

CEN 5774
Fundamentos de Química Analítica

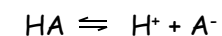
Equilíbrio ácido-base

Fábio R. P. Rocha
(frprocha@cena.usp.br)

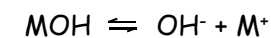
Teorias ácido-base

✓ Arrhenius

⇒ Ácido ⇒ libera H^+ em solução



⇒ Base ⇒ libera OH^- em solução



✓ Exemplos:

⇒ Ácidos: HCl, HNO_3 , CH_3COOH

⇒ Bases: NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$

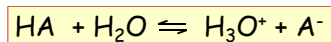


Teorias ácido-base

✓ Bronsted-Lowry

⇒ Ácido ⇒ doador de H^+

⇒ Base ⇒ aceptor de H^+



✓ Exemplos:

⇒ Ácidos: HCl, HNO_3 , CH_3COOH , H_2CO_3 , HCO_3^-

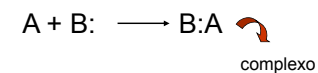
⇒ Bases: NaOH, KOH, NH_3 , CN^- , CO_3^{2-} , HCO_3^-

Teorias ácido-base

✓ Lewis

⇒ Ácido ⇒ aceptor de elétrons

⇒ Base ⇒ doador de elétrons



✓ Exemplos:

⇒ Ácidos: Al^{3+} , Fe^{3+} , Cu^{2+}

⇒ Bases: OH^- , NH_3 , CN^- , H_2O

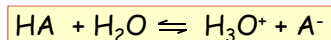
⇒ Complexos: $Al(OH)_4^-$, $Cu(NH_3)_4^{2+}$, $Fe(H_2O)_6^{3+}$

Teorias ácido-base

✓ Bronsted-Lowry

⇒ Ácido ⇒ doador de H⁺

⇒ Base ⇒ receptor de H⁺

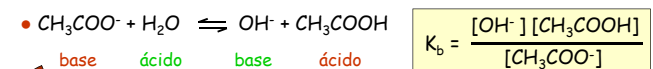
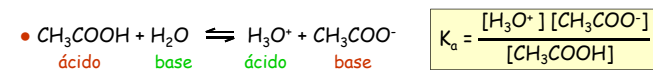


✓ Exemplos:

⇒ Ácidos: HCl, HNO₃, CH₃COOH, H₂CO₃, HCO₃⁻

⇒ Bases: NaOH, KOH, NH₃, CN⁻, CO₃²⁻, HCO₃⁻

Ácidos e bases conjugados



↪ **hidrólise**

$$K_W = K_a \times K_b$$

Ácidos e bases conjugados

TABLE 15.1 Relative Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs

Acid, HA	Base, A ⁻
HClO ₄	ClO ₄ ⁻
HCl	Cl ⁻
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
HNO ₃	NO ₃ ⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻
HNO ₂	NO ₂ ⁻
HF	F ⁻
CH ₃ CO ₂ H	CH ₃ CO ₂ ⁻
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
H ₂ S	HS ⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃
HCN	CN ⁻
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
H ₂ O	OH ⁻
NH ₃	NH ₂ ⁻
OH ⁻	O ²⁻
H ₂	H ⁻

Stronger acid (↑) / Weaker acid (↓) | Stronger base (↓) / Weaker base (↑)

Constantes de ionização

Acid	Ionization Equilibrium	Ionization Constant K _a	pK _a
Iodic acid	HIO ₃ + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + IO ₃ ⁻	1.6 × 10 ⁻¹	0.80
Chlorous acid	HClO ₂ + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + ClO ₂ ⁻	1.1 × 10 ⁻²	1.96
Chloroacetic acid	HC ₂ H ₂ ClO ₂ + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + C ₂ H ₂ ClO ₂ ⁻	1.4 × 10 ⁻³	2.85
Nitrous acid	HNO ₂ + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + NO ₂ ⁻	7.2 × 10 ⁻⁴	3.14
Hydrofluoric acid	HF + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + F ⁻	6.6 × 10 ⁻⁴	3.18
Formic acid	HCHO ₂ + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + CHO ₂ ⁻	1.8 × 10 ⁻⁴	3.74
Benzoic acid	HC ₆ H ₅ O ₂ + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + C ₆ H ₅ O ₂ ⁻	6.3 × 10 ⁻⁵	4.20
Hydrazoic acid	HN ₃ + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + N ₃ ⁻	1.9 × 10 ⁻⁵	4.72
Acetic acid	HC ₂ H ₃ O ₂ + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	1.8 × 10 ⁻⁵	4.74
Hypochlorous acid	HOCl + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + OCl ⁻	2.9 × 10 ⁻⁸	7.54
Hydrocyanic acid	HCN + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + CN ⁻	6.2 × 10 ⁻¹⁰	9.21
Phenol	HOC ₆ H ₅ + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + C ₆ H ₅ O ⁻	1.0 × 10 ⁻¹⁰	10.00
Hydrogen peroxide	H ₂ O ₂ + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + HO ₂ ⁻	1.8 × 10 ⁻¹²	11.74

↑ Acid strength

Base	Ionization Equilibrium	K _b	pK _b
Diethylamine	(C ₂ H ₅) ₂ NH + H ₂ O ⇌ (C ₂ H ₅) ₂ NH ₂ ⁺ + OH ⁻	6.9 × 10 ⁻⁴	3.16
Ethylamine	C ₂ H ₅ NH ₂ + H ₂ O ⇌ C ₂ H ₅ NH ₃ ⁺ + OH ⁻	4.3 × 10 ⁻⁴	3.37
Ammonia	NH ₃ + H ₂ O ⇌ NH ₄ ⁺ + OH ⁻	1.8 × 10 ⁻⁵	4.74
Hydroxylamine	HONH ₂ + H ₂ O ⇌ HONH ₃ ⁺ + OH ⁻	9.1 × 10 ⁻⁹	8.04
Pyridine	C ₅ H ₅ N + H ₂ O ⇌ C ₅ H ₅ NH ⁺ + OH ⁻	1.5 × 10 ⁻⁹	8.82
Aniline	C ₆ H ₅ NH ₂ + H ₂ O ⇌ C ₆ H ₅ NH ₃ ⁺ + OH ⁻	7.4 × 10 ⁻¹⁰	9.13

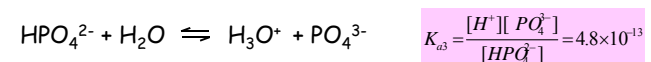
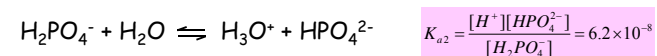
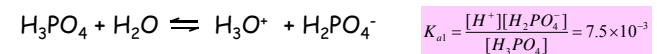
↑ Base strength

Ácidos e bases conjugados

- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ $K_b = 1,75 \times 10^{-5}$
 base ácido ácido base
- $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_a = ?$
 ácido base base ácido
- $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_{a1} = 4,45 \times 10^{-7}$
- $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_{a2} = 4,69 \times 10^{-11}$

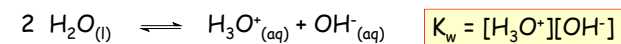
$$K_b(\text{CO}_3^{2-}) = ? \quad K_b(\text{HCO}_3^-) = ?$$

Ácidos polipróticos



Qual a concentração de H_3O^+ e OH^- proveniente da dissociação da água?

