

Semana 23

Equilíbrio Iônico



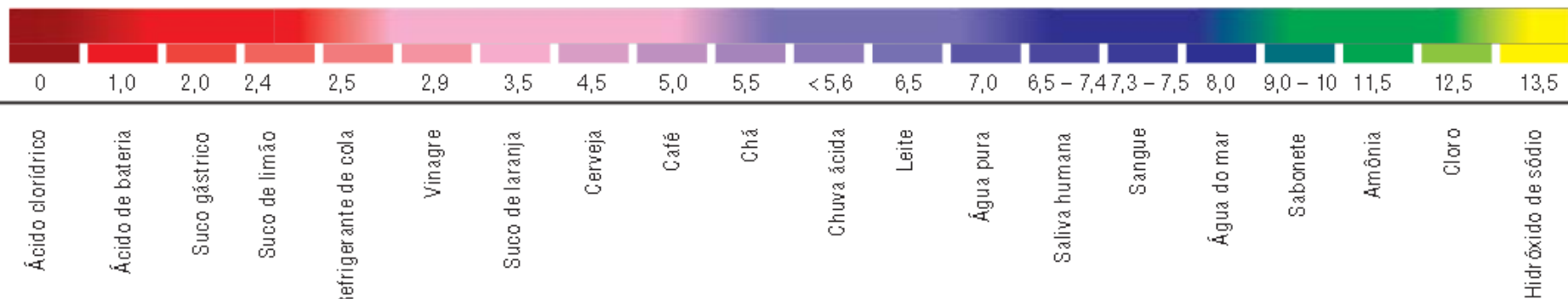
A acidez dos solos brasileiros é reconhecidamente um dos principais fatores para a sua baixa produtividade, sendo necessária a sua correção para aumentar o pH. A faixa ideal de pH nos solos brasileiros é de 5,8 a 6,2, ou seja, ligeiramente ácido.

O "p" vem do alemão potenz, que significa poder de concentração, o "H" é a indicação para o íon hidrogênio (H^+), assim como o "OH" se refere ao íon OH^- .

Equilíbrio iônico e o caráter ácido-base

O potencial hidrogeniônico, representado pelo símbolo pH, é uma importante grandeza química que serve, por exemplo, para avaliar as condições de um solo - ácido, neutro ou alcalino. A disponibilidade de nutrientes essenciais para o desenvolvimento de uma planta, inclusive, tem influência direta sobre esse potencial.

Em geral sob temperatura ambiente, a escala de pH varia de 0 (soluções muito ácidas) a 14 (soluções muito básicas), sendo neutra a solução com pH igual a 7.



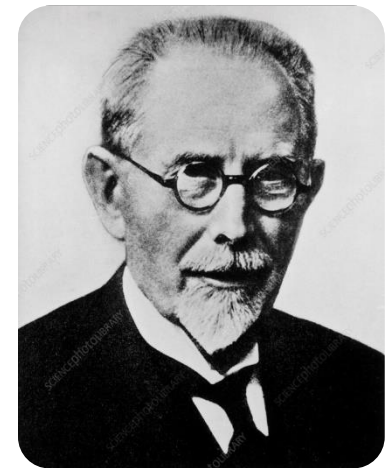
Alguns valores comuns de pH.

Em Funções Inorgânicas, estudou-se que:

*Ácidos são substâncias que, quando dissolvidas em água, aumentam a concentração de íons H^+ .
Bases são substâncias que, quando dissolvidas em água, aumentam a concentração de íons OH^- .*

É possível dizer que o aumento na concentração de íons H^+ identifica substâncias ou soluções ácidas, assim como o aumento na concentração de íons OH^- indica substâncias ou soluções básicas.

Com o intuito de quantificar os valores das concentrações dos íons H^+ e OH^- para soluções diluídas, em geral de 10^{-1} mol/L a 10^{-14} mol/L, o bioquímico dinamarquês Sören Peter Lauritz **Sørensen** (1868-1939), no ano de 1909, propôs o uso da função logarítmica para expressar a concentração e facilitar a indicação numérica da acidez e da alcalinidade das soluções.



