

**CURSO: “QUALIDADE DAS
ÁGUAS E POLUIÇÃO:
ASPECTOS FÍSICO-QUÍMICOS”**

AULA 6
**CARACTERÍSTICAS QUÍMICAS DAS ÁGUAS:
pH, ACIDEZ, ALCALINIDADE E DUREZA**

Prof. Dr. Roque Passos Piveli

AULA 6: CARACTERÍSTICAS QUÍMICAS DAS ÁGUAS: pH, ACIDEZ, ALCALINIDADE E DUREZA

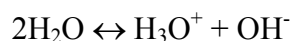
1. pH

1.1. Conceito

O primeiro equilíbrio químico de interesse que ocorre na água é a dissociação de sua própria molécula, que pode ser representada através da seguinte equação química:



Na verdade, o íon hidrogênio, H^+ , permanece associado à própria molécula de água na forma do íon hidrônio, de modo que este equilíbrio pode ser melhor representado pela seguinte equação química:



Voltando à forma anterior mais simplificada de se expressar tal equilíbrio, a constante de equilíbrio da reação, K_{eq} , pode ser expressa por:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

A concentração molar de água, $[\text{H}_2\text{O}]$, é constante e igual a $1000\text{g}/18 = 55,5 \text{ mol/L}$, definindo-se uma nova constante de equilíbrio, K_w , que é o produto iônico da água:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

O valor de K_w , medido à 25°C , é $1,1 \times 10^{-14}$. Em decorrência da dificuldade de se trabalhar com números muito pequenos, tanto para se expressar concentrações molares como constantes de equilíbrio, introduziu-se na química a notação $p(x) = -\log x$. Em 1909, Sørensen criou a escala de pH, ou de potencial hidrogeniônico, grandeza que define o fator de intensidade de acidez, que se baseia no antilogaritmo das concentrações de H^+ , ou seja: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

Na equação anterior, extraindo-se o logaritmo decimal de ambos os membros, tem-se:

$$-\log K_w = -\log [\text{H}^+] - \log[\text{OH}^-]$$

$$\therefore p K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$\therefore \text{a } 25^{\circ}\text{C} \Rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14,$$

de onde se deduz que o ponto neutro correspondente ao valor de $\text{pH} = 7$ pois teríamos, para $\text{pK}_w = 14$, $\text{pOH} = 7$ e portanto $\text{pH} = \text{pOH}$. Note-se que para outros valores de temperatura, o valor de pK_w varia e a neutralidade não corresponde a $\text{pH} = 7,0$.

Para 0°C , por exemplo, o ponto neutro ocorre em $\text{pH} = 6,5$ e, a 60°C , corresponde ao $\text{pH} = 7,5$.

Conclusivamente, o pH representa a atividade do íon hidrogênio na água, de forma logaritmizada, resultante inicialmente da dissociação da própria molécula da água e posteriormente acrescida pelo hidrogênio proveniente de outras fontes como efluentes industriais (ácidos sulfúrico, clorídrico, nítrico, etc), dissociação de ácidos orgânicos como o ácido acético, que resulta da “fase ácida” da decomposição anaeróbia da matéria orgânica, bem como outras substâncias que venham a apresentar reação ácida com o solvente (água).

1.2. Importância nos estudos de controle de qualidade de águas

Por influir em diversos equilíbrios químicos que ocorrem naturalmente ou em processos unitários de tratamento de águas, o pH é um parâmetro importante em muitos estudos no campo do saneamento ambiental.

A influência do pH sobre os ecossistemas aquáticos naturais dá-se diretamente devido a seus efeitos sobre a fisiologia das diversas espécies. Também o efeito indireto é muito importante, podendo determinadas condições de pH contribuir para a precipitação de elementos químicos tóxicos como metais pesados; outras condições podem exercer efeitos sobre as solubilidades de nutrientes. Desta forma, as restrições de faixas de pH são estabelecidas para as diversas classes de águas naturais, tanto de acordo com a legislação federal (Resolução n° 20 do CONAMA) de junho de 1986, como pela legislação do Estado de São Paulo (Decreto n° 8468). O valor de pH é também um resultado importante para a composição dos chamados “índices de qualidade de águas”. No cálculo do IQA utilizado pela CETESB, o pH é um dos nove parâmetros contemplados. Os critérios de proteção à vida aquática fixam o pH entre 6 e 9.

Nos ecossistemas formados nos tratamentos biológicos de esgotos o pH é também uma condição que influi decisivamente no processo. Normalmente, a condição

de pH que corresponde à formação de um ecossistema mais diversificado e a um tratamento mais estável é a de neutralidade, tanto em meios aeróbios como nos anaeróbios. Nos reatores anaeróbios, a acidificação do meio é acusada pelo decréscimo do pH do lodo, indicando situação de desequilíbrio. A produção de ácidos orgânicos voláteis pelas bactérias acidificadoras e a não utilização destes últimos pelas metanobactérias é uma situação de desequilíbrio que pode ser devido a diversas causas. O decréscimo no valor do pH, que a princípio funciona como indicador do desequilíbrio, passa a ser causa se não for corrigido a tempo. É possível que alguns efluentes industriais possam ser tratados biologicamente em seus valores naturais de pH, por exemplo, em torno de 5,0. Nesta condição, o meio talvez não permita uma grande diversificação hidrobiológica, mas pode acontecer que os grupos mais resistentes, algumas bactérias e fungos, principalmente, tornem possível a manutenção de um tratamento eficiente e estável; mas, em geral, procede-se à neutralização prévia do pH dos efluentes industriais antes de serem submetidos ao tratamento biológico.

Nas estações de tratamento de águas, são várias as unidades cujo controle envolve as determinações de pH. A coagulação e a floculação que a água sofre inicialmente é um processo unitário dependente do pH; existe uma condição denominada “pH ótimo” de floculação que corresponde à situação em que as partículas coloidais apresentam menor quantidade de carga eletrostática superficial. A desinfecção pelo cloro é um outro processo dependente do pH. Em meio ácido, a dissociação do ácido hipocloroso formando hipoclorito é menor, sendo o processo mais eficiente, conforme será visto. A própria distribuição da água final é afetada pelo pH. Sabe-se que as águas ácidas são corrosivas, ao passo que as alcalinas são incrustantes. Por isso o pH da água final deve ser controlado, para que os carbonatos presentes sejam equilibrados e não ocorra nenhum dos dois efeitos indesejados mencionados. O pH é padrão de potabilidade, devendo as águas para abastecimento público apresentar valores entre 6,5 e 8,5, de acordo com a Portaria 36 do Ministério da Saúde. Outros processos físico-químicos de tratamento, como o abrandamento pela cal, são dependentes do pH.

No tratamento físico-químico de efluentes industriais, muitos são os exemplos de reações dependentes do pH: a precipitação química de metais pesados ocorre em pH elevado; a oxidação química de cianeto ocorre em pH elevado; a redução do cromo hexavalente à forma trivalente ocorre em pH baixo; a oxidação química de fenóis em pH baixo; a quebra de emulsões oleosas mediante acidificação; o arraste de amônia convertida à forma gasosa se dá mediante elevação de pH, etc. Desta forma, o

pH é um parâmetro importante no controle dos processos físico-químicos de tratamento de efluentes industriais. Constitui-se também em padrão de emissão de esgotos e de efluentes líquidos industriais, tanto pela legislação federal quanto pela estadual. Na legislação do Estado de São Paulo, estabelece-se faixa de pH entre 5 e 9 para o lançamento direto nos corpos receptores (artigo 18 do decreto 8468) e entre 6 e 10 para o lançamento na rede pública seguida de estação de tratamento de esgotos (artigo 19-A).