Autoprotólise da água



Variação de K_w com a Temperatura	
Temperatura, °C	K_w
0	$0,114 \times 10^{-14}$
25	$1,01 \times 10^{-14}$
50	$5,47 \times 10^{-14}$
100	49×10^{-14}



a 25 °C:
pH + pOH = 14

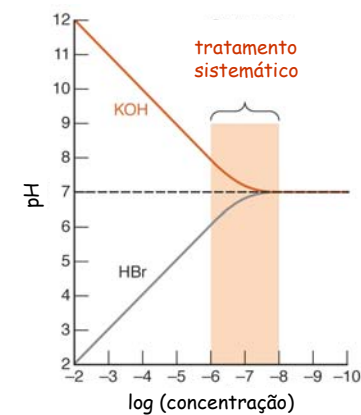
- ✓ $\text{H}_2\text{O} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w}$
 - 25 °C $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 7,00$
 - 50 °C $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 2,3 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 6,63$
- ✓ 0,1 mol L⁻¹ NaOH, 25 °C $\Rightarrow [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$

Exercícios

✓ Calcule o pH de soluções que contém:

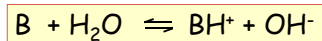
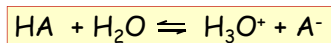
- $1 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ HCl}$;
- $1 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \text{ HCl}$;
- $1 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \text{ KOH}$;

Autoprotólise da água



Soluções tampão

✓ Solução contendo um ácido fraco e sua base conjugada ou uma base fraca e seu ácido conjugado

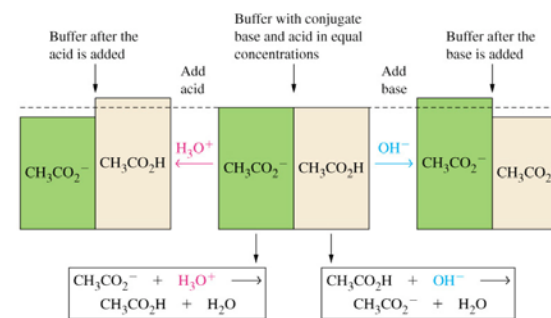


- $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

✓ Equação de Henderson-Hasselbach

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Soluções tampão



Exercício

- ✓ Qual o pH de uma solução que contém $0,200 \text{ mol L}^{-1} \text{ NH}_3$ e $0,300 \text{ mol L}^{-1} \text{ NH}_4^+$?

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,75 \times 10^{-5}$$

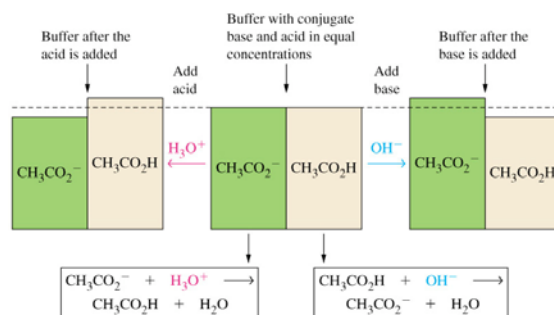
Exercício

- ✓ Calcule a variação de pH causada pela adição de 100 mL HCl $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ a:

- 400 mL de $0,200 \text{ mol L}^{-1} \text{ NH}_3$ e $0,300 \text{ mol L}^{-1} \text{ NH}_4^+$;
- 400 mL de NaOH com pH 9,07;

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,75 \times 10^{-5}$$

Soluções tampão



Exercício

- ✓ Quantidade suficiente de hipoclorito de sódio para gerar uma solução $0,100 \text{ mol L}^{-1}$ foi dissolvida em uma solução tampão pH 6,20. Calcule as concentrações no equilíbrio de HOCl e OCl^- .

$$\text{p}K_a(\text{HOCl}) = 7,53$$

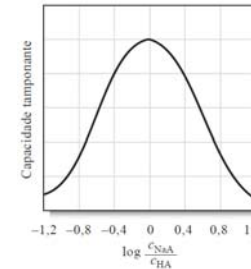
Exercício

✓ Qual massa de NaOH deve ser adicionada a 500 mL de CH₃COOH 0,200 mol L⁻¹ para preparar um tampão pH 5,00? Despreze a variação de volume.

$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \times 10^{-5}$

Capacidade tamponante (β)

✓ Quantidade de ácido ou base que um tampão pode neutralizar sem alteração apreciável de pH



$$\beta = \frac{dc_b}{dpH} = -\frac{dc_a}{dpH}$$

✓ $\uparrow \beta \Rightarrow \uparrow C_T$ e $[\text{HA}] \cong [\text{A}^-]$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

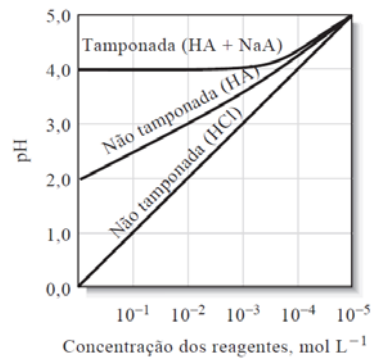


$$\text{pH} = \text{p}K_a \pm 1$$

$$0,1 < \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} < 10$$

Soluções tampão

✓ efeito de diluição



Solução Tampão

✓ pH 4,8 - 8,0: H₂PO₄⁻ + HPO₄²⁻

• $6,6 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ HPO}_4^{2-} \Rightarrow V$

• $6,6 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ H}_2\text{PO}_4^- \Rightarrow 100-V$

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
4,8	0,35	0,37	0,39	0,41	0,43	0,45	0,48	0,51	0,54	0,57
4,9	0,60	0,63	0,66	0,69	0,72	0,75	0,79	0,83	0,87	0,91
5,0	0,95	0,99	1,03	1,07	1,11	1,15	1,19	1,23	1,27	1,31
5,1	1,35	1,39	1,43	1,47	1,51	1,55	1,60	1,65	1,70	1,75
5,2	1,80	1,85	1,90	1,95	2,00	2,05	2,10	2,15	2,20	2,25
-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
7,8	93,6	93,8	94,0	94,2	94,4	94,6	94,8	95,0	95,1	95,3
7,9	95,5	95,6	95,8	95,9	96,1	96,2	96,3	96,5	96,6	96,8
8,0	96,9									

Solução Tampão Universal

- $4,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ H}_3\text{PO}_4, \text{ CH}_3\text{COOH}, \text{ H}_3\text{BO}_3 \Rightarrow 100 \text{ mL}$
- $0,2 \text{ mol L}^{-1} \text{ NaOH} \Rightarrow V$

pH	V NaOH/mL	pH	V NaOH/mL
1,81	0	7,24	55,0
1,98	5,0	7,96	60,0
2,21	10,0	8,69	65,0
2,56	15,0	9,15	70,0
3,29	20,0	9,62	75,0
4,10	25,0	10,38	80,0
4,56	30,0	11,20	85,0
5,02	35,0	11,58	90,0
5,72	40,0	11,82	95,0
6,37	45,0	11,98	100,0
6,80	50,0		

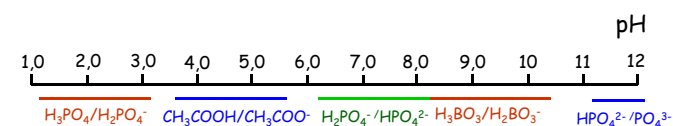
Solução Tampão Universal

- $4,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ H}_3\text{PO}_4, \text{ CH}_3\text{COOH}, \text{ H}_3\text{BO}_3 \Rightarrow 100 \text{ mL}$
- $0,2 \text{ mol L}^{-1} \text{ NaOH} \Rightarrow V$

✓ $\text{H}_3\text{PO}_4 \Rightarrow \text{pK}_1 = 2,1; \text{pK}_2 = 7,2; \text{pK}_3 = 12,3$

✓ $\text{CH}_3\text{COOH} \Rightarrow \text{pK} = 4,75$

✓ $\text{H}_3\text{BO}_3 \Rightarrow \text{pK} = 9,24;$

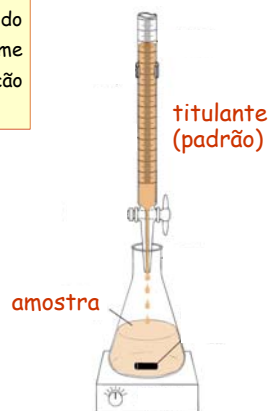


Volumetria

Determinação da concentração do analito (titulado) pela medida do volume de outra solução com concentração conhecida (titulante).

