$P_T = 1,5 \text{ atm}$ ①

$K_p = 0,148$

$P_{NO_2} + P_{N_2O_4} = 1,5$

$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}}$

$\sqrt{K_p \cdot P_{N_2O_4}} = P_{NO_2}$

$P_{NO_2} + \sqrt{K_p P_{N_2O_4}} = 1,5$

$)^2$

$P_{NO_2}^2 + K_p P_{N_2O_4} - 2,25 = 0$ (0,148)

fórmula resolvente

$P_{N_2O_4} = 1,427 \text{ ATM}$ → Pressão De $P_{N_2O_4}$ no equilíbrio

b)

$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$

i	1,5	−
d.	− x	+2x
e	1,427	2x

$x = 1,5 - 1,427 = 0,073$

$x(NO_2) = 0,073 \times 2 = 0,146 \approx 0,150$

Equilíbrio Química

7q) Fogênio

$COCl_2 \underset{K_1}{\overset{k_{1,5}}{\rightleftharpoons}} CO + Cl_2$

$K_2 = \frac{[CO][Cl_2]}{[COCl_2]}$

$K_1 = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$ ⇒ $K_2 = \frac{1}{K_1}$ ✓

$1{,}53 \times 10^{-n}$

③ moles

$CS_2(g) + 3Cl_2(g) \longrightarrow S_2Cl_2 + CCl_4(g)$

	CS_2	Cl_2	S_2Cl_2	CCl_4
i	0,12	0,36		
reac	$-x$	$-3x$	x	x
eq	$\frac{0,12-x}{10}$	$\frac{0,36-3x}{10}$		$\frac{0,090}{10}$

concentração

$x - x^2 = \left(\frac{0,090}{10}\right)^2$

concentração no equilíbrio

$S_2Cl_2 = x$

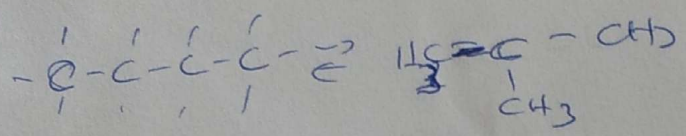
$$K_c = \frac{[S_2Cl_2][CCl_4]}{[CS_2][Cl_2]^3}$$

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,090}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,12-0,090}{10}\right)\left[\frac{0,36-3\times0,090}{10}\right]^3} = \frac{8,1\times10^{-3}}{8,1\times10^{-9}}$$

$$= \frac{8,9\times10^{-5}}{2,18\times10^{-9}} = 4,06\times10^{5}$$

64

Butano $\rightleftharpoons$ isobutano



$K_1 = 2,5$ (25°C)

1,75 mol Butano
1,25 mol isobutano
d
v ?

$Q = \frac{1,25}{1,75} = 0,71$

$Q < K_c$ → Sistema in este en equilibrio

Butano → isobutano

in ~~1,75~~
v -
Eq -

$$K_c = \frac{[\text{isobutano}]}{[\text{Butano}]} =$$

$$2,5\,[\text{Butano}] = [\text{Isobutano}]$$

$$2,5 \times \boxed{0,71} = [\text{Isobutano}]$$

$[\text{Butano}]_{eq} = 1M$	1,75
$[\text{Isobutano}]_{eq}$ 2,5M.	4,38

5)

1800 K

$O_2 \rightleftharpoons 2O \qquad K_p = 1,2 \times 10^{-10}$

$\frac{0,0500}{10}$

$0,005\ M \qquad Kp = \frac{P[O]^2}{P[O_2]}$

$PV = nRT$

$P = \frac{n}{V} RT$

$P_{O_2} = 0,005 \times 0,082 \times 1800$

$P_{O_2} = 0,738\ Atm$

$Kp = Kc (RT)^{\Delta n}$

$\frac{1,2 \times 10^{-10}}{0,082 \times 1800}$

$= 8,13 \times 10^{-13}$

$\sqrt{1,2 \times 10^{-10} \times 0,738} = P_O$

$P_O = 9,410 \times 10^{-6}\ Atm$

$\frac{2x}{(0,005 - x)} = K_c = 8,13 \times 10^{-3}$

$2,032 \times 10^{-15}$

$9,410 \times 10^{-6} = \frac{n}{V} \times 0,082 \times 1800 \qquad 0,005 \qquad 3 \times 10^{21}$

