

Ajustagens do pH

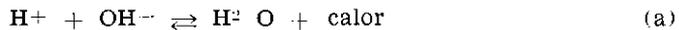
ENG. NASSIM NADRUZ

Diretor Geral do Departamento
de Águas e Esgotos de S. Paulo

1 — No tratamento de águas há sempre um pH ótimo para a melhor coagulação e decantação de água a ser tratada. A ajustagem deste pH é sempre feita por meio de tentativas, aumentando-se ou diminuindo a quantidade de sulfato de alumínio aplicado na dosagem. Sobre o assunto há um excelente livreto do eng. Álvaro Cunha, cuja leitura é desejável a quem quiser mais detalhes sobre o assunto. Vamos tentar determinar uma expressão que nos conduza a um determinado pH fazendo modificações na dosagem do sulfato.

2 — DISSOCIAÇÃO DA ÁGUA

A mais importante reação numa solução aquosa entre ácidos e bases é a que se processa entre o cátion hidrogênio e a oxidrila OH.



A equação acima mostra que a reação é reversível, isto é, a água pura se dissocia fracamente em hidrogênio H^+ e oxidrila OH^- e sendo um sistema em equilíbrio, a lei da ação das massas estabelece que:

$$\frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{\text{H}^2\text{O}} = K$$

Em que $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ representam as concentrações dos ions dissociados. Numa solução aquosa diluída, a concentração da água pode ser considerada constante e a equação pode ser escrita.

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = K_w \quad (\text{b})$$

Sendo K_w o produto de ionização da água. Para determinada temperatura, K_w é constante e a sua expressão pode ser definida em função da temperatura, pela fórmula.

$$K_w = 10^{-14.026 + 0.42t + 0.00016t}$$

t variando entre 0 e 40 graus

$$\text{para } t = 25^\circ\text{C}, K_w \approx 10^{-14}$$

Resultado para (b)

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (\text{c})$$

A solução é definida:

como neutra, quando $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$
como ácida, quando $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
como alcalina, quando $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

A expressão (c) mostra que no caso da solução neutra:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \quad (\text{d})$$

3 — pH de uma solução

Sendo as concentrações de H^+ e \overline{OH} expressas em números muito pequenos achou-se mais prático exprimi-las em função do inverso do seu logaritmo de base 10.

Assim temos por definição:

$$pH = \log \frac{1}{H} = -\log H \quad (e)$$

Dessa definição resulta que o pH da solução neutra em virtude da equação (d) é igual a 7.

$$pH = -\log H = -\log (10^{-7}) = 7$$

Da expressão (e) resulta

$$H = 10^{-pH} \quad (f)$$

Exemplo:

Numa solução $\frac{N}{100}$ de ácido clorídrico que é um electrolítico, a concentração de H sendo:

$$[H^+] = 0.01 \text{ resulta}$$

$$pH = -\log (H) = -\log (0,01) = -(\overline{2}00) = 2$$

Para uma solução 0,005 N de HCl

$$pH = -\log (0,005) = -(\overline{3}69) = 2.31$$

4 — OPERADOR — p

Sendo o pH o logaritmo do inverso de um número, poderemos considerá-lo um operador algébrico e como tal aplicá-lo nas expressões algébricas. Assim aplicando o operador p na expressão (b), resulta

$$pH + pOH = pKW$$

$$\text{ou } pH + pOH = 14$$

$$\text{ou } pH = 14 - pOH \quad (g)$$

Em virtude (g)	para $pH = 7$	$pOH = 7$	neutra
	para $pH < 7$	$pOH > 7$	ácida
	para $pH > 7$	$pOH < 7$	básica

5 — OPERADOR A

No item anterior viu-se o pH sendo um logaritmo pôde ser considerado um operador e como tal empregado.

Ora a todo logaritmo correspondendo um antilogaritmo, poderemos fazer uso do operador antilogaritmo A.

Assim da expressão (e) $pH = -\log H$ resulta

$$H = A (-pH) \quad (h)$$

Exemplo: Qual a concentração H^+ de uma solução de ácido clorídrico de $pH = 2$.