1.3. Determinação de pH

Para a determinação de pH são disponíveis os métodos eletrométrico (eletrodo de pH ou pH-metro), o método comparativo utilizando-se o papel indicador universal de pH e “kits” utilizados em piscinas (indicadores colorimétricos em solução líquida).

O método eletrométrico é mais preciso e portanto mais recomendável para as aplicações em laboratório e para o controle dos sistemas de uma maneira geral. Para algumas condições de campo em que não é exigida grande precisão, o papel indicador de pH pode ser utilizado para estimativas preliminares.

O pH-metro consiste em um potenciômetro, um eletrodo de vidro, um eletrodo de referência e um dispositivo de compensação de temperatura. Quando os eletrodos são imersos na solução, um circuito é formado através do potenciômetro. O eletrodo de referência consiste em uma semi-célula que gera um potencial de eletrodo constante. Geralmente são utilizados eletrodos de prata/cloreto de prata e, em menor escala, cloreto de mercúrio (chamado Calomelano). O eletrodo indicador é constituído por um bulbo de vidro especial (borossilicato de sódio) contendo uma concentração fixa de HCl ou uma solução tampão com pH conhecido em contato com um eletrodo de referência interno. Quando se imerge o eletrodo na solução, a superfície externa do bulbo se hidrata, promovendo-se assim a troca de íons sódio com íons H^+ da solução, de modo a formar uma camada superficial de íons hidrogênio. Este fato se associa à repulsão de ânions, como sítios de silicatos negativamente carregados, por exemplo, produzindo um potencial na interface da solução (vidro), que é função da atividade dos íons H^+ na solução.

Os pH-metros devem ser calibrados com “soluções tampão”, antes da sua utilização, apresentando uma inclinação de 55 a 59 mV/pH em ambas as faixas de

calibração. O bulbo do eletrodo deve ser sempre bem conservado, mantido imerso em solução de cloreto de potássio. A imersão em água destilada provoca diluição da solução interna, não sendo procedimento recomendado. Existem pH-metros portáteis, que podem ser utilizados em campo, alimentados por baterias. Além dos pH-metros de laboratório, existem os industriais, cujas sondas podem ser imersas diretamente nos tanques de tratamento, emitindo informações contínuas em tempo real.

Os indicadores de pH são substâncias químicas que apresentam mudanças bruscas de coloração em função da variação do pH do meio. Existem compostos químicos capazes de cobrir toda faixa de variação de pH, conforme indicado na Tabela 1:

Tabela 1: Soluções indicadoras de pH

INDICADOR	FAIXA DE pH	COR EM MEIO ÁCIDO	COR EM MEIO BÁSICO
alaranjado de metila	3,1 - 4,6	Vermelho	laranja
verde de bromocresol	3,8 - 5,4	Amarelo	azul
vermelho de metila	4,4 - 6,2	Vermelho	amarelo
Tornassol	4,5 - 8,3	Vermelho	azul
azul de bromotimol	6,0 - 7,6	Amarelo	azul
vermelho cresol	7,2 - 8,8	Amarelo	vermelho
vermelho fenol	6,8 - 8,4	Amarelo	vermelho
azul de timol	8,0 - 9,6	Amarelo	azul
Fenolftaleína	8,2 - 9,8	Incolor	vermelho
Timolftaleína	9,3 - 10,5	Incolor	azul
amarelo alizarina	10,1 - 11,1	Amarelo	lilás

1.4. Correção de pH

Em muitas situações de tratamento, ocorre a necessidade de se alterar o valor do pH das águas, de forma a atender a determinadas exigências. Para a elevação de pH, os compostos mais utilizados são a soda cáustica (hidróxido de sódio), a cal hidratada (hidróxido de cálcio) e a barrilha (carbonato e bicarbonato de sódio).

A soda cáustica apresenta como principal vantagem a sua elevada solubilidade, possibilitando uma operação mais simples do sistema de dosagens. A cal é mais barata, mas a sua baixa solubilidade e a presença de impurezas como a areia, que provoca corrosão em sistemas de recalque, prejudicam o seu uso. Existe uma cal especial para uso no tratamento de águas, com pureza elevada. A cal tem a vantagem, em relação à soda, de apresentar o íon cálcio, que é bivalente. Isto pode ser importante quando se deseja a ocorrência de floculação, além da alteração do pH. A barrilha é mais cara, mas apresenta a vantagem de produzir “efeito tampão”, sendo utilizada em reatores anaeróbios desequilibrados, onde além da elevação do pH se deseja sua manutenção naquele patamar mais elevado.

Para o abaixamento do pH normalmente empregam-se ácidos minerais, como o clorídrico e sulfúrico. Normalmente o ácido clorídrico comercial (muriático) é mais barato, além do que, quando se trata de um efluente industrial a ser lançado na rede pública de esgotos, a presença de sulfato é mais preocupante por poder ser reduzido a sulfeto em meio anaeróbio, trazendo problemas de odor, toxicidade e corrosividade. Assim, constitui-se a concentração de sulfato em padrão de emissão de esgotos (artigo 19-A do Decreto 8468 – Estado de São Paulo). É óbvio que, por outro lado, o uso do ácido clorídrico não é recomendável quando se antevê problemas com o residual excessivo de cloreto nas águas.

Cresce atualmente muito em termos de aplicação industrial a utilização do gás carbônico, que apresenta vantagens econômicas, podendo inclusive ser produzido na própria unidade industrial, além da vantagem técnica de eliminar o manuseio de ácidos minerais que são corrosivos. O gás carbônico não apresenta capacidade quando se necessita de acidificações extremas.

2. Acidez das Águas

2.1. Definição analítica

Acidez de uma água pode ser definida como sua capacidade de reagir quantitativamente com uma base forte até um valor definido de pH, devido à presença de ácidos fortes (ácidos minerais: clorídrico, sulfúrico, nítrico, etc.), ácidos fracos (orgânicos: ácido acético, por exemplo, e inorgânicos: ácido carbônico, por exemplo) e sais que apresentam caráter ácido (sulfato de alumínio, cloreto férrico, cloreto de amônio, por exemplo).

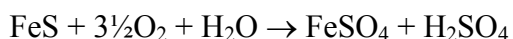
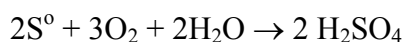
2.2. Fontes de acidez nas águas

O gás carbônico é um componente habitual da acidez das águas naturais. Vale lembrar que o gás carbônico dissolvido na água representa o ácido carbônico, através do seguinte equilíbrio químico:

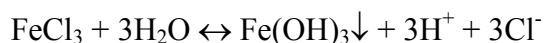


Portanto, embora o gás carbônico não chegue a provocar profundas condições de acidez nas águas, é um componente importante por estar sempre presente, mediante sua dissolução na água proveniente da atmosfera, por diferença de pressão parcial (Lei de Henry) ou por resultar, em caso de águas poluídas, da decomposição aeróbia ou anaeróbia da matéria orgânica. Isto ocorre também no hipolímio de lagos estratificados e em águas subterrâneas, especialmente aquelas com níveis reduzidos de carbonatos, pois estes reagem com o gás carbônico formando bicarbonatos. O gás carbônico é bastante solúvel na água, podendo normalmente ser encontradas concentrações deste gás bem superiores às de oxigênio dissolvido.