$3,83 \times 10^{16}\ Atm / L$

$3,83 \times 10^{17}$

(3) $B(OH)_3$ + glicerina ⇌ $B(OH)_3$ · glicerina

Kc= 0,9 (6)

0,10M

i 0,1 — —

eq. 0,1 − x A − x x

0,6 × 0,1 = 0,06

~~0,006~~

~~$\frac{0,06 \times 0,1}{(0,1-x)x}$~~ = 0,9

~~0,06~~

~~0,067 − 0,1 x − x^2~~

~~x^2 − 0,1 x + 0,067~~ = 0

0,1 − 0,06

A − 0,06

$$\frac{0,06}{(0,04)(A-0,06)} = 0,9$$

1,72 = A = [glicerina]

N_2O_4 | início

$P = 1\,atm$

20% $N_2O_4 \rightarrow NO_2$

Equilíbrio

a)

$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$

$K_p = \frac{P(NO_2)^2}{[N_2O_4]}$

N_2O_4	$\rightleftharpoons$	$2NO_2$
1		0
1 (1 − x)		2x
1 − x		2x

$x = 0,20$

$K_p = \frac{(0,40)^2}{(1-0,2)} = \frac{0,04}{0,8} = 0,25$

$(N_2O_4) = 0,1\,atm$

$K_p = \frac{x^2}{0,1}$

$0,2 \cdot 0,1 = x$

$x = 0,141$

0,1

0,1 − x

eq 0,1 − 0,05 = 0,05 atm

$2x \rightarrow 0,1\,atm$

$\frac{(2x)^2}{0,1-x} = 0,2$

50% de dissociação!

$4x^2 + 0,2x - 0,02$

$x = 0,05$

(85) $O_3(g) + NO(g) \rightleftharpoons O_2(g) + NO_2(g) = K_c = 6 \times 10^{34}$ (3)

início | $[O_3] = 1 \times 10^{-6}\ M$

$(NO) = 1 \times 10^{-5}\ M$

$[NO_2] = 2,5 \times 10^{-4}\ M$

$[O_2] = 8,2 \times 10^{-3}\ M$

$$\frac{2,5 \times 10^{-4} \times 8,2 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-6} \times 1 \times 10^{-5}} = 20,5 = \frac{10^{-7}}{10^{-11}}$$

$20,5 \times 10^5 = 2,05 \times 10^5$

NÃO HÁ OITÉ

(9)

(86) $K = 200$

$[HbCO]/[HbO_2] = 1$ = maior

$[CO]$ maior

$[O_2] = 0,2$ atm

$HbO_{2(aq)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons HbCO_{(aq)} + O_{2(g)}$

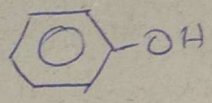
$$K = \frac{[HbCO]_{aq}[O_2]}{[HbO_2]_{aq}[CO]}$$

$$\Downarrow$$

$$K_p = 1 \cdot \frac{[O_2]}{[CO]}$$

$$K_p = \frac{P_{O_2}}{P_{CO}}$$

$$P_{CO} = \frac{0,2}{2000} = 1 \times 10^{-3}\ atm$$

① C_6H_5OH 

0,515 g ← NaOH 0,123 M

125 mL H_2O

↘ $C = 0,044\ M$

MM = 94,11 g/mol

(a) pH original ; b)

