

FRENTE · 1 / 12

1

Ácido-base de Brönsted-Lowry e par conjugado

FRENTE · 2 / 12

2

Produto iónico da água (K_w) e neutralidade

FRENTE · 3 / 12

3

pH — fórmulas e exemplos (fortes)

FRENTE · 4 / 12

4

Ácido fraco — K_a e o pH por $\sqrt{K_a \cdot C}$

VERSO

1

Ácido = doador de próton (H^+) · base = aceitador
(1923, vale fora de água — NH_3 é base sem OH^-). Par conjugado = par que difere em $\pm 1 H^+$ (HCl/Cl^- , NH_4^+/NH_3)

VERSO

2

$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^- \cdot K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ (25 °C) — neutro: ambos = $10^{-7} \rightarrow pH 7$ · ácida: $[H_3O^+] > 10^{-7}$

VERSO

3

$pH = -\log[H_3O^+]$ · $pH + pOH = 14$ (25 °C) · HCl 0,01 M $\rightarrow pH 2$ · $NaOH$ 0,001 M $\rightarrow pOH 3 \rightarrow pH 11$ · cada unidade = $\times 10$ na acidez

VERSO

4

Ionização parcial: $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^- \cdot K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$ (maior K_a = mais forte) · $[H_3O^+] \approx \sqrt{(K_a \cdot C)}$ — ex.: acetato 0,1 M $\rightarrow pH \approx 2,87$ (vs 1 do forte)

FRENTE · 5 / 12

5

Titulação — ponto de equivalência vs ponto final

FRENTE · 6 / 12

6

Caráter dos sais — regra da hidrólise

FRENTE · 7 / 12

7

Chuva ácida — limiar, formação, minimização

FRENTE · 8 / 12

8

Oxidação e redução — quem é o redutor

VERSO

5

PE: $n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$ ($V_a c_a = V_b c_b$) — teórico · PF: **muda de cor** do indicador — experimental (devem coincidir) · fraco + forte → fenolftaleína (PE básico)

VERSO

6

ção de **ácido fraco** → solução **básica** (CH_3COONa) · de **base fraca** → **ácida** (NH_4Cl) · de **fortes** → **neutra** (NaCl) — quem vem de fraco hidrolisa

VERSO

7

normal $\approx$ **pH 5,6** ($\text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$) · ácida: $\text{pH} < 5,6$ · fontes: $\text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$, $\text{NO}_x \rightarrow \text{HNO}_3$ · minimização: industrial/social/pessoal · Gotemburgo 1999

VERSO

8

oxidação = **perda de e^-** (n.o.x. sobe) → a espécie oxidada é o **redutor** · redução = **ganho** (n.o.x. desce) → a reduzida é o **oxidante** — sempre nos dois sentidos

FRENTE · 9 / 12

9

Semirreações e equilíbrio por ião-eletrão

FRENTE · 10 / 12

10

Série eletroquímica — regra de leitura

FRENTE · 11 / 12

11

Corrosão e proteção de estruturas

FRENTE · 12 / 12

12

Kps, precipitado e classes de saturação

VERSO

9

oxidação: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ · redução: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ —
equilibrar por **íão-eletrão** (cargas + átomos); ex. MnO_4^-
 $+ 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ (meio ácido)

VERSO

10

ordem **experimental** da tendência a oxidar-se: reage
quem é **mais forte redutor** ($\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \checkmark / \text{Cu} + \text{Zn}^{2+} \times$) ·
com HCl: Zn e Fe reagem, Cu não → **Zn > Fe > H > Cu**

VERSO

11

ferrugem = **Fe + O₂ + H₂O** (eletroquímica; as duas
condições) · proteção: pintura (barreira) · **galvanização/**
ânodo sacrificial — Zn mais reativo oxida-se primeiro
(mesmo riscado)

VERSO

12

$\text{MX(s)} \rightleftharpoons \text{M}^+ + \text{X}^-$ · $K_{ps} = [\text{M}^+][\text{X}^-]$ (sólido fora; expoentes)
· $s = \sqrt{K_{ps}}$ · $Q < K_{ps}$ não saturada · $Q = K_{ps}$ saturada · $Q > K_{ps}$
Kps → precipita (íão-comum força-o)