Os ácidos minerais surgem em águas naturais principalmente através de descargas de efluentes industriais não neutralizados. São muito os ramos industriais que utilizam-se de ácidos em seus processos industriais, destacando-se as metalurgias e a siderurgia, onde são freqüentes os processos de decapagem ácida. A decapagem é em muitos casos necessária para a remoção da camada oxidada (ferrugem) das peças, antes de seu uso ou de seu recobrimento por outro metal (etapa de galvanoplastia). Em águas naturais, a acidez mineral pode ser formada através da oxidação de sulfetos, como indicado nas equações químicas:



Estas reações podem ser enzimáticas. Também a hidrólise de sais de alguns metais pode levar à formação de acidez mineral nas águas, como ocorre nas estações de tratamento de águas para abastecimento público na etapa de coagulação, por exemplo com cloreto férrico ou sulfato de alumínio, conforme indicado nas equações químicas:





Os hidróxidos metálicos formados são insolúveis, precipitando-se e promovendo a floculação por varredura.

2.3. Importância nos estudos de controle de qualidade de águas

Não há praticamente nenhuma relação com o gás carbônico, sob o ponto de vista da saúde pública. Os ácidos minerais que possivelmente teriam, são identificados pela manifestação de sabor azedo em concentrações relativamente baixas.

A grande importância no controle da acidez das águas reside nos estudos de corrosão, que pode ser provocada tanto pelo gás carbônico (presente em águas naturais) como pelos ácidos minerais (presentes em efluentes industriais). O parâmetro “acidez” não se constitui, apesar de sua importância, em qualquer tipo de padrão, seja de potabilidade, de classificação das águas naturais ou de emissão de esgotos; o efeito da acidez é controlado legalmente pelo valor do pH.

A acidez quantificada em mg CaCO_3/L tem seu uso restrito ao controle dos processos de tratamento. É o caso, por exemplo, do parâmetro “ácidos voláteis”, utilizado no controle de reatores anaeróbios de tratamento de esgotos. Sabe-se que, nestes, a concentração de ácidos voláteis deve ser mantida baixa e que um aumento representa desequilíbrio entre a fase de fermentação ácida e a metanogênese. As metanobactérias utilizam os ácidos voláteis e, quando seus crescimentos encontram-se inibidos, ocorre acúmulo de ácidos no sistema e o pH cai.

O gás carbônico também está envolvido com o consumo de cal no processo de abrandamento de água pelo processo conhecido por “cal e soda” (neste caso “soda” representa a soda-barrilha, carbonato de sódio). Em diversas etapas deste processo, o gás carbônico reage com a cal, precipitando carbonato de cálcio.

2.4. Determinação da acidez das águas

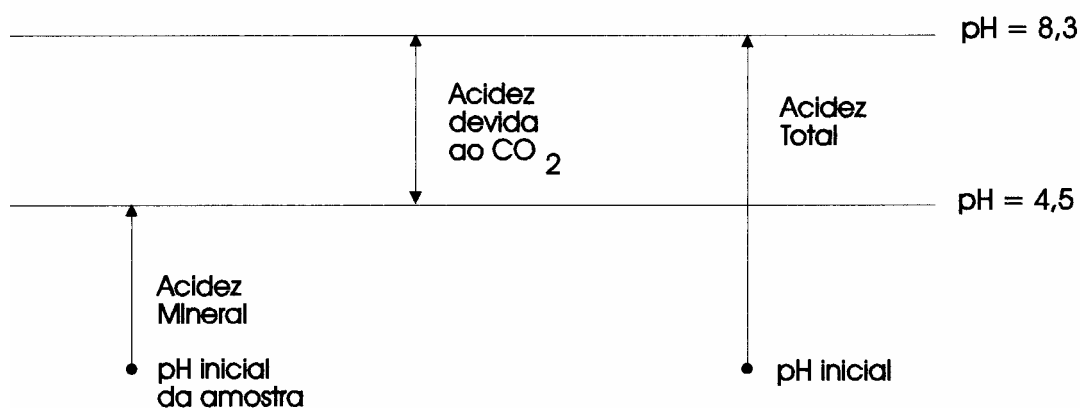
Basicamente, a determinação da acidez de uma amostra de água consiste em uma titulação de neutralização ácido/base, empregando-se solução de hidróxido de sódio 0,02 mols/L como titulante. O final da reação pode ser indicado potenciométricamente, imergindo-se o eletrodo do pH-metro na amostra e anotando-se

os volumes gastos de NaOH quando são atingidos valores preestabelecidos de pH (8,3 e 4,5). Pode também o ponto final ser determinado utilizando-se indicadores colorimétricos. Historicamente tem-se utilizado a fenolftaleína, que apresenta ponto de viragem em pH de cerca de 8,3 e o alaranjado de metila, cuja viragem ocorre em pH de cerca de 4,5. O “Standard Methods”, em sua 18ª edição, propôs a alteração dos indicadores para púrpura de metacresol (pH 8,3) e verde de bromocresol (pH 4,5). Em ambos os casos ocorre viragem de azul para amarelo.

Trata-se, portanto, de análise de fácil execução e que não exige instrumentação sofisticada.

Para a determinação da acidez total da amostra é necessário titular-se até o pH 8,3, pois somente neste valor de pH garante-se a total neutralização do gás carbônico presente na amostra, prevalecendo apenas o equilíbrio entre bicarbonatos e carbonatos. Já os ácidos minerais prevalecem em faixas mais baixas de pH, normalmente em valores inferiores a 4,0, enquanto que o gás carbônico está presente na faixa 4,5-8,3.

Para a neutralização destes ácidos minerais basta o pH ser elevado até 4,5 (ver curva de titulação de ácidos fortes). Este segundo limite é utilizado para se fazer a distinção entre a acidez mineral e a devida ao CO₂, conforme o diagrama:



Os resultados de acidez das amostras são expressos em mg/L de CaCO₃. Esta forma de expressão é utilizada pois a acidez representa um conjunto de substâncias, e não necessariamente uma única. Por isso, é necessário utilizar-se um soluto de

referência, para transformar dados de concentração molar em mg/L, sendo que o CaCO_3 é utilizado universalmente, permitindo a comparação entre resultados em mg/L.

2.5. Controle da acidez das águas

Controlar acidez significa adicionar substâncias neutralizadoras, as mesmas indicadas para a elevação de pH.

3. Alcalinidade das Águas

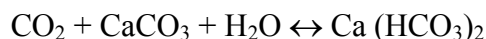
3.1. Definição analítica

Alcalinidade de uma amostra de água pode ser definida como sua capacidade de reagir quantitativamente com um ácido forte até um valor definido de pH.

