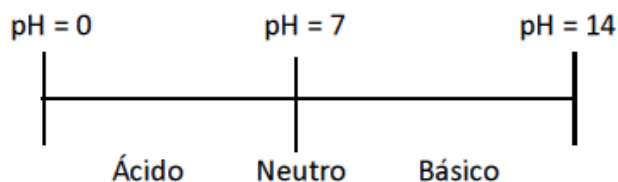


Figura 1: escala de pH

Material

Tubos de ensaio

Indicadores: Fenolftaleína, Azul de bromotimol, púrpura de metacresol

Soluções: Ácido clorídrico, Ácido Sulfúrico, 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.

2 - 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 e comparar a cor obtida com a escala de pH.
- Anotar na tabela abaixo os resultados.

Soluções	Indicador	Cor	pH aproximado
Ácido clorídrico			
Ácido Sulfúrico			
Hidróxido de sódio			
Hidróxido de amônio			
Hidróxido de potássio			
Cloreto de sódio			
Calcário			
Vinagre			
Detergente incolor			
Suco de limão			
Sal de cozinha			
Sabão em pó			
Água mineral com gás			
Leite			
Bicarbonato de sódio			
Água mineral sem gás			

A partir dos resultados obtidos, fazer uma discussão sobre o caráter ácido/básico das substâncias analisadas.

2ª Prática: Solubilidade de Sais

1 – Introdução

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.

2 – Materiais

Tubos de Ensaio

Pipeta de Pasteur

Espátula

Bastão de vidro

Água destilada

CaCO₃ , calcário dolomítico, Na₂CO₃ , solução HCl 10 % , solução ácido acético 10%,

3 – Procedimento

a) colocar uma ponta de espátula de Na₂CO₃ 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 ₂ O fria	
2	H ₂ O quente	
3	HCl	
4	Ác. Acético	

c) fazer o mesmo com calcário comercial.

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

Fazer uma discussão comparando as solubilidades dos materiais avaliados.

3ª prática: Alcalinidade de Águas

1 – Introdução: Alcalinidade total

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.

2 - Materiais

- a) pipeta volumétrica de 50 ml;
- b) frasco Erlenmeyer de 250 ml;
- c) bureta de 50 ml;
- d) fenolftaleína;
- e) mistura Indicadora de Verde de Bromocresol /Vermelho de Metila;
- f) solução de Ácido Sulfúrico 0,02 N;

3 – Procedimento

3.1 – 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 2) fazer uma previsão do valor do pH.



Figura 2: escala colorimétrica para indicadores de pH

3.2 No laboratório

- transferir 50 ml da amostra 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 $CaCO_3 = V \times 20$

Onde: 20 = $100 \text{ (massa molar do } CaCO_3 \text{)} \times 0,02 \text{ N (concentração do } H_2SO_4 \text{)}$

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

4ª prática: Dureza em Águas

1 – Introdução

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, 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 . A tabela abaixo apresenta a classificação das águas naturais quanto à dureza:

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.

2 – Materiais

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 NH_4OH pH 10, Indicador Negro de Eriocromo.

3 – Procedimento

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

4 – Cálculos e Resultados

A dureza total é expressa por:

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

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.

5ª prática: Cloretos em Águas

1 – Introdução

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.

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 e 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.

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

2 – Materiais

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

3 – Procedimento

- coletar 100 mL da amostra no erlenmeyer e adicionar 1 mL do indicador K_2CrO_4 ;
- titular com AgNO_3 até turvação vermelho tijolo permanente e anotar o volume gasto.

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

4 – Cálculos e Resultados

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

V: mL gastos na titulação

6ª prática: Oxigênio Dissolvido em Águas

1 – Introdução

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. 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 pelo CONAMA é de 5,0 mg/L, mas existe uma variação na tolerância de espécie para espécie. 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.

Esta prática tem por objetivo, portanto, avaliar a quantidade de oxigênio dissolvido em águas naturais. 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 3). 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.



Figura 3: garrafa coletora para análise de oxigênio dissolvido

2 – Materiais

Solução MnSO_4 ; solução alcalina de azida de sódio; H_2SO_4 ; solução amido 1%; solução $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; pipetas graduadas; erlenmeyer; bureta.

3 – Procedimento

- 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.

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.

4 – Resultados

1 ml O_2 dissolvido = 1 ml de tiosulfato gasto na titulação

REFERÊNCIAS

- ROCHA, J.; ROSA, A.; CARDOSO, A., *Introdução à Química Ambiental*. 2ª edição, Bookman, 2009.
- VOGEL, A., *Análise Química Quantitativa*, 6ª edição, LTC.
- KIRCHNER, C. J., “Recursos de Agua: fuente, contaminacion, critérios 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
- 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
- *Manual Prático de Análise de Água*, 2006 – FUNASA- Fundação Nacional de Saúde