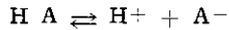
$$H = A (-2.00) = 0,01$$

Se o pH, de uma solução de ácido clorídrico for 2,31 a concentração de H^+ será:

$$H = A (-2,31) = A (\overline{3}69) = 0,005$$

6 — Dissociação de um ácido

A equação da dissociação pode ser representada



Ou de acordo com a lei da ação das massas

$$\frac{[H] [A]}{HA} = K_a$$

sendo K_a constante de ionização; HA concentração do ácido não dissociado.

Numa solução aquosa teremos $H^+ = A^-$ ou

$$\frac{[H]^2}{C - H} = \frac{[A^-]^2}{C - H} = K_a$$

onde C representa a concentração de ácido não dissociado.

Sendo o grau de ionização do ácido pequena (menos de 5%) H^+ é muito pequeno em relação a C e poderemos escrever

$$\frac{[H]^2}{C} = K_a$$

ou

$$H = \sqrt{K_a \times C} \quad \text{fórmula de OSTWALD (1)}$$

aplicando o operador p vem

$$pH = \frac{1}{2} p K_a + \frac{1}{2} pC = \frac{1}{2} 14 + \frac{1}{2} pC = 7 + \frac{1}{2} pC$$

No caso de um ácido bi-básico a fórmula acima também poderia ser usada, desprezando-se o segundo K de dissociação.

7 — Fórmula de ajustagem do pH.

Seja uma água coagulada com peso m de sulfato de alumínio e de pH conhecido.

A concentração C do ácido é admitida proporcional ao peso m do sulfato de alumínio.

$$C = f m$$

A fórmula de Ostwald dá

$$H = \sqrt{K_a f m} \quad (i)$$

Acrescendo à solução inicial um peso m' de sulfato a sua concentração passará a ser acrescida de f' e a concentração dos ions passará à H' .

Em que

$$H' = \sqrt{K_a f (m + m')} \quad (j)$$

(1) OSTWALD forma germânica do nosso OSWALDO.

Se em vez do acréscimo do peso m' de sulfato de alumínio tivesse feito um acréscimo m'' teríamos

$$H'' = \sqrt{Ka f (m + m'')} \quad (k)$$

resolvendo as equações i, j e k tem-se

$$\left(\frac{H''}{H}\right)^2 = \frac{m + m''}{m} = 1 + \frac{m''}{m}$$

$$\left(\frac{H'}{H}\right)^2 = \frac{m + m'}{m} = 1 + \frac{m'}{m}$$

ou

$$\frac{\left(\frac{H''}{H}\right)^2 - 1}{\left(\frac{H'}{H}\right)^2 - 1} = \frac{m''}{m'}$$

$$m'' = m' \frac{\left(\frac{H''}{H}\right)^2 - 1}{\left(\frac{H'}{H}\right)^2 - 1} = m' \frac{1 - \left(\frac{H''}{H}\right)^2}{1 - \left(\frac{H'}{H}\right)^2} \quad (l)$$

A fórmula (l) permite calcular m'' conhecidos os outros elementos

TABELA DOS H EM FUNÇÃO DOS pH

pH	$10^7 H$						
4,0	1.000,00	5,0	100	6,0	10	7,0	1,00
4,1	794,33	5,1	79,43	6,1	7,94	7,1	0,79
4,2	630,96	5,2	63,10	6,2	6,31	7,2	0,63
4,3	501,12	5,3	50,11	6,3	5,01	7,3	0,50
4,4	398,11	5,4	39,81	6,4	3,98	7,4	0,40
4,5	316,23	5,5	31,62	6,5	3,16	7,5	0,32
4,6	251,19	5,6	25,12	6,6	2,51	7,6	0,25
4,7	199,53	5,7	19,95	6,7	1,99	7,7	0,20
4,8	158,49	5,8	15,85	6,8	1,58	7,8	0,16
4,9	125,89	5,9	12,59	6,9	1,26	7,9	0,13

A relação (l) só se aplica no caso de um água normal em que não haja substância que a torne solução BUFFER.