

# Semana 23

*Equilíbrio Iônico*



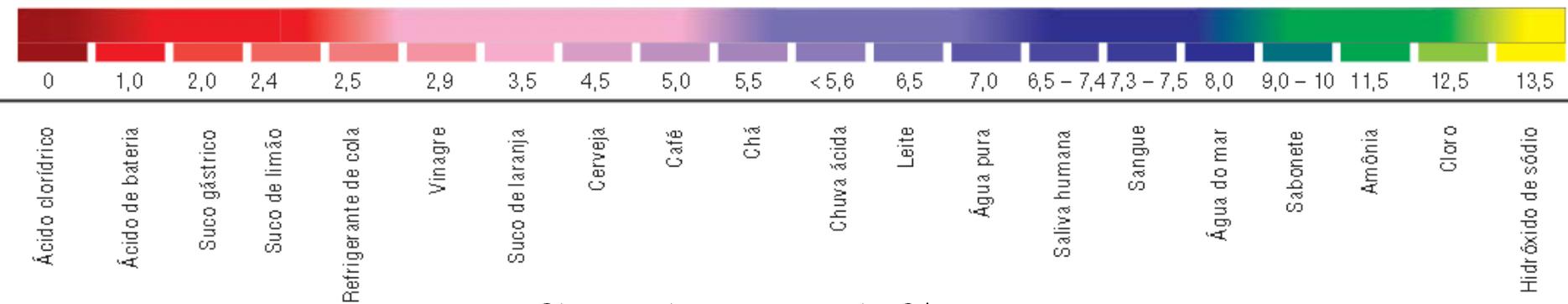
*A acidez dos solos brasileiros é reconhecidamente um dos principais fatores para a sua baixa produtividade, sendo necessária a sua correção para aumentar o pH. A faixa ideal de pH nos solos brasileiros é de 5,8 a 6,2, ou seja, ligeiramente ácido.*

*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.



Søren Sørensen

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,

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

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

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 5$$

$$pOH = 9$$

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

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

$$pOH = 13 \leftarrow \uparrow$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 13$$

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

Quando  $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-y}$ , em que  $y$  é um número inteiro de 0 a 14, o valor do  $pOH$  é 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  $\log 2 = 0,3$

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

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

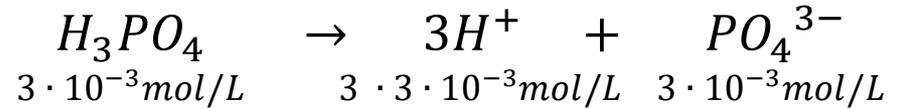
$$pOH = -(\log 2 \cdot 10^{-5})$$

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

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

$$pOH = 4,7$$

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 relembrar, 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.*

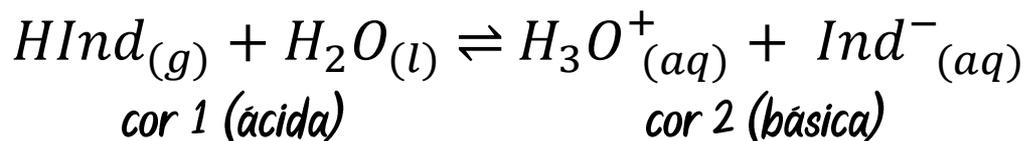
*A tabela a seguir indica a tendência na variação da cor da solução, adquirida pela ação de alguns indicadores sintéticos utilizados comumente.*

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\***:

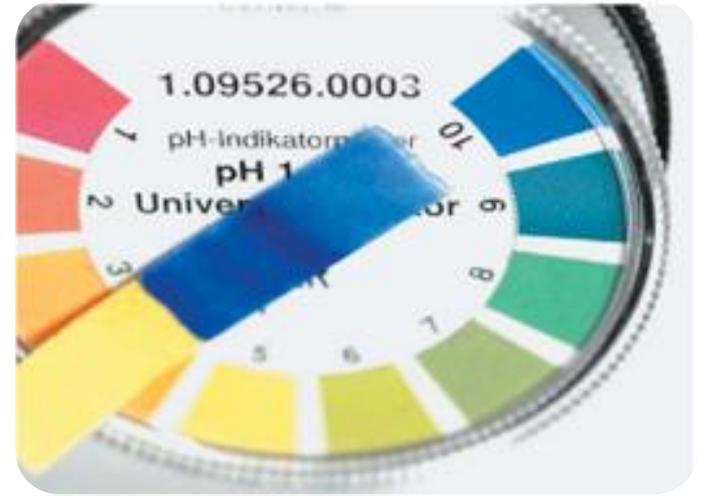


Em meio ácido, em razão do aumento na concentração do íon  $H^+$  pelo chamado efeito do íon comum, o equilíbrio é deslocado no sentido da reação inversa (à esquerda), em que predomina a cor 1 do indicador. Ao contrário, em meio alcalino, com a diminuição na concentração do íon  $H^+$  em razão do efeito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