⇒ **Requisitos**

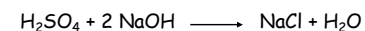
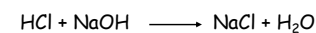
- ✓ Estequiometria conhecida
- ✓ Aspectos termodinâmicos
- ✓ Aspectos cinéticos
- ✓ Detecção do ponto final



Volumetria

✓ **Ponto de equivalência**

- Quantidade de titulante é exatamente equivalente à quantidade de titulado



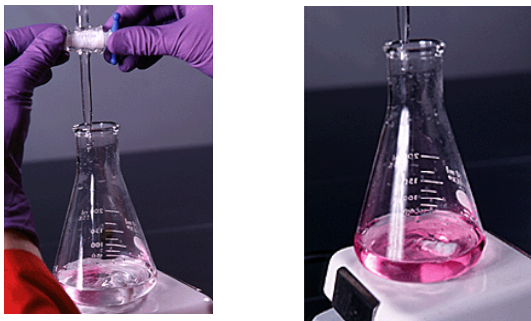
✓ **Ponto final**

- Estimado pela variação de propriedade associada à condição de equivalência

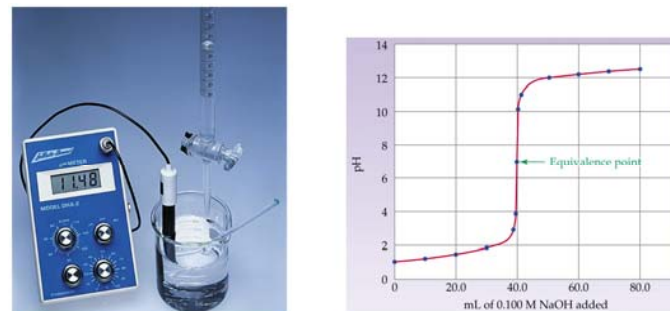
$$\text{Erro} = V_f - V_e$$

- ✓ Volume de equivalência (V_e)
- ✓ Volume final (V_f)

Indicadores



Curva de titulação



Volumetria

⇒ Exemplo

Calcule a concentração de uma solução de NaOH, sabendo que 25,00 mL de solução foi neutralizada com 20,12 mL de uma solução de ácido clorídrico 0,1015 mol L⁻¹.

Padrões

✓ Padrão primário

↑ Pureza

⇒ Estabilidade

⇒ composição definida

↑ solubilidade

↑ massa molar

↓ custo

- CaCO₃
- K₂Cr₂O₇
- KH₂PO₄
- KHC₈H₄O₄

✓ Padrão secundário

Volumetria

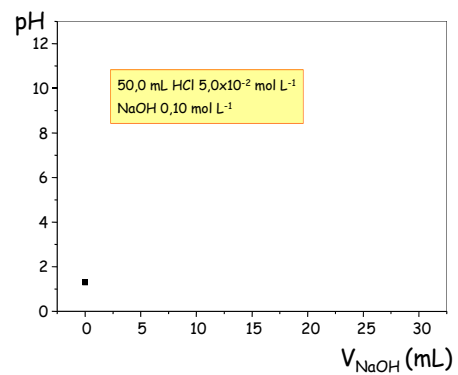
⇒ Exemplo

Um volume de 36,44 mL de uma solução de ácido clorídrico foi consumido para alcançar o ponto final da titulação de 0,4512 g de Na_2CO_3 . Qual a concentração de HCl em mol L^{-1} ?

Se o mesmo volume fosse consumido na titulação com H_2SO_4 , qual seria a concentração do ácido?

Volumetria ácido-base

Curvas de titulação

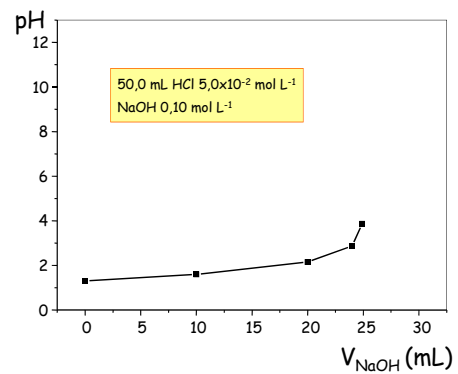


Curvas de titulação

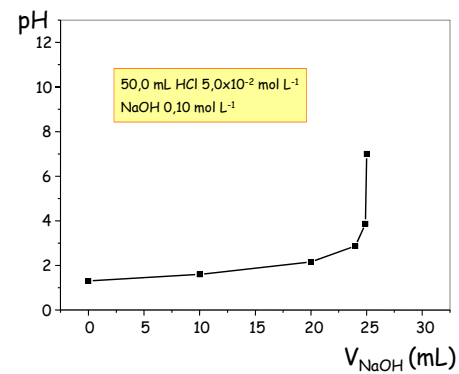
$V_{\text{NaOH}} \text{ (mL)}$	pH
0	1,30
10,0	1,60
20,0	2,15
24,0	2,87
24,9	3,87

50,0 mL HCl $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
NaOH $0,10 \text{ mol L}^{-1}$

