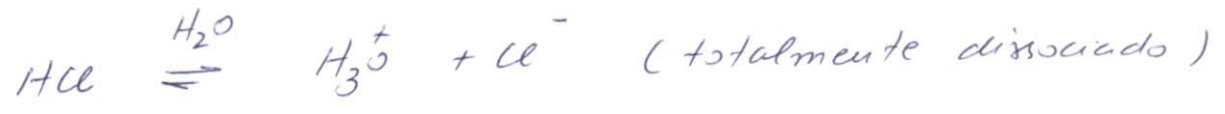


EQUILIBRIO ACIDO - BASE E pH

SITUAÇÕES TÍPICAS

i) Ácido forte em água com diluições.

a) $[HCl] = 0,01 \text{ mol/L}$



Assim $[H_3O^+] \equiv [HCl]$ ORIGINAL ou ANALÍTICA

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 10^{-2} \Rightarrow \underline{pH = 2}$

b) Diluição em um fator 1/10 ou 10 vezes
 $\frac{V_1}{10 \text{ mL}} HCl \frac{M_1}{0,01 \text{ mol/L}} + 90 \text{ mL água} ; V_2 = 100 \text{ mL}$

Diluição $M_1 V_1 = M_2 V_2$

$M_2 = \frac{0,01 \times 10}{100} = 10^{-3}$

$[HCl]_{ANALÍTICA} = 10^{-3} \text{ mol/L}$ (totalmente dissociado)

$[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = -\log 10^{-3}$

$pH = 3$

iv) FORMAÇÃO DE UM TAMPAO (HA ácido fraco)

Ácido HA e um sal da BASE CONJUGADA A⁻ EM ALTA CONCENTRAÇÃO.



[HA]₀

0

[A⁻]₀ inicial

ÁC
EXCESSO

BASE
CONJ. EXCESSO

[HA]₀ - x

x

[A⁻]₀ + x

Equilíbrio

Assim: $K_a = \frac{x([A^-]_0 + x)}{[HA]_0 - x}$

contudo $x \ll [HA]_0$
 $x \ll [A^-]_0$

$$K_a = \frac{x [A^-]_0}{[HA]_0} ; x = [H_3O^+]$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]_0}{[HA]_0} \quad \text{ou} \quad [H_3O^+] = \frac{K_a [HA]_0}{[A^-]_0}$$

Aplicando $\underbrace{-\log [H_3O^+]}_{pH} = \underbrace{-\log K_a}_{pK_a} + \log \frac{[A^-]_0}{[HA]_0}$

ou

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]_0}{[HA]_0}$$

[A⁻]₀ = [base conj.]

[HA]₀ = [ácido]

$$pH = pK_a + \log \frac{[base\ conj.]}{[Ácidos]}$$

Eq. H-H.

v) AÇÃO DE UM TAMPÃO (DESLOCAMENTO DO EQUILÍBRIO)

a) Frente a uma diluição, ambas concentrações da base conjugada e do ácido fracas alteradas na mesma proporção e portanto $\frac{[\text{base conj}]}{[\text{Acido}]}$ permanece constante.

b) Adição de um ácido (H_3O^+) — Desloca o equilíbrio para a formação de HA (ácido fraco) Ocorre um leve aumento $\frac{[\text{HA}]}{\text{ácido}}$ e diminuição de $\frac{[\text{A}^-]}{\text{base conj.}}$.

Na forma log a alteração da razão contribui pouco na alteração do pH.

c) Adição de uma base (OH^-) consome H_3O^+ (neutraliza) e desloca o equilíbrio para formação de produtos A^- e H_3O^+ e novamente a razão $\log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ permanece praticamente inalterada. Assim pH fica constante ou

TAMPONADO

EXEMPLO PRÁTICO 1

Uma solução de água sanitária ($d \approx 1,1 \text{ g/cm}^3$) contém 6% em massa de hipoclorito de sódio (NaClO , $74,44 \text{ g/mol}$) Qual é o pH da água sanitária? (25°C)