3.2. Fontes de alcalinidade nas águas

Os principais componentes da alcalinidade são os sais do ácido carbônico, ou seja, bicarbonatos e carbonatos, e os hidróxidos. Outros sais de ácidos fracos inorgânicos, como boratos, silicatos, fosfatos, ou de ácidos orgânicos, como sais de ácido húmico, ácido acético etc., também conferem alcalinidade às águas, mas seus efeitos normalmente são desconsiderados por serem pouco representativos. Além disto, esta particularização permite o cálculo dos três componentes da alcalinidade, individualmente.

Os bicarbonatos e, em menor extensão, os carbonatos, que são menos solúveis, dissolvem-se na água devido à sua passagem pelo solo. Se este solo for rico em calcáreo, o gás carbônico da água o solubiliza, transformando-o em bicarbonato, conforme a reação:



Os carbonatos e hidróxidos podem aparecer em águas onde ocorrem florações de algas (eutrofizadas), sendo que em período de intensa insolação o saldo da fotossíntese em relação à respiração é grande e a retirada de gás carbônico provoca elevação de pH para valores que chegam a atingir 10 unidades. A principal fonte de alcalinidade de hidróxidos em águas naturais decorre da descarga de efluentes de

indústrias, onde se empregam bases fortes como soda cáustica e cal hidratada. Em águas tratadas, pode-se registrar a presença de alcalinidade de hidróxidos em águas abrandadas pela cal.

3.3. Importância nos estudos de controle de qualidade das águas

A alcalinidade das águas não representa risco potencial à saúde pública. Provoca alteração no paladar e a rejeição da água em concentrações inferiores àquelas que eventualmente pudessem trazer prejuízos mais sérios. A alcalinidade não se constitui em padrão de potabilidade, ficando este efeito limitado pelo valor do pH. Também não é padrão de classificação de águas naturais nem de emissão de esgotos, sendo que a importância deste parâmetro se concentra no controle de determinados processos unitários utilizados em estações de tratamento de águas para abastecimento e residuárias. Na etapa de floculação de águas para abastecimento público, a alcalinidade da água assume fundamental importância na ocorrência do fenômeno denominado floculação por varredura, que muitas vezes é o mecanismo de floculação mais atuante. Neste processo, o coagulante reage com a alcalinidade da água formando hidróxidos metálicos polimerizados altamente insolúveis (de alumínio ou de ferro, dependendo do coagulante utilizado), que arrastam partículas coloidais em seus percursos de sedimentação. São previstas relações estequiométricas entre dosagem de coagulantes e alcalinidade necessária. Em alguns casos, observa-se que, apesar de a água apresentar alcalinidade natural suficiente para reagir com o coagulante, ainda assim adiciona-se cal hidratada no processo de floculação que, para esta função, pode ser considerado desnecessário, podendo até mesmo trazer efeitos adversos ao tratamento.

No campo do tratamento de esgotos, é bastante antiga a aplicação da digestão anaeróbia de lodos. Neste digestores, considera-se necessária a presença de alcalinidade de bicarbonatos elevada, entre 1000 e 5000 mg/L em CaCO_3 , para produzir efeito tampão suficiente para impedir queda brusca de pH em caso de desequilíbrio. Modernamente, com o desenvolvimento de reatores anaeróbios para o tratamento de esgotos, este conceito evoluiu no sentido de que a alcalinidade é uma condição de segurança e não indispensável, tendo-se operado reatores anaeróbios de fluxo ascendente e manto de lodo e filtros anaeróbios em faixas de pH mais baixas. O importante é a manutenção de uma relação alcalinidade/ácidos voláteis elevada. Diversos pesquisadores observaram, inclusive, a produção natural de alcalinidade em

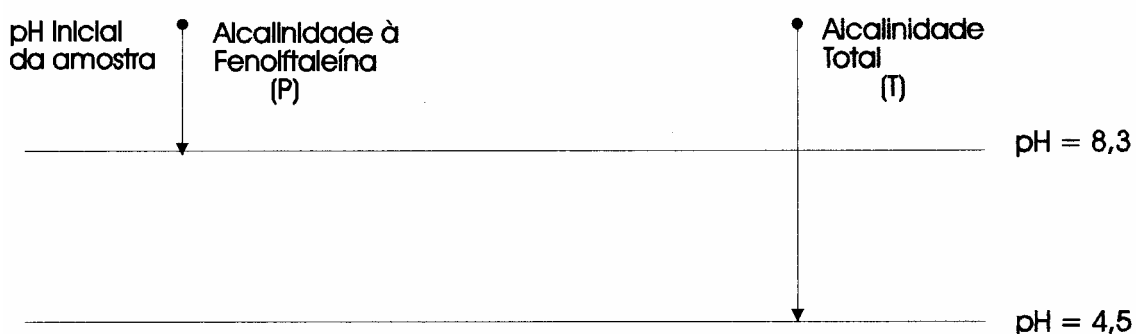
reatores anaeróbios devido à formação de sais de ácidos voláteis. Nestes casos, o pH dos efluentes tratados é superior ao registrado na entrada do reator, sem que se tenha adicionado alcalinizante artificialmente.

A alcalinidade das águas associa-se à dureza, como será visto adiante, sendo responsável pela precipitação de carbonatos principalmente em sistemas de águas quentes, provocando a formação de incrustações.

3.4. Determinação da alcalinidade

A alcalinidade das águas é determinada através de titulação de neutralização ácido/base, empregando ácido sulfúrico 0,01 mol/L. A titulação também neste caso pode ser acompanhada potenciométricamente ou com o emprego de indicadores ácido-base. Os limites de pH ou as soluções indicadoras são os mesmos impostos para a determinação da acidez da água. Trata-se do processo inverso. Portanto, a água apresenta alcalinidade até pH 4,5, que corresponde ao limite da conversão de bicarbonatos em gás carbônico. Desta forma, a água pode possuir acidez e alcalinidade simultaneamente na faixa de pH entre 4,5 e 8,3 devido ao equilíbrio gás carbônico/bicarbonato/carbonato, podendo neutralizar uma ação externa através do deslocamento deste equilíbrio de dois estágios, sem que o pH varie demasiadamente (efeito tampão).

Os limites de pH utilizados na determinação da alcalinidade são mostrados no diagrama:

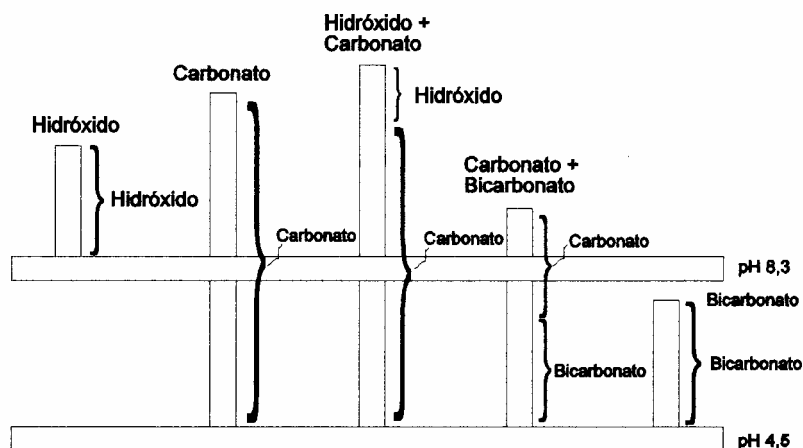


Também no caso da alcalinidade o "Standard Methods" tem proposto a alteração dos indicadores, recomendando o verde de bromocresol (pH = 4,5) e a púrpura de metacresol (pH = 8,3).