Curvas de titulação



Curvas de titulação

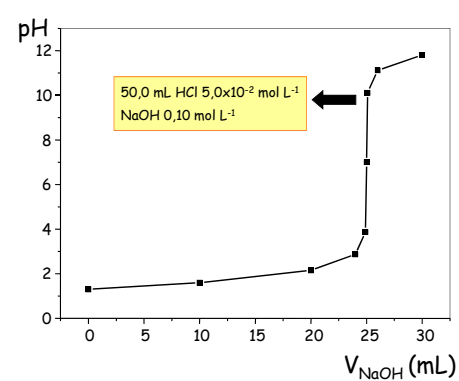


Curvas de titulação

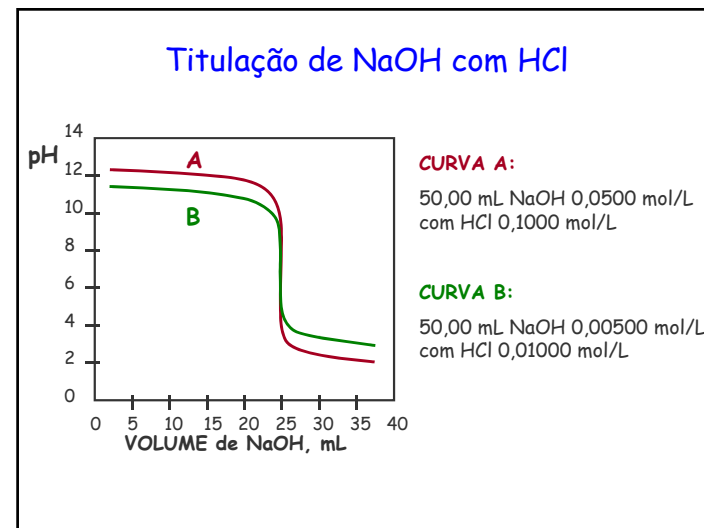
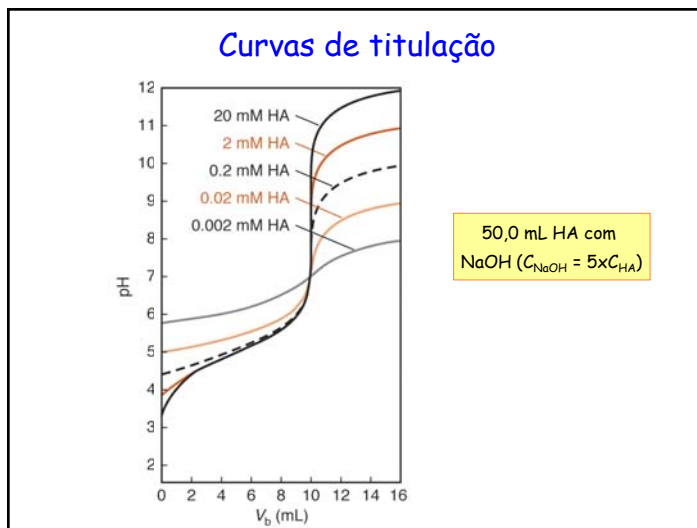
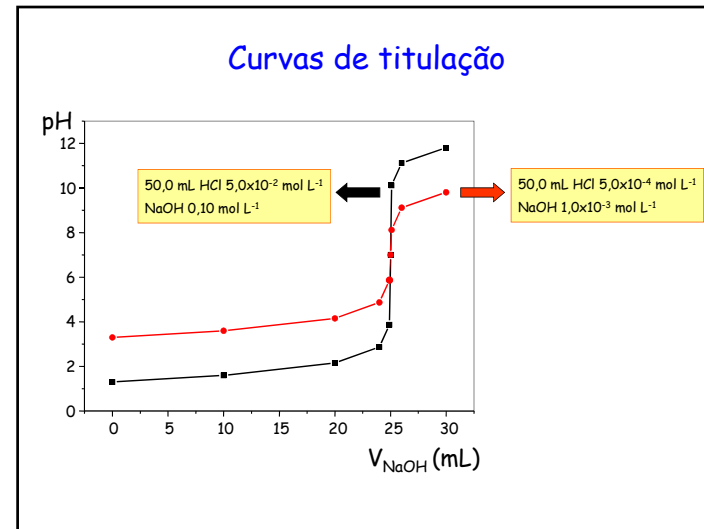
V _{NaOH} (mL)	pH
0	1,30
10,0	1,60
20,0	2,15
24,0	2,87
24,9	3,87
25,0	7,00
25,1	10,12
26,0	11,12
30,0	11,80

50,0 mL HCl $5,0 \times 10^{-2}$ mol L⁻¹
NaOH 0,10 mol L⁻¹

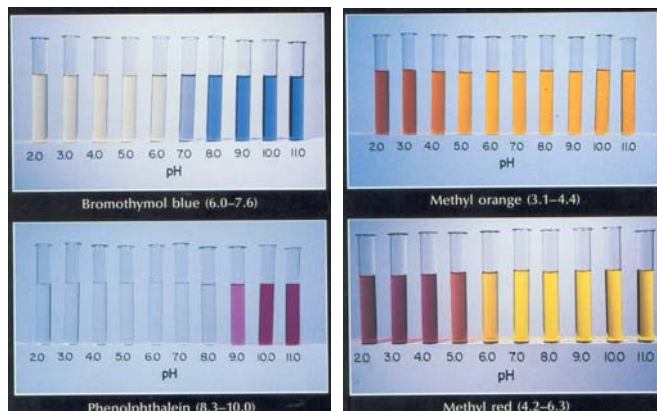
Curvas de titulação



$V_{\text{NaOH}} \text{ (mL)}$	pH	
0	1,30	3,30
10,0	1,60	3,60
20,0	2,15	4,15
24,0	2,87	4,87
24,9	3,87	5,87
25,0	7,00	7,00
25,1	10,12	8,12
26,0	11,12	9,12
30,0	11,80	9,80



Indicadores ácido-base

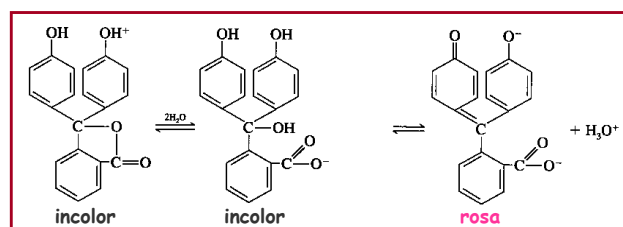


Indicadores ácido-base

Indicador	Transição	pK	Cor
azul de timol	1,2 – 2,8	1,65	Vermelho-Amarelo
	8,9 – 9,6	8,90	Amarelo-Azul
alaranjado de metila	3,1 – 4,4	3,46	Laranja-amarelo
verde de bromocresol	3,8 – 5,4	4,66	Amarelo-Azul
vermelho de metila	4,2 – 6,3	5,00	Vermelho-Amarelo
azul de bromotimol	6,2 – 7,6	7,10	Amarelo-Azul
vermelho de fenol	6,8 – 8,4	7,81	Amarelo-Vermelho
fenolftaleína	8,3 – 10,0	9,30	Incolor-Rosa
amarelo de alizarina	10-12	11,1	Amarelo-Vermelho

