

Lista - Equilíbrio em Água

Luiz Claudio



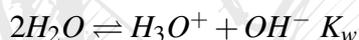
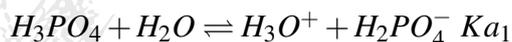


1 Problemas

Problema 1. Para os seguintes ácido e bases de Bronsted-Lowry, escreva seu par ácido-base conjugada. Caso uma espécie possa atuar tanto como base quanto ácido, escreva ambos os pares ácido-base conjugados:

- HCN
- NH_3
- OH^-
- H_3O^+
- $H_2PO_4^-$
- HCO_3^-

Problema 2. Considerando que no equilíbrio das espécies derivadas de H_3PO_4 em água ocorrem as seguintes reações:



Sabendo disso, responda os itens abaixo:

- Escreva as equações das constantes de equilíbrio de todas as reações
- Escreva as equações de balanço de carga e do balanço de massa das espécies de Fósforo para o sistema

Problema 3. Calcule o pH para uma solução formada a partir da adição de 50ml de uma solução de HCl 0,1 M a 50 ml de H_2O

Problema 4. Calcule o pH para uma solução formada a partir da adição de 20ml de uma solução de H_2SO_4 0,05 M a 80ml de H_2O . Assuma que os 2 prótons do ácido sulfúrico são 100% ionizados

Problema 5. Calcule o pH para uma solução formada a partir da adição de 200ml de uma solução de NH_3 1 M a 300ml de H_2O . Dados: $K_{a_{NH_4^+}} = 5,5 \cdot 10^{-10}$

Problema 6. Calcule o pH para uma solução formada a partir da adição de 1L de uma solução de NaOH 0,005 M a 9L de H_2O

Problema 7. Calcule o pH para uma solução formada a partir da adição de 35,4 ml de uma solução de H_2CO_3 0,8 M a 114,6ml de H_2O . Dados: $K_{a1} = 4,2 \cdot 10^{-7}$, $K_{a2} = 5,6 \cdot 10^{-11}$



Problema 8. Sabendo que o pK_a do ácido fórmico vale 3,74, marque a resposta que corresponde, aproximadamente, ao pH de uma solução de água de concentração inicial de ácido fórmico de 0,05 M;

- a) 2,60
- b) 2,55
- c) 2,23
- d) 2,65
- e) 2,53

Problema 9. Sabendo que o pH de uma solução de ácido acético vale 4,36, assinale o valor do grau de dissociação do ácido acético, dado $Ka_{CH_3COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

- a) 29%
- b) 32%
- c) 40%
- d) 27%
- e) 35%

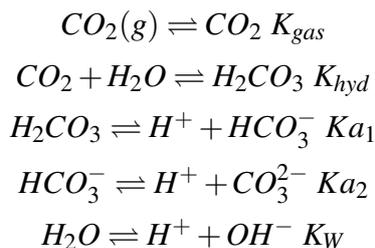
Problema 10. Identifique quais dos seguintes grupos possuem apenas compostos de caráter ácido, de acordo com os conceitos de ácido-base de Bronsted-Lowry;

- a) $NH_3, HCl, NaOH$
- b) $KHSO_4, H_3O^+, C_6H_5COOH$
- c) HF, H_3AsO_4, Na_2CO_3
- d) $Al^{3+}, HNO_3, HCOOH$
- e) $NaOCH_3, H_2SO_4, KCl$

Problema 11. Os tampões são soluções que conseguem fazer que o valor de seu pH varie minimamente na adição de ácidos e bases, mesmo sendo eles fortes. Sabendo disso, assinale qual(is) do(s) seguintes compostos não servem para fazer soluções tampão:

- a) NH_4Cl e NH_3
- b) $KHSO_4$ e K_2SO_4
- c) $NaNO_3$ e HNO_3
- d) CH_3COOH e KCH_3COO
- e) $NaCl$ e HCl

Problema 12. (OBQ 2025 - Etapa II - Questão 1.5) Dentre as inúmeras consequências do aquecimento global e das emissões de carbono para a atmosfera, a acidificação dos oceanos é um exemplo notável que vem causando danos severos à biota marinha. Para quantitativamente entender esse processo, é necessário considerar o complexo equilíbrio estabelecido pelas espécies multipróticas do CO_2 em solução. As equações relevantes são apresentadas a seguir:



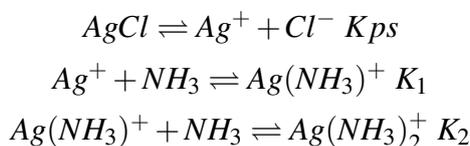
Use as equações de equilíbrio e as equações de balanço de massa para achar uma expressão para a fração de CO_3^{2-} em solução ($\alpha_{CO_3^{2-}}$) exclusivamente em função das constantes de equilíbrio e da concentração de H^+ .