Portanto, podem ser determinados dois valores, P e T, e com estes resultados existem procedimentos para que se possa calcular os três componentes da alcalinidade, hidróxidos, carbonatos e bicarbonatos, individualmente. Neste método empírico, são formuladas três hipóteses:

- 1º) Alcalinidades de hidróxido e de bicarbonato não podem coexistir em uma amostra, pois a alcalinidade devida a hidróxido é típica de meio com pH superior a 10, situação em que prevalece a forma de carbonato e não bicarbonato. Desta primeira hipótese, decorrem cinco situações possíveis. As amostras poderão conter:
 - a) Só alcalinidade de hidróxido. É o caso de amostras com pH elevado (superior a 10). A titulação é essencialmente completada em pH 8,3 e a alcalinidade total é igual a alcalinidade à fenolftaleína.
 - b) Só alcalinidade de carbonato. Neste caso, a amostra deverá apresentar pH superior a 8,3 e a titulação ao ponto da fenolftaleína é exatamente igual à metade da titulação total.
 - c) Alcalinidade de hidróxido e carbonato. Este caso também corresponde à amostras com pH elevado, bem superior a 10. A titulação entre os pontos 8,3 e 4,5 representa metade da alcalinidade de carbonato.
 - d) Alcalinidade de carbonato e bicarbonato. Neste caso o pH da amostra deverá estar compreendido entre 8,3 e 11,0 e a titulação ao pH 8,3 representa metade da alcalinidade de carbonato.
 - e) Só alcalinidade de bicarbonato. Ocorre em amostras com pH inferior a 8,3. Neste caso a alcalinidade de bicarbonato coincide com a alcalinidade total.
- 2º) Alcalinidade de hidróxido ocorre até pH 8,3. Na verdade, com base na curva de titulação de bases fortes, observa-se que o pH igual a 10 seria suficiente. Esta hipótese está a favor da segurança e a coincidência com o limite da conversão de carbonato em bicarbonato (pH 8,3) facilita a obtenção dos resultados.
- 3º) Os carbonatos são 50% neutralizados até pH igual a 8,3. Isto porque até o pH 8,3 ocorre apenas a transformação em bicarbonatos, necessitando-se de igual quantidade do titulante para a conversão final dos bicarbonatos em gás carbônico.

Diagrama esquemático das situações



Interpretando-se este diagrama obtém-se a tabela utilizada para o cálculo dos componentes da alcalinidade:

RESULTADO DA TITULAÇÃO	HIDRÓXIDO	CARBONATO	BICARBONATO
$P = 0$	0	0	T
$P < \frac{1}{2} T$	0	2P	$T - 2P$
$P = \frac{1}{2} T$	0	2P	0
$P > \frac{1}{2} T$	$2P - T$	$2(T - P)$	0
$P = T$	T	0	0

Os resultados de alcalinidade são também expressos em mg/L CaCO_3 por tratar-se de mistura de componentes, como no caso da acidez. Caso sejam calculados os três componentes, aí sim é possível expressar-se o resultado em termos de mg/L de hidróxido, carbonato ou bicarbonato.

EXEMPLO: Foram tituladas 04 (quatro) amostras de água com H_2SO_4 0,02N. Foram utilizados 100 mL de amostra em cada titulação, tendo-se obtido os seguintes resultados:

AMOSTRA	pH INICIAL	mL DE H ₂ SO ₄ GASTOS NA TITULAÇÃO	
		F.F.	A.M.
A	11,0	10,0	15,5
B	10,0	14,4	38,6
C	11,2	8,2	8,4
D	7,0	0	12,7

Solução:

Cálculo das alcalinidades:

$$\text{alcalinidade (mg/L CaCO}_3\text{)} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{AMOSTRA}}} \times 100.000,$$

onde o número 100.000 representa o peso molecular do CaCO₃ expresso em mg. Para

$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,01 \text{ e } V_{\text{AMOSTRA}} = 100 \text{ mL}$, pode-se concluir que para a cálculo da

alcalinidade, para estas condições, basta multiplicar o resultado da titulação por 10.

Assim, tem-se:

Amostra	Alcalinidade (mg/L CaCO ₃)		Hidróxido (mg/L CaCO ₃)	Carbonato (mg/L CaCO ₃)	Bicarbonato (mg/L CaCO ₃)
	P	T			
A	100	155	45	110	0
B	144	386	0	288	98
C	82	84	80	4	0
D	0	127	0	0	127

3.5. Controle da alcalinidade das águas

A redução da alcalinidade das águas é feita mediante a adição de substâncias neutralizadoras, as mesmas indicadas para o abaixamento de pH.

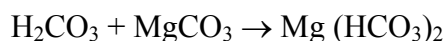
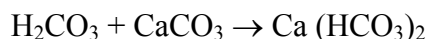
4. Dureza das Águas

4.1. Definição

Dureza de uma água é a medida da sua capacidade de precipitar sabão, isto é, nas águas que a possuem os sabões transformam-se em complexos insolúveis, não formando espuma até que o processo se esgote. É causada pela presença de cálcio e magnésio, principalmente, além de outros cátions como ferro, manganês, estrôncio, zinco, alumínio, hidrogênio, etc, associados a ânions carbonato (mais propriamente bicarbonato, que é mais solúvel) e sulfato, principalmente, além de outros ânions como nitrato, silicato e cloreto. São quatro os principais compostos que conferem dureza às águas: bicarbonato de cálcio, bicarbonato de magnésio, sulfato de cálcio e sulfato de magnésio.

4.2. Fontes de dureza nas águas

A principal fonte de dureza nas águas é a sua passagem pelo solo (dissolução da rocha calcárea pelo gás carbônico da água), conforme as reações:



Desta forma, é muito mais freqüente encontrar-se águas subterrâneas com dureza elevada do que as águas superficiais. O mapa geológico do território brasileiro permite a observação de regiões que apresentam solos com características de dureza como no nordeste, centro-oeste e sudeste, mas o problema é muito mais grave nos Estados Unidos e Europa onde muitas regiões estão sujeitas a graus bastante elevados de dureza nas águas devido à composição do solo.

A poluição das águas superficiais devido à atividade industrial é pouco significativa com relação à dureza, embora os compostos que a produzem sejam normalmente utilizados nas fábricas. As águas tratadas em estações convencionais apresentam dureza geralmente um pouco superior à das águas brutas devido ao uso da cal hidratada. A cal reage com o sulfato de alumínio, formando sulfato de cálcio. Mas as dosagens são relativamente pequenas em relação aos níveis de dureza necessários para implicar em problemas para os usos da água tratada.