Sören Sörensen

Matematicamente, esses potenciais são definidos da seguinte forma:

$$\begin{aligned} pH &= -\log[H^+] \\ pOH &= -\log[OH^-] \end{aligned}$$

Os valores das concentrações dos íons H^+ e OH^- e, conseqüentemente, o pH e o pOH da solução, podem ser utilizados para classificar um meio em ácido, neutro ou básico. No entanto, para facilitar a classificação utiliza-se como referência a escala dos valores correspondentes ao pH .

Ex:

$$a) [H^+] = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log 10^{-5}$$

$$pH = -(-5) \underbrace{\log 10}_1$$

$$pH = 5$$

Simplificadamente,

$$[H^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pH = 5 \leftarrow \uparrow \therefore \text{meio \u00e1cido}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 5$$

$$pOH = 9$$

Quando $[H^+] = 1 \cdot 10^{-x}$, em que x \u00e9 um n\u00famero inteiro de 0 a 14, o valor do pH \u00e9 simplesmente x .

$$b) [OH^-] = 1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pOH = -\log 10^{-13}$$

$$pOH = -(-13) \underbrace{\log 10}_1$$

$$pOH = 13$$

Simplificadamente,

$$[OH^-] = 10^{-13} \text{ mol/L}$$

$$pOH = 13 \leftarrow \uparrow$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 13$$

$$pOH = 1 \therefore \text{meio \u00e1cido}$$

Quando $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-y}$, em que y \u00e9 um n\u00famero inteiro de 0 a 14, o valor do pOH \u00e9 simplesmente y .

Ex:

c) $[H^+] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; sendo $\log 5 = 0,7$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -(\log 5 \cdot 10^{-4})$$

$$pH = -(\log 5 + \log 10^{-4})$$

$$pH = -(0,7 - 4)$$

$$pH = 3,3 \quad \therefore \text{meio ácido}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 3,3$$

$$pOH = 10,7$$

d) $[OH^-] = 0,00002 \text{ mol/L}$; sendo $\log 2 = 0,3$

$$[OH^-] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

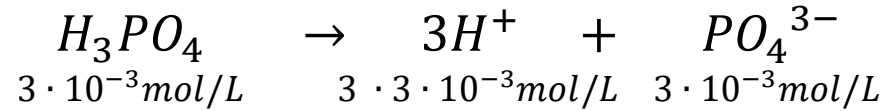
$$pOH = -(\log 2 \cdot 10^{-5})$$

$$pOH = -(\log 2 + \log 10^{-5})$$

$$pOH = -(0,30 - 5)$$

$$pOH = 4,7$$

e) $[H_3PO_4] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; sendo $\log 3 = 0,47$



$$[H^+] = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -(\log 3^2 \cdot 10^{-3})$$

$$pH = -(2 \cdot \log 3 + \log 10^{-3})$$

$$pH = -(2 \cdot 0,47 - 3)$$

$$pH = 2,06 \quad \therefore \text{meio ácido}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 2,06$$

$$pOH = 11,94$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - 4,7$$

$$pH = 9,3 \quad \therefore \text{meio básico}$$

Para lembrar, de forma geral, a função logarítmica, seguem algumas informações matemáticas.

O logaritmo x , de um número N , é o expoente a que se deve elevar um número a para que a igualdade $a^x = N$ seja verificada.

$$a^x = N \Leftrightarrow \log_a N = x \text{ (com } N > 0, a > 0 \text{ e } a \neq 1)$$

Em que:

N = antilogaritmo ou logaritmando

a = base

x = logaritmo

Dessa forma, para $M > 0$, $N > 0$, $a > 0$ e $a \neq 1$, são válidas as propriedades:

○ *Logaritmo do produto*

$$\log_a(M \cdot N) = \log_a M + \log_a N$$

○ *Logaritmo do quociente*

$$\log_a\left(\frac{M}{N}\right) = \log_a M - \log_a N$$

○ *Logaritmo da potência*

$$\log_a M^n = n \cdot \log_a M$$

Nos laboratórios, a determinação do pH pode ser feita com o auxílio de substâncias conhecidas como indicadores ácido-base. Os indicadores mais comuns são os colorimétricos – substâncias que têm a capacidade de mudar de cor dependendo das propriedades do meio.