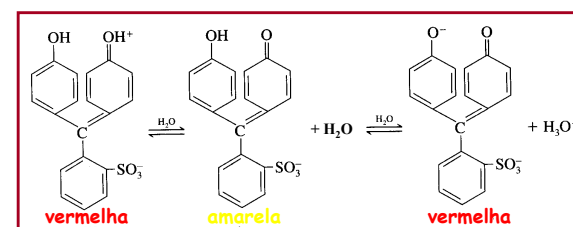
Indicadores ácido-base

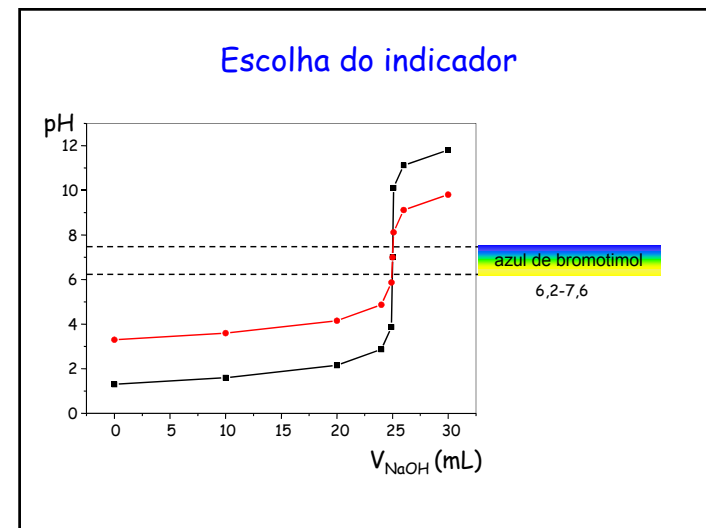
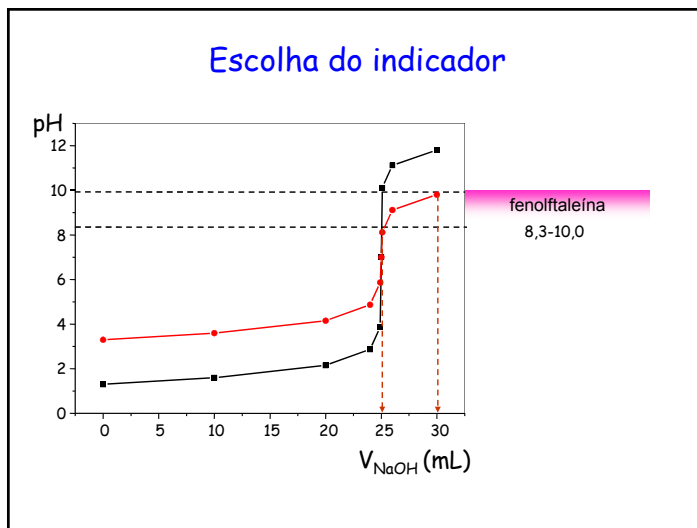
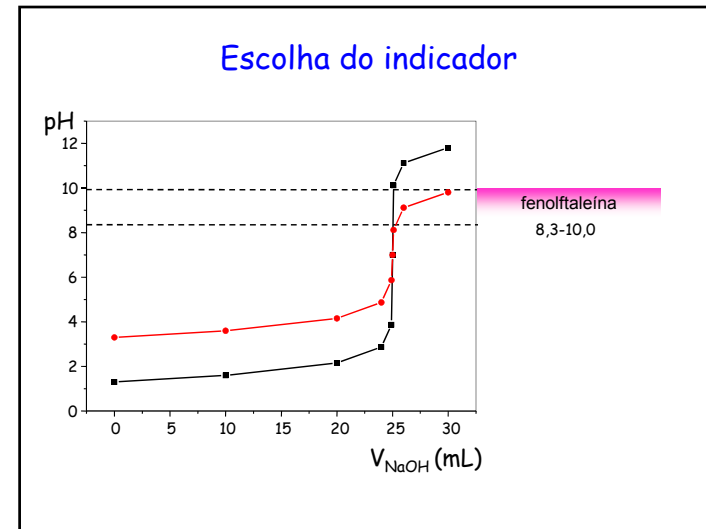
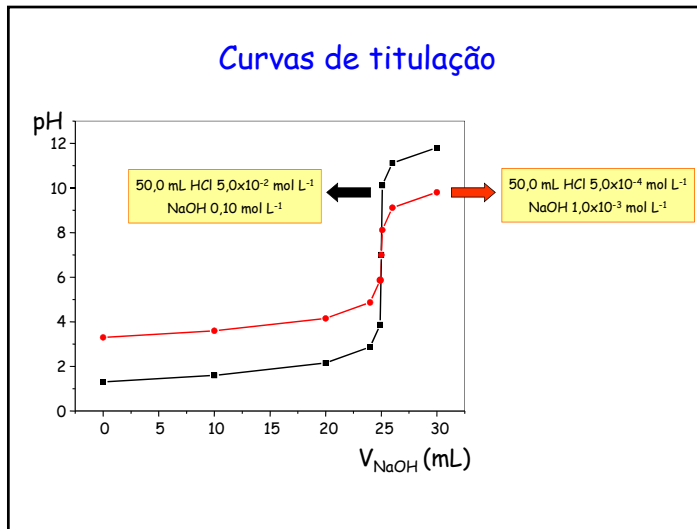
FENOLFTALEÍNA (FTALEÍNA)

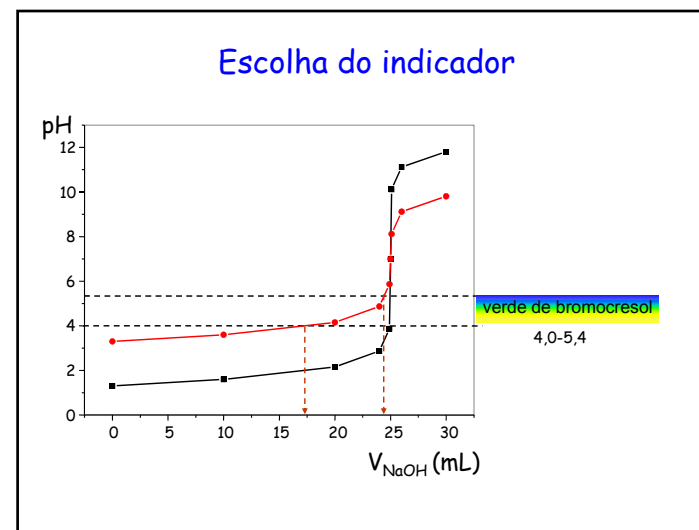
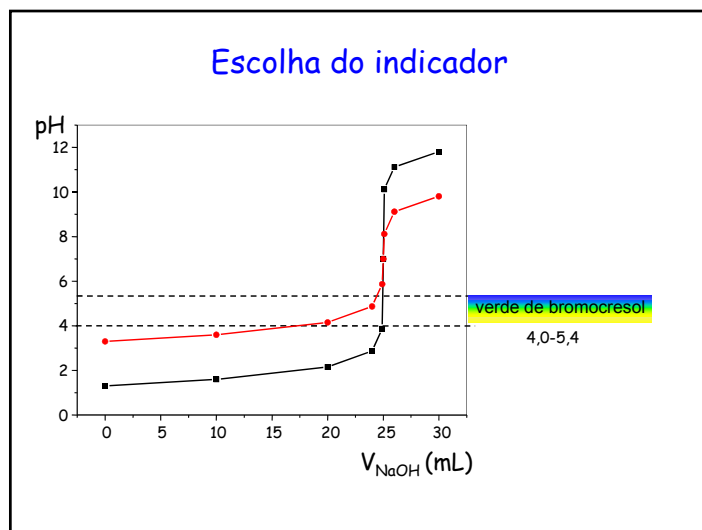


Indicadores ácido-base

VERMELHO DE FENOL (SULFOFTALEÍNA)





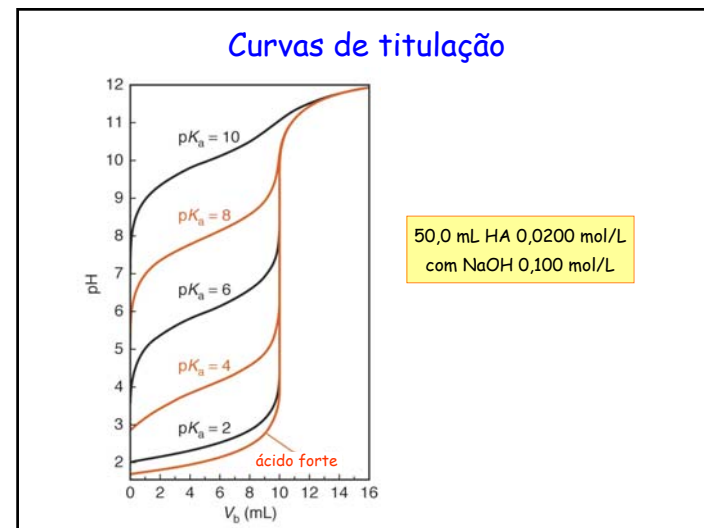
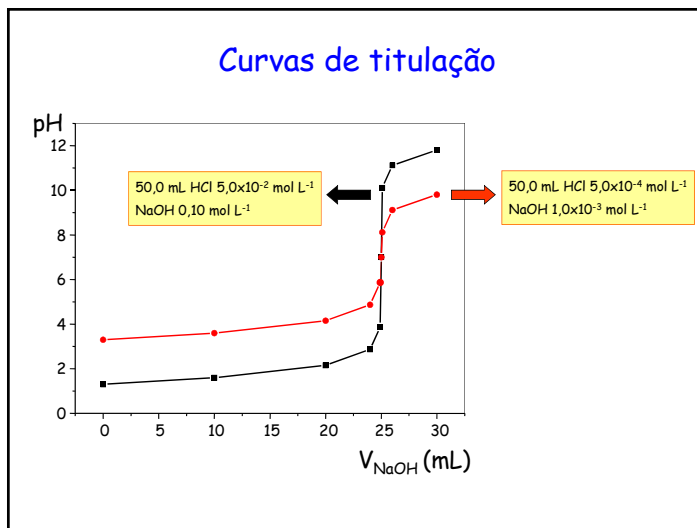
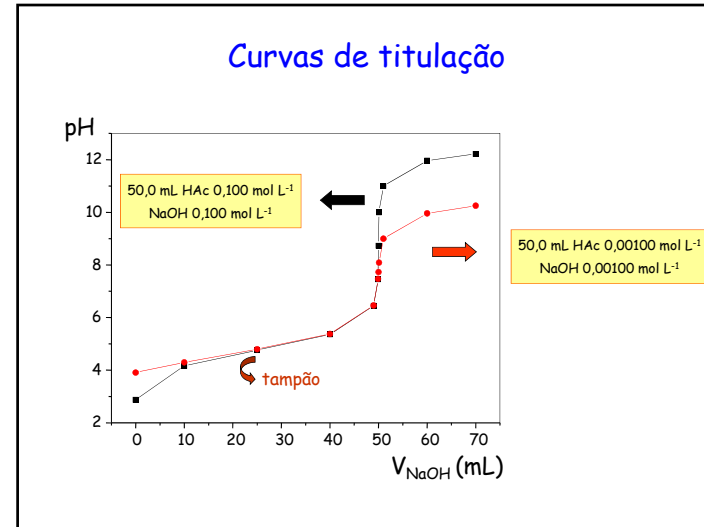