4.3. Importância nos estudos de controle de qualidade das águas

Para o abastecimento público de água, o problema se refere inicialmente ao consumo excessivo de sabão nas lavagens domésticas. Há também indícios da possibilidade de um aumento na incidência de cálculo renal em cidades abastecidas com águas duras, o que traduz um efetivo problema de saúde pública. A Portaria nº 38 do Ministério da Saúde, de 1990, limita a dureza em 500 mg/L CaCO_3 como padrão de potabilidade. Este padrão não é muito restritivo, pois uma água com 500 mg/L de dureza é classificada como “muito dura” mas, por outro lado, uma restrição muito severa pode inviabilizar muitos abastecimentos públicos que utilizam água dura, por não disporem dos recursos necessários para a remoção da dureza ou abrandamento da água.

Para o abastecimento industrial, a grande dificuldade da presença de dureza nas águas está em seu uso em sistemas de água quente como caldeiras, trocadores de calor, etc. Com o aumento da temperatura, o equilíbrio se desloca no sentido da formação de carbonatos que precipitam e se incrustam, o que já levou diversas caldeiras à explosão.

Nas águas naturais, a dureza é uma condição importante, por formar complexos com outros compostos, modificando seus efeitos sobre os constituintes daquele ecossistema. Por isso, a dureza é um parâmetro tradicionalmente utilizado no controle de bioensaios de avaliação de toxicidade de substâncias ou de efluentes.

4.4. Graus de dureza

Existem diversas escalas de dureza, como a alemã, por exemplo. Apresenta-se aqui uma escala de origem americana utilizada internacionalmente:

mg/L CaCO_3	GRAU DE DUREZA
0 - 75	branda ou mole
75 - 150	moderadamente dura
150 - 300	Dura
acima de 300	muito dura

4.5. Tipos de dureza

A dureza é classificada quanto aos cátions e quanto aos ânions associados a estes. Estas classificações são importantes para as previsões de tipos e dosagens de reagentes, nos processos de abrandamento.

Quanto ao cátion, a dureza é classificada em dureza ao cálcio e dureza ao magnésio. A dureza total é a soma da dureza ao cálcio com a dureza ao magnésio. Não se trata de uma simples soma, pois a dureza é expressa em mg/L CaCO₃, havendo necessidade de transformação de equivalentes. Assim, uma água com 20 mg/L de cálcio e 5 mg/L de magnésio apresentará a seguinte dureza:

$$\text{Dureza(mg/L CaCO}_3\text{)} = 20 \times \frac{50}{20} + 5 \times \frac{50}{12} = 70,$$

onde os números 50, 20 e 12 representam, respectivamente, os equivalentes-grama do CaCO₃, Ca⁺² e Mg⁺².

Quanto ao ânion associado, a dureza é classificada como dureza temporária e dureza permanente. A dureza temporária é aquela em que o cálcio ou o magnésio encontram-se associados a carbonatos (ou bicarbonatos). É assim chamada por ser removível por fervura, incrustando-se em chuveiros, destiladores e outros sistemas de água quente. A dureza é dita permanente quando o cálcio e o magnésio encontram-se associados a sulfatos. A dureza total é a soma da dureza temporária com a permanente.

4.6. Relação entre alcalinidade e dureza

A alcalinidade de bicarbonatos (e carbonatos) é equivalente à dureza temporária, sendo válidas as seguintes relações:

Se alcalinidade de bicarbonatos < dureza total \Rightarrow dureza temporária \cong alcalinidade de bicarbonatos e existe dureza permanente na amostra.

Se alcalinidade \geq dureza temporária \Rightarrow dureza permanente \cong zero

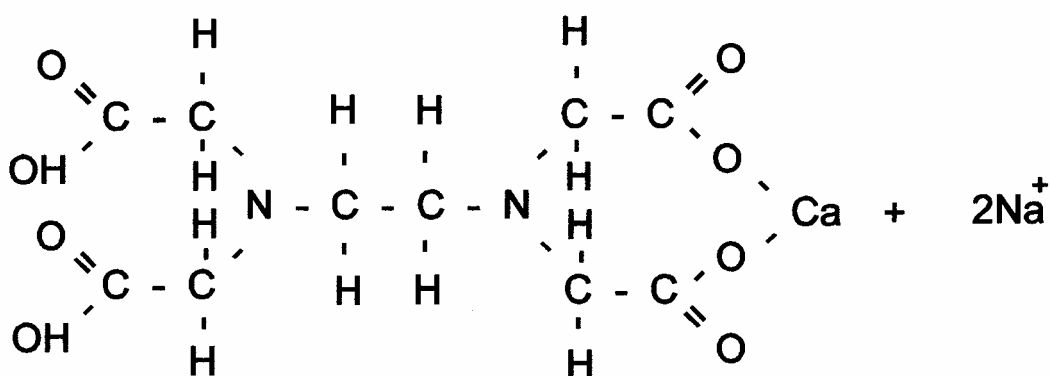
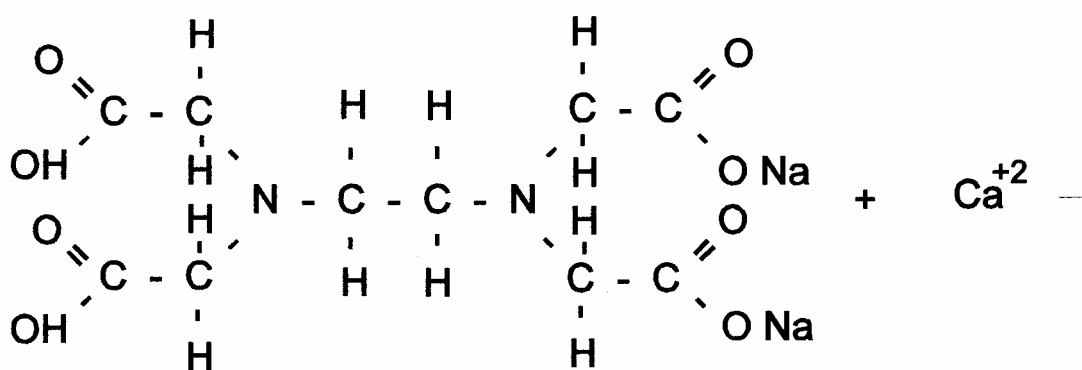
4.7. Pseudo-dureza

A pseudo-dureza é provocada pela presença de íons sódio, através do efeito de “íon comum”, em águas do mar e em águas salobras.

4.8. Determinação da dureza

A determinação da dureza pode ser feita por espectrofotometria de absorção atômica ou através de titulometria. Utilizando-se o espectrofotômetro de absorção atômica, obtêm-se diretamente as concentrações de cálcio e magnésio na amostra, somando-se os resultados após transformação dos equivalentes-grama para a composição da dureza total. É o método mais preciso, porém este equipamento é caro e geralmente não disponível em laboratórios com poucos recursos.

O método titulométrico mais utilizado é a complexometria com EDTA sódico. A reação de complexação é representada a seguir:



A titulação é feita com EDTA 0,01M sendo que a amostra tem seu pH elevado para 10 através da adição de solução tampão. O indicador metalocrômico é o negro de Eriocromo T (NET), que apresenta viragem de vermelho (vinho) para azul (escuro), quando a reação de complexação se completa.

O resultado da dureza é expresso em mg/L CaCO₃, através da relação:

$$Dureza (mg / LCaCO_3) = \frac{M_{EDTA} \cdot V_{EDTA}}{V_{AMOSTRA}} \times 100.000$$

O número 100.000 representa o peso molecular do CaCO₃ expresso em miligramas e V_{EDTA} representa o volume gasto de EDTA na titulação de determinado volume de amostra, descontando-se o volume gasto na prova em branco (titulação com EDTA da água desionizada utilizada na determinação, segundo o mesmo procedimento utilizado com a amostra).