Resolução

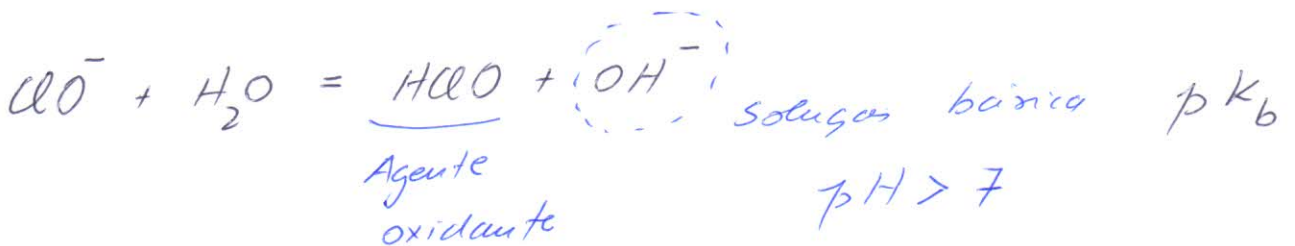


ÍON HIPOCLORITO

BASE CONJUGADA



ÁCIDO HIPOCLOROSO



$$pK_a + pK_b = 14 \quad pK_b = 14 - 7,53$$

$$K_b = 10^{-pK_b} \quad K_b = 3,3 \times 10^{-7}$$

$$K_b = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]} ; [\text{OH}^-] \approx [\text{HClO}]$$

$$[\text{OH}^-]^2 = K_b [\text{ClO}^-] \quad \text{ou} \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b [\text{ClO}^-]}$$

(7)

Calculando a conc. $[\text{ClO}^-] \equiv [\text{NaClO}]$

6% em massa

$$100 \text{ g} \quad 6 \text{ g NaClO} \quad d = \frac{m}{V} = 1,1 \text{ g/mL}$$

$$V \approx 91 \text{ mL} \rightarrow 6 \text{ g} \quad x = 65,93 \text{ g}$$

$$\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \quad x$$

$$n^{\circ} \text{ mols} = \frac{m}{M} = \frac{65,93}{74,44} \approx 0,8857$$

$$[\text{NaClO}] = 0,8857 \text{ mol/L} \equiv [\text{ClO}^-] \quad \text{dissocia completamente}$$

Finalmente

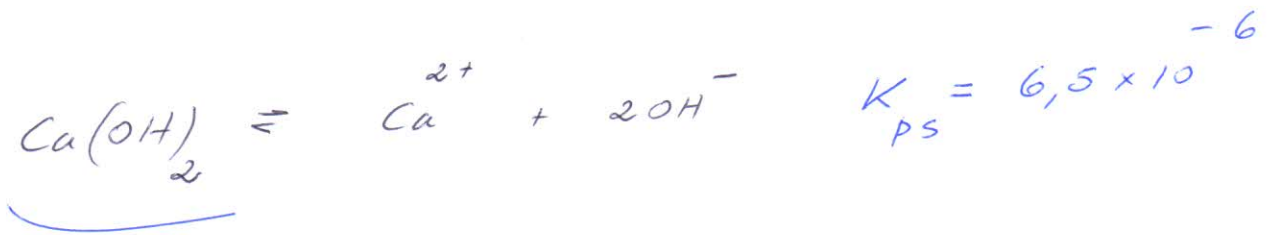
$$[\text{OH}^-] = (3,3 \times 10^{-7} \times 8,857 \times 10^{-1})^{1/2} = 5,4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3,27 \approx 3,3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 10,7}$$

EXEMPLO 2 PRÁTICO

8



hidróxido

pouco

solúvel

Qual é o pH de uma solução saturada de hidróxido de cálcio? (água pura 25°C)

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 6,5 \times 10^{-6}$$

$$\text{Solubilidade } s = [\text{Ca}^{2+}] \quad ; \quad [\text{OH}^-] = 2[\text{Ca}^{2+}]$$
$$[\text{OH}^-] = 2s$$

$$K_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$\text{ou } s = \left(\frac{K_{ps}}{4} \right)^{1/3} = \left(\frac{6,5 \times 10^{-6}}{4} \right)^{1/3} = 1,17 \times 10^{-2}$$

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2,34 \times 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 1,63$$

$$\boxed{\text{pH} \approx 12,4}$$