$$C_6H_5OH + H_2O \rightarrow C_6H_5O^- + H_3O^+$$

temos que saber apenas o Ka do Fenol

$$Ka = 1,3 \times 10^{-10}$$

$$Ka = \frac{x^2}{0,044} \Leftrightarrow x = 7,54 \times 10^{-3}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] \Leftrightarrow pH = -\log 7,54 \times 10^{-3}$$

$$pH = 2,12$$

(b) $[H_3O^+] = [C_6H_5O^-] = 7,54 \times 10^{-3}\ M$

c) $C_6H_5OH = 0,044 - 7,54 \times 10^{-3} = 0,036\ M$

(c) pH no Ponto de equivalência

Titulação ácido fraco Base forte

$C_6H_6OH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_6O^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Início 0,044

Após titulação 0,044 | 0,044 foi consumido pelo NaOH

No ponto de equivalência temos ainda espécie que é uma base fraca. ~~Ao calcular~~ em H_2O ela vai-se dissociar de acordo com a sua constante de equilíbrio isto é, de acordo com o Kb.

$H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2H_2O$

$K_a = 1,3 \times 10^{-10}$

$K_w = K_a \times K_b$

$\frac{1 \times 10^{-14}}{1,3 \times 10^{-10}} = 7,69 \times 10^{-5}$

então $C_6H_6O^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_6OH + OH^-$

i	0,044	x	x
V	-x		
eq	0,044 - x	x	x

$K_b = \frac{[C_6H_6OH][OH]}{[C_6H_6O^-]} \Leftrightarrow \frac{x^2}{0,044-x} = 7,69 \times 10^{-5}$

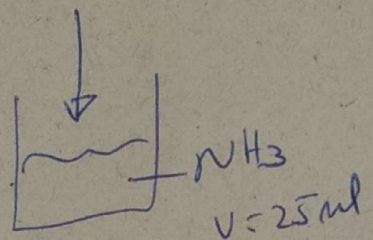
$x = \sqrt{0,044 \times 7,69 \times 10^{-5}} = 1,84 \times 10^{-3}$

$pH + pOH = 14$ $pH = 14 - \log[1,84 \times 10^{-3}]$ $[OH^-]$

$\rightarrow 11,26$

Logo $0,044 - x \approx 0,044$

(2) 36,78 ml HCl
0,015 M



$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

a) $[NH_3]$;

$C_{HCl} V_{HCl} = C_{NH_3} V_{NH_3}$

$0,015 \times 36,78 = 25 \times C_{NH_3}$

$C = 0,022\ M$

No ponto de equivalência $OH^- + H_3O^+$ são iguais.

(b) e (c) No ponto de equivalência sabemos que todo o NH_3 - produziu $NH_4^+ + OH^-$

Por outro lado sabemos que:

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

pH deverá ser ácido --

$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$

resolução igual ao anterior (ver)

No equilíbrio
$[OH] = 0,022\ M$
$[H_3O] = 3,49 \times 10^{-5}\ M$
$[NH_4] = 0,022\ M$

$\frac{K_w}{K_b} = K_a =$

$\frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} \Leftrightarrow K_a = 5,55 \times 10^{-10}$

$5,55 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,022 - x}$

$x = 3,49 \times 10^{-6}$

$-\log[3,49 \times 10^{-6}] = 5,46$

(3)

[redacted]

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+$$

pH = 7,5

Saber o Ka do $H_2PO_4^-$

o sólio é um ion especial

pKa = 7,2

pKa = −log Ka

$$Ka = \frac{[HPO_4^{-2}]\,[H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]}$$

$$Ka = \frac{[HPO_4^{-2}]}{[H_2PO_4]} \times [H_3O^+]$$

$$\underbrace{-\log Ka}_{pKa} = -\log\left(\frac{[HPO_4^{-2}]}{[H_2PO_4]} \times [H_3O^+]\right)$$

pH

$$pKa = -\log\frac{(HPO_4^{2-})}{(H_2PO_4)} - \log[H_3O^+]$$

[redacted]

$$\boxed{pKa + \log\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = pH}$$

7,2 ↓ 7,5 ↓

$$10^{7,5-7,2} = \frac{HPO_4^{2-}}{H_2PO_4} \in) \frac{(HPO_4^{2-})}{[H_2PO_4)} = 2$$