Os componentes da dureza podem ser obtidos determinando-se a dureza ao cálcio e calculando-se a dureza ao magnésio por diferença. Para a determinação da dureza ao cálcio, o mesmo procedimento descrito para a dureza total deve ser utilizado, apenas diferindo pelos fatos de que o pH deve ser elevado para 13 (para precipitar o magnésio na forma de hidróxido), utilizando-se hidróxido de amônio, e de que os indicadores recomendados são o Azul Preto de Eriocromo R (viragem de vermelho para azul) ou o Murexida (purpurato de amônio - viragem de rosa para púrpura).

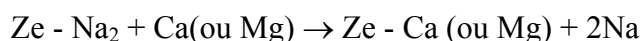
Nestas determinações titulométricas de dureza, o analista deve ter certa experiência, pois as viragens dos indicadores não são muito nítidas. O método fica bastante prejudicado quando se tem amostras de águas poluídas, sobretudo as que possuem cor elevada.

4.9. Remoção da dureza

O abrandamento das águas pode ser feito por precipitação química ou por troca-iônica. De uma maneira geral, os processos à base de troca-iônica são mais eficientes, podendo eliminar totalmente a dureza da água ou permitir que se trate apenas parte da vazão para compor a dureza que se deseje na água tratada. Os processos são automatizados e produzem pouco lodo. No entanto, esses processos são caros, pelo menos no que se refere a implantação dos sistemas. Os sistemas à base de precipitação química são menos eficientes, não sendo capazes de eliminar totalmente a dureza da

água por obedecer aos princípios do equilíbrio químico. A produção de lodo é maior e exigem-se técnicos especializados para a realização das operações de tratamento. São menos sensíveis à qualidade da água bruta, sendo que, nos processos à base de troca iônica, impurezas da água como matéria orgânica servem como substrato e propiciam o desenvolvimento de microrganismos que atacam as resinas trocadoras promovendo os seus desgastes, exigindo reposições temporárias de resina.

Historicamente, os processos à base de troca iônica, que hoje permitem a desmineralização completa da água através do uso de resinas orgânicas sintéticas catiônicas e aniônicas, iniciaram-se com o abrandamento da água. Inicialmente foram descobertos os zeólitos, minerais naturais constituídos de silicatos de alumínio e sódio. Sabe-se que os solos, as bactérias, têm comportamento de trocadores iônicos. As colunas preenchidas com zeólitos desenvolvem o abrandamento, que pode ser representado pela equação:



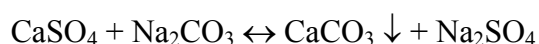
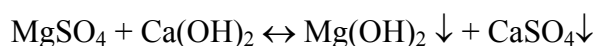
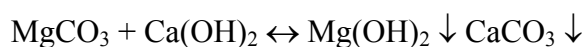
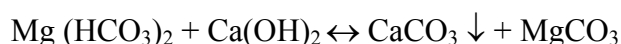
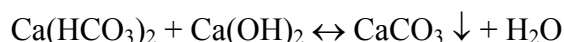
ou seja, para cada íon cálcio ou magnésio retirado da água dura, são expelidos dois íons sódio, que não provocam dureza. Quando as colunas têm as suas capacidades de troca esgotadas, procede-se à regeneração, que pode ser feita com solução concentrada de cloreto de sódio (salmoura), de acordo com a reação:



Apesar da eficiência elevada dos processos de troca utilizando-se zeólitos, seus usos tornaram-se limitados devido aos desgastes sofridos pelo trocador em função da qualidade da água a ser tratada. As resinas sintéticas apresentam maior resistência à ação agressiva da água.

O processo à base de precipitação química mais conhecido é o processo da cal e soda, onde a cal empregada é a cal hidratada e a soda-barrilha é o carbonato de sódio.

Neste processo, ocorrem as seguintes reações:



5. Questionário

- 1) Cite exemplos de aplicação do parâmetro pH em: a) ETAs , b) ETEs e c) Controle da poluição de um lago eutrofizado.
- 2) Misturando-se quantidades iguais de duas águas, uma com pH = 6,0 e outra com pH = 8,0 , qual será o pH resultante?
- 3) Comentar sobre a influência do pH nos seguintes processos unitários: a) Precipitação química de metais pesados em efluentes industriais, b) Solubilidade da amônia em águas naturais e c) Tratamento anaeróbio de esgotos sanitários.

4) Na análise de uma água natural foram obtidos os seguintes resultados:

pH: 6,0

Alcalinidade de bicarbonatos: 10 mg/L (CaCO_3)

Alcalinidade de carbonatos: 5 mg/L (CaCO_3)

Alcalinidade de hidróxidos: 5 mg/L (CaCO_3)

Acidez total: 20 mg/L (CaCO_3)

Dureza total: 15 mg/L (CaCO_3)

Dureza permanente: 15 mg/L (CaCO_3)

Cálcio: 10 mg/L (Ca)

Magnésio: 5 mg/L (Mg)

Apontar as incoerências existentes neste laudo.

- 5) Qual a vantagem do emprego da barrilha no controle de pH de um reator anaeróbio desequilibrado?
- 6) Pode uma água natural conter acidez e alcalinidade ao mesmo tempo? Justifique.
- 7) Qual a importância do parâmetro alcalinidade na etapa de floculação de uma estação de tratamento de água para abastecimento público?
- 8) O que é dureza de uma água? Qual a principal forma em que a dureza pode ser introduzida em uma água natural?

9) Explicar a influência da dureza no uso de uma água para abastecimento público e industrial.

10) Na determinação dos componentes da alcalinidade de uma amostra de água, através da titulação de 100 mL de amostra com H_2SO_4 0,01 mol/L, foram obtidos os seguintes resultados:

pH inicial da amostra: 9,5

volume gasto de ácido até pH = 8,3: 6,3 mL

volume gasto de ácido até pH = 4,5: 8,4 mL

Calcular as alcalinidades de carbonatos, bicarbonatos e hidróxidos da amostra.

6. Referências bibliográficas

1. APHA, AWWA, WEF, “Standard Methods for the Examination of Water and Wastewater”. 18th ed. Washington. 1992.
2. CETESB, “Legislação Estadual, Controle da Poluição Ambiental”. Série Legislação. São Paulo, 1991.
3. CETESB, “Legislação Federal, Controle da Poluição Ambiental”. Série Legislação. São Paulo, 1991.
4. KATO, M. T. “Acidez”. Roteiro de aula da disciplina Qualidade da Água, do Ar e do Solo. Escola de Engenharia Mauá. São Caetano do Sul/SP, 1983.
5. KATO, M. T. “Alcalinidade”. Roteiro de aula da disciplina Qualidade da Água, do Ar e do Solo. Escola de Engenharia Mauá. São Caetano do Sul/SP, 1983.
6. KATO, M. T. “Dureza”. Roteiro de aula da disciplina Qualidade da Água, do Ar e do Solo. Escola de Engenharia Mauá. São Caetano do Sul/SP, 1983.
7. KATO, M. T. “pH”. Roteiro de aula da disciplina Qualidade da Água, do Ar e do Solo. Escola de Engenharia Mauá. São Caetano do Sul/SP, 1983.
8. MINISTÉRIO DA SAÚDE, “Portaria 36: Padrões de Potabilidade”. 1990.
9. POVINELLI, J. Notas de aula da disciplina “Técnicas Experimentais em Saneamento Ambiental”, do Curso de Pós-Graduação em Engenharia Hidráulica e Saneamento. Escola de Engenharia de São Carlos – USP, 1979.
10. SAWYER, C.N. & McCARTY, P.L., “Chemistry for Environmental Engineers”. 4th ed. New York. Mc Graw-Hill Book Company, 1994.

