

Indicadores de pH

Indicadores visuais são substâncias capazes de mudar de cor dependendo das características físico-químicas da solução na qual estão contidas, em função de diversos fatores, tais como pH, potencial elétrico, complexação com íons metálicos e adsorção em sólidos. Podem ser classificados de acordo com o mecanismo de mudança de cor ou os tipos de titulação nos quais são aplicados. Os indicadores ácido-base ou indicadores de pH são substâncias orgânicas fracamente ácidas ou fracamente básicas que apresentam cores diferentes para suas formas protonadas e desprotonadas; isto significa que mudam de cor em função do pH.

Robert Boyle fez as primeiras pesquisas com o uso de indicadores no século XVII. Este preparou um licor de violetas e observou que seu extrato tornava-se vermelho em solução ácida e verde em solução básica. Fez isso com a solução do extrato e adicionando o mesmo à um papel, sendo estes os primeiros indicadores de pH na forma que hoje conhecemos: solução e papel. Como nessa época o conceito de ácidos e bases ainda não estava formalizado, Boyle empregava a seguinte descrição: "Ácido é qualquer substância que torna vermelho os extratos de plantas".

As antocianinas, pigmentos fenólicos responsáveis pela cor de frutos e flores, apresentam-se frequentemente associadas a açúcares, ligados aos grupos hidroxila OH-. Quando livres desses açúcares são chamadas de antocianidinas. A propriedade das antocianinas apresentarem cores diferentes dependendo do pH do meio em que se encontram, torna possível o seu uso como indicadores naturais de pH em determinações analíticas quantitativas.

Algumas das vantagens que podem ser apontadas em relação à utilização de pigmentos naturais, em substituição aos indicadores convencionais, incluem o fato dos indicadores naturais estarem disponíveis em tecidos vegetais de várias espécies de plantas facilmente encontradas na natureza. Além disso, por serem naturalmente encontrados no meio ambiente, esses corantes causam menor impacto ambiental quando descartados. Quimicamente, o fato de serem consideravelmente solúveis em água facilita a preparação do indicador na forma de solução e acelera sua decomposição no meio ambiente.

Para a agricultura, é extremamente necessário ter controle sobre o pH do solo, uma vez que a disponibilidade dos nutrientes sofre influência do pH do solo. O nitrogênio (N) é mais bem aproveitado pela planta em solo com pH acima de 5,5. A disponibilidade máxima verifica-se na faixa de pH do solo entre 6 e 6,5 para depois diminuir. O fósforo (P_2O_5) tem melhor disponibilidade para as plantas em pH 6 a 6,5. O potássio (K_2O) é melhor aproveitado em pH do solo maior que 5,5. Os solos ácidos se caracterizam pela presença de alumínio tóxico que é prejudicial para as plantas, influenciando no desenvolvimento do sistema radicular. Entretanto, a partir do pH 5,5 não existe mais alumínio tóxico devido à sua precipitação na forma de óxido de alumínio. Nos solos ácidos verifica-se a fixação do fósforo (P) pelo ferro (Fe) e pelo alumínio (Al) formando compostos insolúveis não aproveitáveis para as plantas. Os solos brasileiros, em geral, são muito ácidos. Num solo ácido, os teores de Ca, Mg e K são baixos. Apresentam, ainda, ocorre uma lixiviação muito grande de cátions, bem como uma baixa percentagem de saturação por bases e uma alta saturação por alumínio. Nos solos alcalinos há uma deficiência na disponibilidade de

fósforo devido a formação de fosfato de cálcio que é insolúvel e não aproveitável para as plantas. Nestes solos, há uma elevação dos teores de Ca, Mg e K, mas uma deficiência de micronutrientes, com exceção do molibdênio, o nitrogênio apresenta perdas por volatilização.

Outra aplicação recorrente do uso da determinação do pH é o controle do mesmo na água de piscinas, sendo este primordial não só para a qualidade da água, mas também para a durabilidade da piscina e de seus equipamentos como um conjunto. Os produtos químicos para tratamento da piscina caso sejam utilizados em uma piscina com água muito ácida, ou seja, pH menor que 7, vão apresentar resultados ineficientes, pois eles são feitos para serem usados em água com pH entre 7.2 e 7.6, ou seja, levemente alcalina. Com um pH baixo, os banhistas sofrerão com irritações nos olhos, pele e mucosas e as partes metálicas dos equipamentos da piscina serão danificados devido ao processo de corrosão da água. Caso a água esteja muito alcalina (básica), os produtos de desinfecção da água terão sua eficácia diretamente comprometida, a água da piscina se tornará turva facilmente e inicia-se, ao invés de processos de corrosão, processos de formação de calcário nas tubulações e equipamentos. O contato com este meio alcalino os banhistas também irão sofrer irritações nos olhos, pele e mucosas. O ideal é que se mantenha o pH da piscina próximo ao pH da lágrima de nossos olhos, ou seja, 7.2 aproximadamente.

REFERENCIAS:

- [1] Quim. Nova, Vol. 35, No. 8, 1673-1679, 2012 disponível em <http://quimicanova.sbq.org.br/qn/qnol/2012/vol35n8/29-NT11853_cor.pdf>
- [2] pH do solo e disponibilidade_ disponível em: <<http://agronomiacomgismonti.blogspot.com.br/2012/01/o-ph-do-solo-e-disponibilidade-de.html>>
- [3] Importância do controle do ph em piscinas_ disponível em : <<http://sistemamanutencoes.com/a-importancia-do-controle-do-ph-da-piscina/#>>