(4) pH

Ácido Acético

$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

0,050 M 0,075 M

$pH = pKa + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$

pKa do Ácido Acético

$pKa = 4,76$

$pH = 4,76 + \log \left(\frac{0,075}{0,050} \right)$

$pH = 4,76 + 0,176$

$pH = 4,92$

---

(5)

$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$

0,050 0,035

$pKa = 3,75$

a) $pH = pKa + \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]}$

$pH = 3,75 + \log \frac{0,035}{0,050}$

$pH = 3,575 \approx 3,6$

b) $4,1 - 3,75 = \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} \approx 0,51$

(6) $\frac{250\ mg\ SrF_2}{1L\ H_2O}$

$Sr^{2+}_{eq} = 1{,}03 \times 10^{-3}$

$K_{ps} = ?$

$$SrF_2 + H_2O \rightleftarrows Sr^{2+} + 2F^-$$

$$K_{ps} = [Sr^{2+}][F^-]^2$$

$$= 1{,}03 \times 10^{-3} \cdot (1{,}03 \times 10^{-3})^2 = 1{,}1 \times 10^{-9}$$

---

(7) $$Mg(OH)_2 + H_2O \rightleftarrows Mg^{2+} + 2OH^-$$

(8) $C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H_3O^+$

$\frac{1,5\,g}{150\,mL}$ MM = 122 → 0,082 M

$\frac{1,52}{150\,mL}$ MM = 147 → 0,069 M

$pH = pK_a + \log \frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} =$ ($pK_a = 4,19$)

$pH = 4,14 + \log \frac{0,069}{0,082}$

a) $pH = 4,14 - 0,075 = 4,26$

b) $pH = pK_a + \log \frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$

$pH = 4,00$; $pK_a = 4,14$

$10^{4-4,14} = \log \frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} = 0,65$

Para pH = 4,26 a razão $\frac{(B)}{(A)} = 0,812$

pH 4,00 a razão $\frac{(B)}{(A)} = 0,654$

Manter a concentração do Buffer inicial e adicionar ácido

$0,069 = 0,654 \times [A] = 0,105$

$0,105\,mols\ C_6H_5COOH \times 122 = 12,83\,g \longrightarrow 1\,L$

$1,42\,g$ (*) $\longleftarrow 0,15$

no sistema (*) $1,72 - 1,5 = 0,42\,g$

devemos adicionar mais 0,42 g de C_6H_5COOH ao sistema para que o pH fique 4

tem que adicionar mais ácido

c) i pH = 4,26
f pH = 4,0 / HCl

$-\log [H_3O^+] = 4,26$

$10^{-4,26} = [H_3O^+] = 5,5 \times 10^{-5}$

$10^{-4} = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-4}$

[illegible]

$\frac{1 \times 10^{-4}}{1} \times 0,150 = 1,5 \times 10^{-5}$ moles

$5,5 \times 10^{-5} \times 0,150 = 8,25 \times 10^{-6}$ moles

$1,5 \times 10^{-5} - 8,25 \times 10^{-6} = 6,75 \times 10^{-6}$ moles de ácido que devem ser adicionados para o pH descer de 4,26 → 4,00

2 mL — 1000 mL
$6,75 \times 10^{-3}$ → x

x ≈ 3,4 µL //

(9)

$NH_3 + HCl$

$[NH_3] = 0,40$ M

50 mL

25 mL HCl 0,20

$K_b = 1,81 \times 10^{-5}$

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

pH = ?