Questões de múltipla escolha – Aula 6

- 1) Com relação ao comportamento do pH de efluentes industriais submetidos ao tratamento anaeróbio pode ser dito que:
 - a) Quanto menor for o pH (meio ácido), ocorre maior diversificação dos grupos de microrganismos que atuam no processo e o tratamento é mais eficiente e estável.
 - b) Quanto mais alcalino for o meio (pH elevado) mediante a adição de hidróxidos, ocorre maior tamponamento do sistema e o tratamento é mais estável e eficiente.
 - c) Em meio neutro (pH em torno de 7,0), o sistema fica mais sujeito à variações bruscas de pH e o tratamento é mais instável e menos eficiente.
 - d) Em meio neutro, os grupos de microrganismos que atuam no processo são mais diversificados e o tratamento é mais eficiente, mas se ocorrer um desequilíbrio, há tendência de acidificação e o tratamento perde a eficiência.
 - e) No tratamento anaeróbio de efluentes industriais, ocorre um tamponamento natural do sistema devido à produção natural de alcalinidade e o sistema é independente da condição de pH do efluente.

- 2) Com relação à influência do pH da água na solubilidade de metais pesados, pode ser dito que:
 - a) Quanto mais elevado for o pH, os metais pesados são menos solúveis e para ocorrer uma precipitação mais eficiente, deve-se elevar o pH dos efluentes para um valor entre 13 e 14.
 - b) Os metais pesados são menos solúveis em meio alcalino apresentando, cada um, determinado valor de pH em que se precipitam em maior extensão.
 - c) Os metais pesados são menos solúveis em meio ácido, sendo a faixa de pH entre 3 e 5 a mais recomendada para a precipitação destes.
 - d) Os metais pesados são menos solúveis em valores de pH em torno de 7, devendo-se neutralizar
 - e) A solubilidade de metais pesados na água é independente da condição de pH.

- 3) Com relação à influência do pH sobre a presença da amônia na água pode ser dito que:
 - a) Aumentando-se o pH aumenta-se a concentração de amônia gasosa, que é a forma mais tóxica para os peixes
 - b) O aumento do pH leva a umaumento na concentração do íon amônio, que é a forma mais tóxica para a fauna ictiológica
 - c) Diminuindo-se o pH aumenta-se a concentração de amônia gasosa que é a forma mais tóxica para a fauna ictiológica
 - d) Diminuindo-se o pH aumenta-se a concentração do íon amônio que é a forma mais tóxica para a afauna ictiológica.
 - e) A variação de pH não tem qualquer efeito sobre a ação tóxica da amônia na água.

- 4) Em que unidades de estações de tratamento de água para abastecimento e de estações de tratamento de esgotos, respectivamente, a alcalinidade assume maior importância para promover a ação de tratamento:
 - a) Filtração da água nas ETAs e digestão aeróbia de lodo nas ETES
 - b) Floculação da água nas ETAs e digestão aeróbia de lodo nas ETES
 - c) Filtração da água nas ETAs e digestão anaeróbia de lodo nas ETES
 - d) Floculação da água nas ETAs e digestão anaeróbia de lodo nas ETES

- e) Decantação da água nas ETAs e adensamento de lodo nas ETEs
- 5) Com relação à dureza da água, pode ser dito que:
- Deve-se à presença de íons cálcio e magnésio, principalmente, que tornam o sabão mais solúvel.
 - Deve-se à presença de íons ferro e manganês, principalmente, que tornam o sabão mais solúvel.
 - Deve-se à presença de íons cálcio e magnésio, principalmente, que tornam o sabão menos solúvel.
 - Deve-se à presença de íons ferro e manganês, principalmente, que tornam o sabão menos solúvel.
 - Deve-se à presença de compostos orgânicos que reagem com o sabão dificultando a formação de espuma.
- 6) A dureza excessiva da água é prejudicial ao seu uso industrial pois:
- Seus componentes são tóxicos
 - Provoca a formação de incrustações, principalmente em sistemas de água quente.
 - Provoca a dissolução de componentes adicionados à água
 - Resulta na produção de efluentes com sérias implicações legais em seus lançamentos nos corpos de água ou nos sistemas de coleta de esgotos.
 - Seus componentes podem ser incorporados ao produto, alterando sua resistência mecânica.
- 7) Na análise de uma água para abastecimento público foram obtidos os seguintes resultados:
- pH: 6,0
 - Alcalinidade de bicarbonato: 10 mg/L (CaCO_3)
 - Alcalinidade de carbonato: 5 mg/L (CaCO_3)
 - Alcalinidade de hidróxido: 5 mg/L (CaCO_3)
 - Acidez total: 20 mg/L (CaCO_3)
 - Dureza total: 15 mg/L (CaCO_3)
 - Dureza permanente: 15 mg/L (CaCO_3)
 - Cálcio: 10 mg/L (Ca)
 - Magnésio: 5 mg/L (Mg)

Assinale a alternativa correta:

- Há coerência entre os resultados de cálcio, magnésio e dureza total
 - Há coerência entre os resultados de pH e alcalinidade de hidróxido
 - Há coerência entre os resultados dos componentes da alcalinidade
 - Há coerência entre os resultados de pH, acidez e alcalinidade de bicarbonato
 - Há coerência entre os resultados de alcalinidade de bicarbonato, dureza total e dureza permanente
- 8) Na determinação dos componentes da alcalinidade de uma amostra de água foram obtidos os seguintes resultados, titulando-se 100 mL de H_2SO_4 0,01 Mols/L:
- Consumo de H_2SO_4 até pH= 8,3 : 8,5 mL
 - Consumo de H_2SO_4 até pH= 4,5 : 12,0 mL
- As alcalinidades de bicarbonato, carbonato e hidróxido são, respectivamente (em mgCaCO_3/L):
- zero, 85 e 120

- b) zero, 50 e 70
 - c) 50, 70 e zero
 - d) 85, 120 e zero
 - e) 70, 85 e zero
- 9) Em geral, a principal fonte de dureza nas águas é:
- a) Solo
 - b) Esgoto sanitário
 - c) Efluentes industriais
 - d) Efluentes de áreas agrícolas
 - e) Escoamento superficial das águas pluviais
- 10) É vantagem do emprego da cal hidratada em relação à soda cáustica no tratamento de efluentes industriais:
- a) Maior solubilidade em água
 - b) Menor produção de lodo
 - c) Maior poder coagulante
 - d) Maior grau de pureza comercial
 - e) Não há vantagem técnica no emprego da cal, em relação à soda cáustica