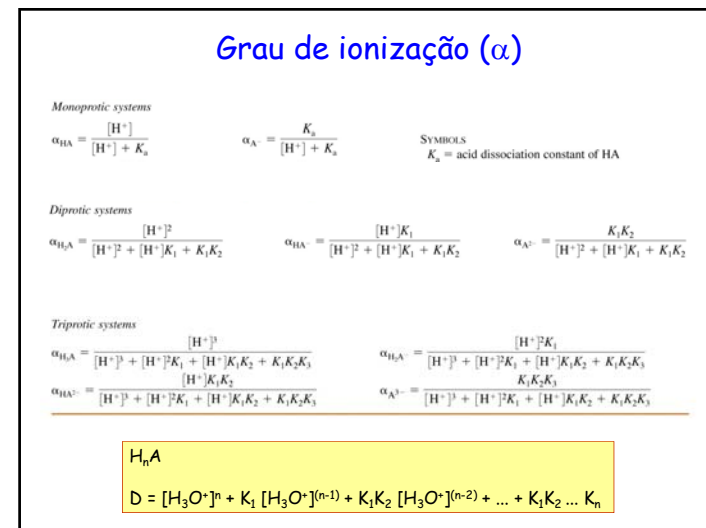
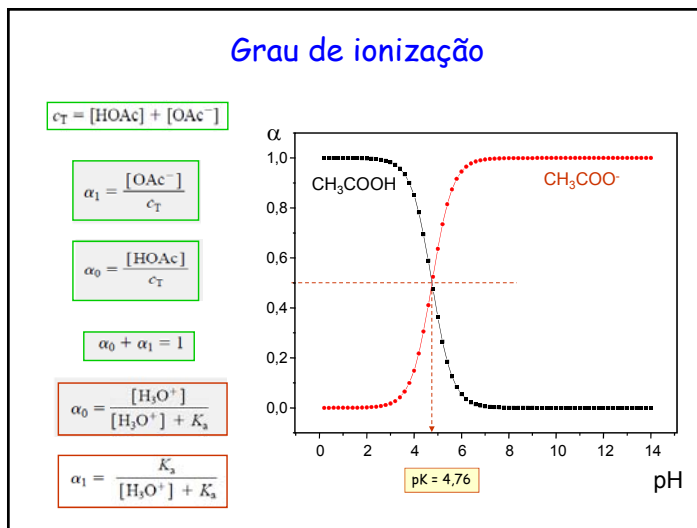
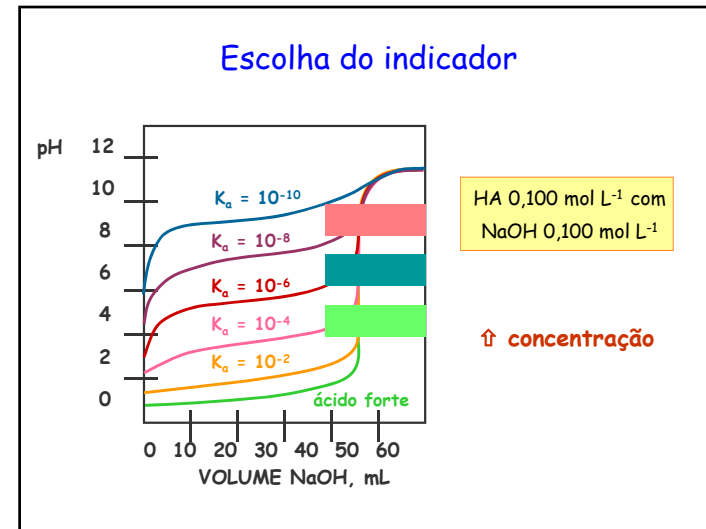
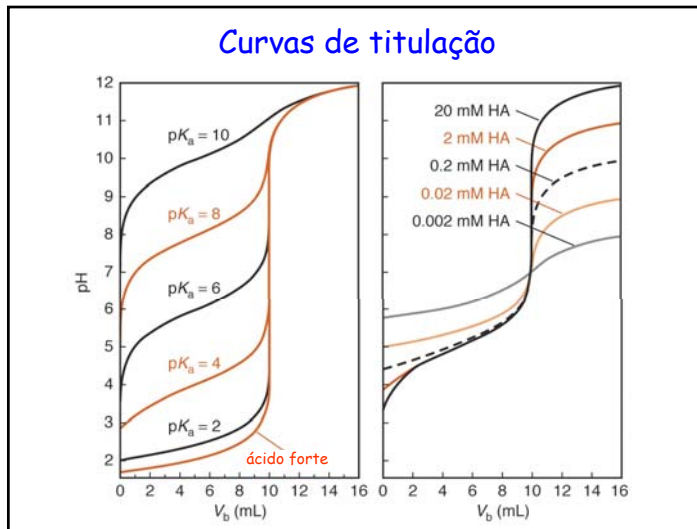
Titulação de ácido fraco com base forte

50,0 mL HAc 0,100 mol L⁻¹
NaOH 0,100 mol L⁻¹

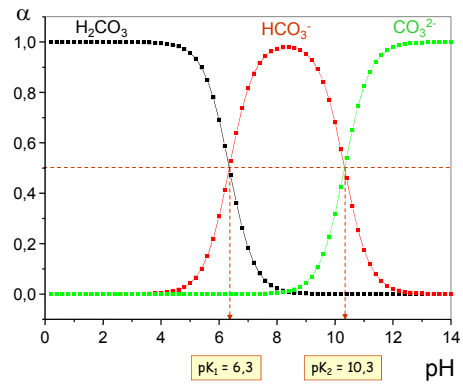
V_{NaOH} (mL)	pH
0	2,88
10,0	4,16
25,0	4,76
49,0	6,45
49,9	7,46
50,0	8,73
50,1	10,00
60,0	11,96
70,0	12,22

$V_{\text{NaOH}} \text{ (mL)}$	pH	
0	2,88	3,91
10,0	4,16	4,30
25,0	4,76	4,80
49,0	6,45	6,46
49,9	7,46	7,47
50,0	8,73	7,73
50,1	10,00	8,09
60,0	11,96	9,96
70,0	12,22	10,25