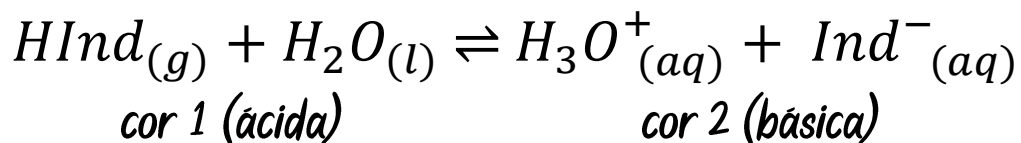
A tabela a seguir indica a tendência na variação da cor da solução, adquirida pela ação de alguns indicadores sintéticos utilizados comumente.

Indicador	Cor abaixo da faixa de viragem	Faixa de viragem (pH)	Cor acima da faixa de viragem
Azul de timol (1ª transição)	vermelho	1,2-2,8	amarelo
Vermelho do congo	azul	3,0-5,2	vermelho
Alaranjado de metila	vermelho	3,1-4,4	amarelo
Verde de bromocresol	amarelo	3,8-5,4	azul
Vermelho de metila	vermelho	4,4-6,2	amarelo
Tomassol	vermelho	5,0-8,0	azul
Púrpura de bromocresol	amarelo	5,2-6,8	vermelho
Azul de bromotimol	amarelo	6,0-7,6	azul
Vermelho de fenol	amarelo	6,4-8,2	vermelho
Vermelho de cresol	amarelo	7,0-8,8	vermelho
Azul de timol (2ª transição)	amarelo	8,0-9,6	azul
Fenolftaleína	incolor	8,2-9,8	vermelho-violáceo
Timolftaleína	incolor	9,3-10,5	azul
Amarelo de alizarina	amarelo-claro	10,0-12,1	pardo
Azul de épsilon	alaranjado	11,6-13,0	violeta

Por meio do conhecimento da faixa de viragem do pH , é possível determinar se uma solução tem caráter ácido ou básico, isso porque, ao analisar o valor da solução, verifica-se se o pH é menor ou maior que o valor da faixa de viragem.

Porém, nem sempre a mudança na cor da faixa de viragem é exata, por exemplo, o tornassol muda de cor na vizinhança do pH 7. Mas, em pH de aproximadamente 5 ou mais baixo, o tornassol adquire cor vermelha e, em pH de aproximadamente 8 ou maior, cor azul.

De maneira geral, o comportamento de um indicador pode ser representado pelo seguinte **equilíbrio iônico***:



Em meio ácido, em razão do aumento na concentração do íon H^+ pelo chamado efeito do íon comum, o equilíbrio é deslocado no sentido da reação inversa (à esquerda), em que predomina a cor 1 do indicador. Ao contrário, em meio alcalino, com a diminuição na concentração do íon H^+ em razão do efeito do íon não comum- o OH^- , o equilíbrio é deslocado no sentido da reação direta (à direita), predominando a cor 2 do indicador.

*O equilíbrio iônico é um caso particular de equilíbrio no qual, além de moléculas, estão presentes íons.

Em laboratórios, também é muito comum o uso do indicador universal- uma mistura de indicadores, normalmente secos, em tiras de papel.

Ao ser mergulhada na solução em análise, a tira adquire cor conforme uma escala-padrão que corresponde a determinado valor de pH.



Para determinar o pH de uma solução com mais rapidez e precisão, utiliza-se o peagâmetro digital - medidor que realiza a leitura do pH em função da condutividade elétrica da solução, no qual se tem um eletrodo, conectado a um aparelho chamado voltímetro, imerso em uma solução registrando o pH eletronicamente.