↓

BASE FRACA + ÁCIDO FORTE

pH < 7

dúvida estamos antes do equilíbrio, no equilíbrio ou depois do equilíbrio?

nº de moles NH_3 presentes

$\frac{0,40 \times 50}{1000} = 0,02$

$\frac{0,20 \times 25}{1000} = 5 \times 10^{-3}$

um excesso de amónia 0,015

portanto o pH será ainda básico

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4 + OH^-$

$0,015 - x \qquad x \qquad x$

$\frac{x^2}{0,015} = 1,81 \times 10^{-5} =$

$x = 5,21 \times 10^{-4}$ M

$=$

$[OH]$

$pOH = -\log[OH]$

$pOH = 3,28$

$pH = 10,72$

(10) 29g rolhas

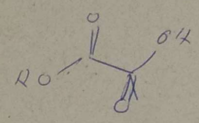
Ácido oxálico 1,2%) 0,336g de Ácido oxálico

$V [NaOH] = ?$

0.25

$C_2H_2O_4 = 90,034$

$Moxálico = \frac{0,336}{90.034} = 3,73 \times 10^{-3}$ mols



0,25 moles — 1000ml

$3,73 \times 10^{-3}$ — x

$x = 14,92$

Para titular completamente o Ácido oxálico necessitamos de Aproximadamente 15ml da solução NaOH 0,25M

b) oxalato de cálcio CaC_2O_4

$90,034 - 2 + 40,1 = 128,134$

$128,134 \times 3,73 \times 10^{-3} = 0,477g$

---

(11) 0,10M | Ba^{2+}, Ca^{2+} ← F^-

$Ca^{2+} + F^- \rightarrow CaF_2$ Sem que BaF_2 precipite

$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^+ + 2F^-$

$K_{ps} = [Ca^{+}][F^-]^2 =$

$3,5 \times 10^{-11} = x^3 = 3,39 \times 10^{-4}$ M

BaF_2

$BaF_2 \rightleftharpoons Ba^+ + 2F^-$

$1,94 \times 10^{-4} = x^3 = 0,056$ //

---

(12) (13) NH_3 0,050 mol de $AgCl$

1 L H_2O

$AgCl$ ~~[illegible]~~ $Kps = 1,0 \times 10^{-10}$

$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$ $1 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,05}$

0,05M $\sqrt{5 \times 10^{-12}} = x$

$2,23 \times 10^{-6}$ M → Solubility em H_2O

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$AgCl + NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4Cl\ AgOH$

Para dissolver todo o $AgCl$ deve-se adicionar ~~pelo menos~~ no mínimo 0,05 mols de amônia.

(14) $pH = 2,5$

NaOH 0,150 M Ka

100 mL de H_3PO_4 (0,230 M)

$$H_3PO_4 + H_2O \overset{Ka}{\rightleftharpoons} H_2PO_4^- + H_3O^+$$

$$Ka = \frac{[H_2PO_4^-][H_3O^+]}{[H_3PO_4]} =$$

$pKa = 2,15$

$7,08 \times 10^{-3} = \frac{x^2}{0,230 - x}$ (desconsidera)

$pKa = -\log Ka$

$10^{-2,15} = Ka$

$Ka = 7,08 \times 10^{-3}$

$x = 0,0403$ M

$= [H_3O^+]$

$pH = -\lg [H_3O^+]$

$pH = -\lg(0,0403) = 1,39$

$10^{-2,5} = [H_3O^+] = 3,16 \times 10^{-3}$

0,0403 mols — 1000 mL

n — 100 mL

$n = 0,00403$ mols

$3,16 \times 10^{-4}$ mols em 100 mL

mols de NaOH a adicionar $= 4,03 \times 10^{-3} - 3,16 \times 10^{-4} = 8,67 \times 10^{-4}$

0,150 mols NaOH — 1000 mL

$8,67 \times 10^{-4}$ — x

$x = 5,78$ mL

deveremos adicionar 5,78 mL de NaOH para o pH subir de 1,39 – 2,5