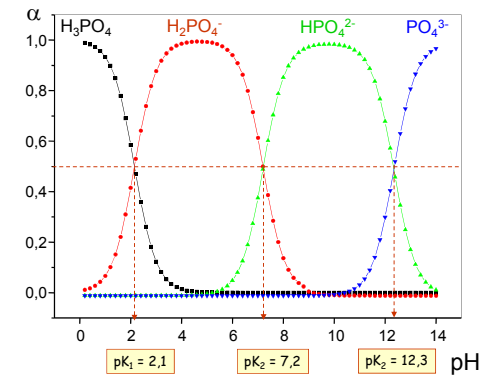




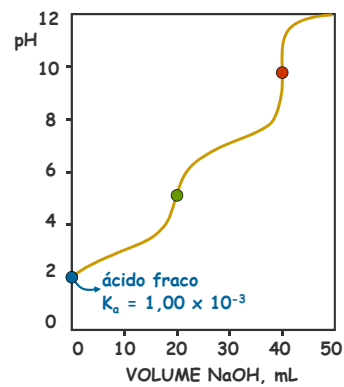
Curvas de distribuição



Curvas de distribuição



Titulação de ácidos polipróticos



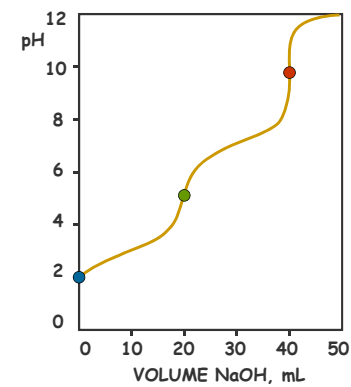
Exemplo:

Titulação de 20,00 mL de H_2A 0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L

$$K_{a1} = 1,00 \times 10^{-3}$$

$$K_{a2} = 1,00 \times 10^{-7}$$

Titulação de ácidos polipróticos



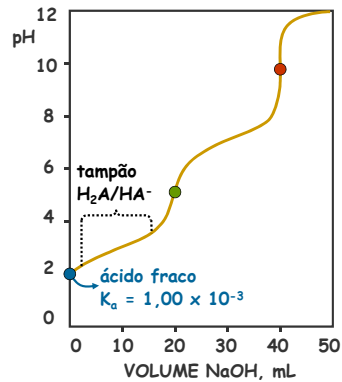
Exemplo:

Titulação de 20,00 mL de H_2A 0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L

$$K_{a1} = 1,00 \times 10^{-3}$$

$$K_{a2} = 1,00 \times 10^{-7}$$

Titulação de ácidos polipróticos



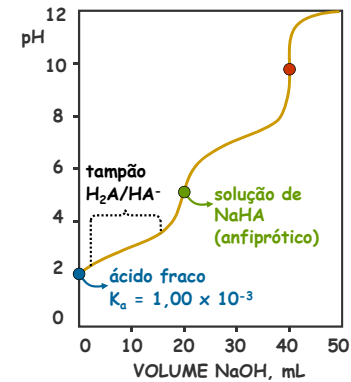
Exemplo:

Titulação de 20,00 mL de H_2A 0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L

$$K_{a1} = 1,00 \times 10^{-3}$$

$$K_{a2} = 1,00 \times 10^{-7}$$

Titulação de ácidos polipróticos



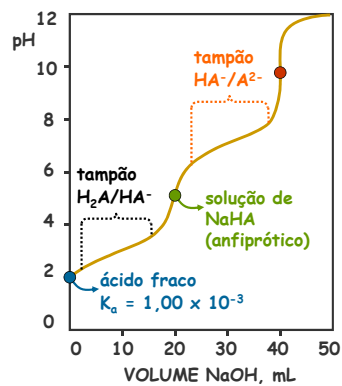
Exemplo:

Titulação de 20,00 mL de H_2A 0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L

$$K_{a1} = 1,00 \times 10^{-3}$$

$$K_{a2} = 1,00 \times 10^{-7}$$

Titulação de ácidos polipróticos



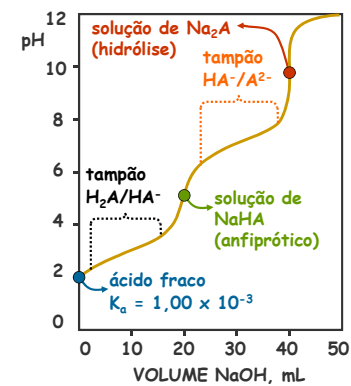
Exemplo:

Titulação de 20,00 mL de H_2A 0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L

$$K_{a1} = 1,00 \times 10^{-3}$$

$$K_{a2} = 1,00 \times 10^{-7}$$

Titulação de ácidos polipróticos



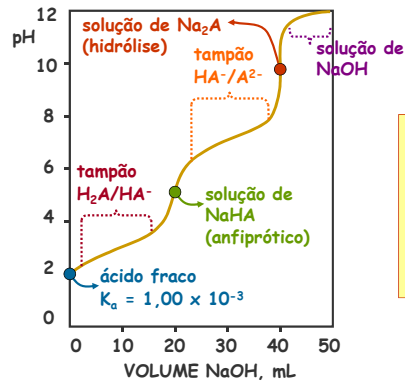
Exemplo:

Titulação de 20,00 mL de H_2A 0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L

$$K_{a1} = 1,00 \times 10^{-3}$$

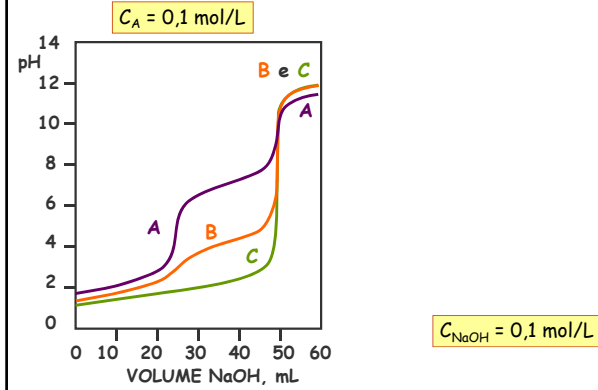
$$K_{a2} = 1,00 \times 10^{-7}$$

Titulação de ácidos polipróticos

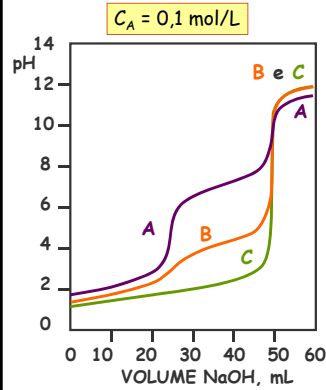


Exemplo:
 Titulação de 20,00 mL de H_2A 0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L
 $K_{a1} = 1,00 \times 10^{-3}$
 $K_{a2} = 1,00 \times 10^{-7}$

Titulação de ácidos polipróticos

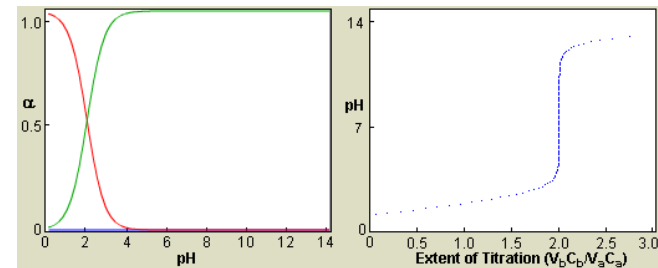


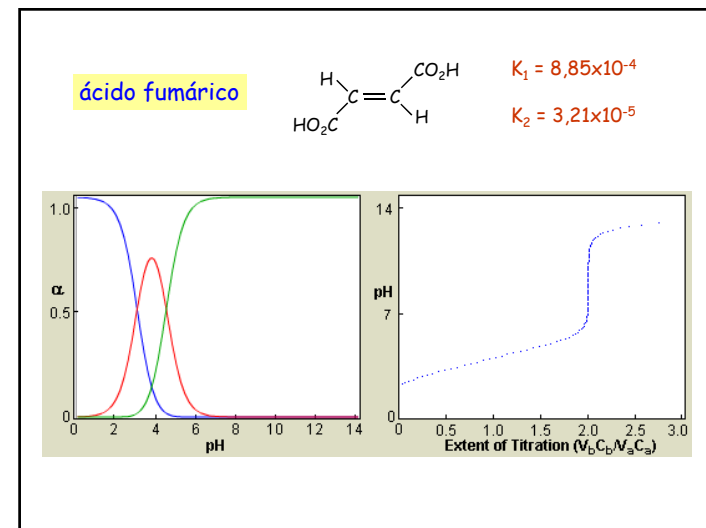
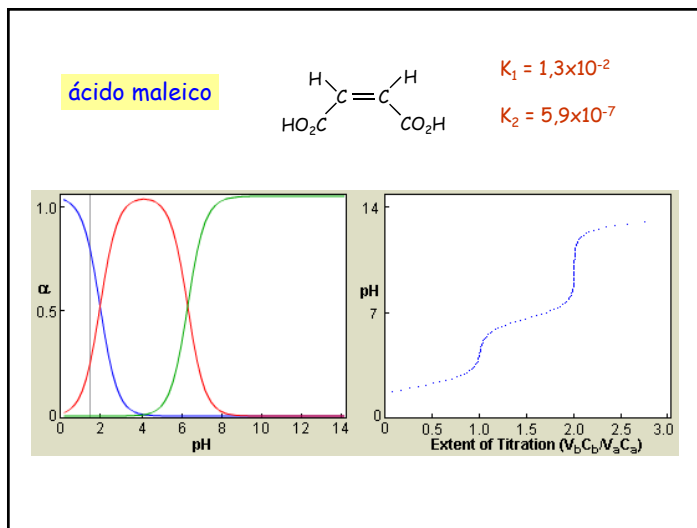
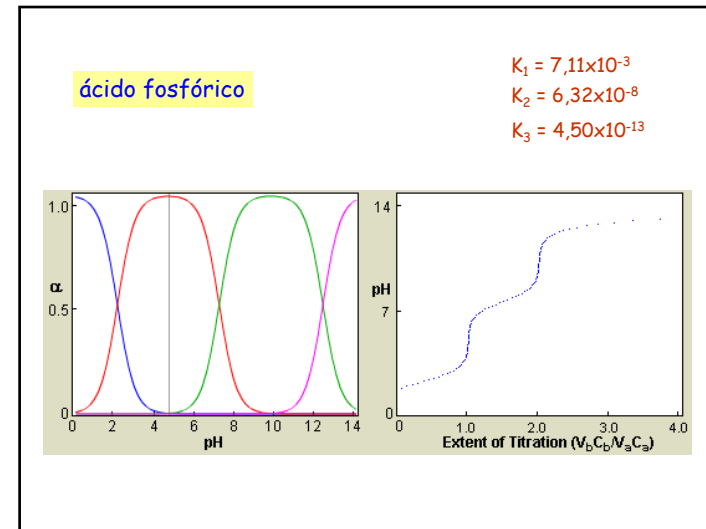
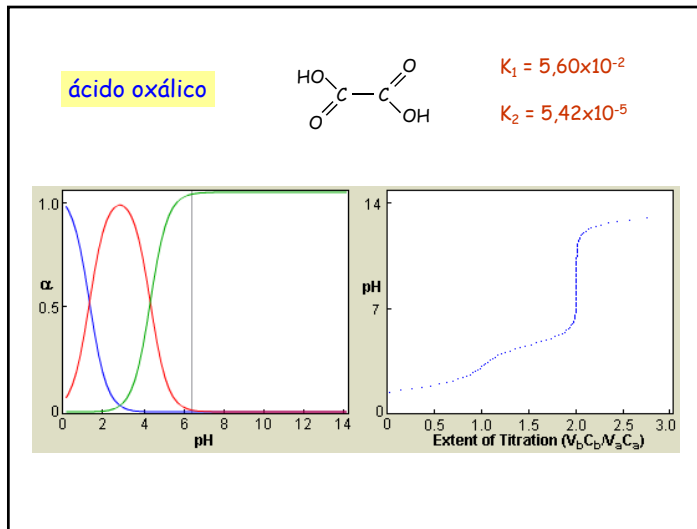
Titulação de ácidos polipróticos



A - H_3PO_4 $\begin{cases} K_1 = 7,11 \times 10^{-3} \\ K_2 = 6,32 \times 10^{-8} \\ K_3 = 4,50 \times 10^{-13} \end{cases}$
 B - Ácido oxálico $\begin{cases} K_1 = 5,60 \times 10^{-2} \\ K_2 = 5,42 \times 10^{-5} \end{cases}$
 C - $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow K_2 = 1,02 \times 10^{-2}$

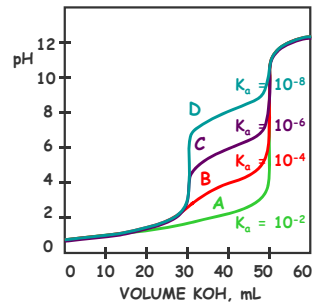
ácido sulfúrico $K_2 = 1,02 \times 10^{-2}$



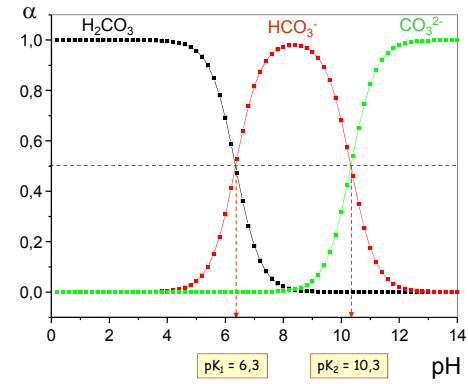


Misturas de ácidos

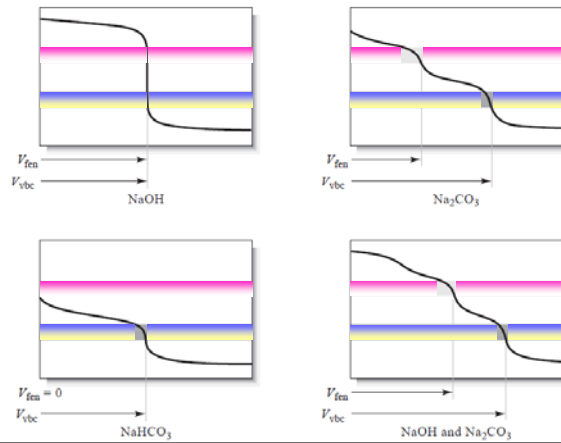
Exemplo: titulação de 25,00 mL HCl 0,1200 mol/L +
HA 0,0800 mol/L com KOH 0,1000 mol/L



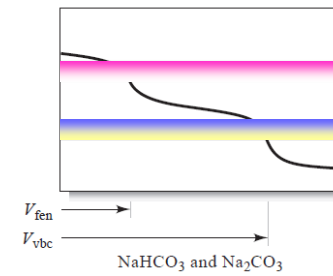
Curvas de distribuição



Titulação de OH^- , CO_3^{2-} e HCO_3^-



Misturas de CO_3^{2-} e HCO_3^-



Titulação de OH^- , CO_3^{2-} e HCO_3^-

Relações de Volumes na Análise de Misturas Contendo Ions Hidróxido, Carbonato e Hidrogênio Carbonato

Relação Entre V_{fm} e V_{vbc} na Titulação de um Volume Igual de Amostra*

Constituintes na Amostra

NaOH	$V_{fm} = V_{vbc}$
Na_2CO_3	$V_{fm} = \frac{1}{2}V_{vbc}$
NaHCO_3	$V_{fm} = 0; V_{vbc} > 0$
NaOH, Na_2CO_3	$V_{fm} > \frac{1}{2}V_{vbc}$
Na_2CO_3 , NaHCO_3	$V_{fm} < \frac{1}{2}V_{vbc}$

* V_{fm} = volume de ácido necessário para o ponto final com a fenolftaleína; V_{vbc} = volume de ácido necessário para o ponto final com o verde de bromocresol.

Titulação de CO_3^{2-}