Problema 13. (Questão 18.52 - Rosenberg - 8º ed) Volumes iguais de $AgNO_3$ 0,020 M e de HCN 0,020 M foram misturados. Calcule a $[Ag^+]$ no equilíbrio. O K_{ps} do $AgCN$ é $6,0 \cdot 10^{-17}$ e o K_a do HCN é $4,93 \cdot 10^{-10}$

Problema 14. Em um laboratório de química, temos 5 frascos com soluções de EDTA com pHs diferentes em cada uma, sabendo que as constantes de constantes de acidez do EDTA são $pK_{a1} = 2,00$, $pK_{a2} = 2,67$, $pK_{a3} = 6,16$ e $pK_{a4} = 10,26$, diga quais serão as espécies predominantes em cada um dos casos:

- $pH = 1,00$;
- $pH = 2,00$
- $pH = 4,41$
- $pH = 8,21$
- $pH = 10,26$

Problema 15. (Questão 6L.12 - Peter Atkins - 7º ed - ADAPTADA) Os precipitados de cloreto de prata se dissolvem em solução de amônia devido à formação de íons $Ag(NH_3)_2^+$. Qual é a solubilidade do cloreto de prata em uma solução 1,0 M de $NH_3(aq)$? Considere os seguintes equilíbrios:



Dados: $K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$, $K_1 = 2,1 \cdot 10^3$ e $K_2 = 8,2 \cdot 10^3$

2 Gabarito

Problema 1. os pares ácido-base são os seguintes;

- HCN e CN^-
- NH_4^+ e NH_3



- c) H_2O e OH^-
 d) H_3O^+ e H_2O
 e) H_3PO_4 e $H_2PO_4^-$, $H_2PO_4^-$ e HPO_4^{2-}
 f) H_2CO_3 e HCO_3^- , HCO_3^- e CO_3^{2-}

Problema 2. As equações são as seguintes;

- a) As equações das constantes são;

$$K_{a1} = \frac{[H_2PO_4^-][H_3O^+]}{[H_3PO_4]}$$

$$K_{a2} = \frac{[HPO_4^{2-}][H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]}$$

$$K_{a3} = \frac{[PO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HPO_4^{2-}]}$$

$$K_W = [OH^-][H_3O^+]$$

- b) As equações de balanço de massa e carga são;

Balanço de Carga;

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [H_2PO_4^-] + 2[HPO_4^{2-}] + 3[PO_4^{3-}]$$

Balanço de Massa;

$$C_{fosforo} = [H_3PO_4] + [H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] + [PO_4^{3-}]$$

Problema 3. Calculando a nova concentração de HCl;

$$[HCl] = \frac{n_{HCl}}{V_{sol}} = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot 50 \text{ ml}}{50 \text{ ml} + 50 \text{ ml}} = 0,05M$$

Como o HCl é ácido forte, temos:

Substância	Inicial (mol/L)	Varição (mol/L)	Final (mol/L)
HCl	0,05	-0,05	0
H ⁺	0	+0,05	0,05
Cl ⁻	0	+0,05	0,05

Logo,

$$pH = -\log_{10} 0,05 \cong 1,3$$

Problema 4. Calculando a nova concentração de H_2SO_4 ;

$$[H_2SO_4] = \frac{n_{H_2SO_4}}{V_{sol}} = \frac{0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot 20 \text{ ml}}{20 \text{ ml} + 80 \text{ ml}} = 0,01 M$$

Como o H_2SO_4 é ácido forte, temos:

Substância	Inicial (mol/L)	Variação (mol/L)	Final (mol/L)
H_2SO_4	0,01	-0,01	0
H^+	0	+0,01	0,01
HSO_4^-	0	+0,01	0,01

Como o H_2SO_4 é ácido forte, temos:

Substância	Inicial (mol/L)	Variação (mol/L)	Final (mol/L)
H_2SO_4	0,01	-0,01	0
H^+	0,01	+0,01	0,02
SO_4^{2-}	0	+0,01	0,01

Logo,

$$pH = -\log_{10} 0,02 \cong 1,7$$

Problema 5. calculando a nova concentração de NH_3 ;

$$[NH_3] = \frac{n_{NH_3}}{V_{sol}} = \frac{1 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot 200 \text{ ml}}{200 \text{ ml} + 300 \text{ ml}} = 0,4 M$$

Calculando o valor de K_b ;

$$K_b = \frac{K_W}{K_a} = \frac{10^{-14}}{5,5 \cdot 10^{-10}} = 1,82 \cdot 10^{-5}$$

Como o NH_3 é base fraca, temos:

Substância	Inicial (mol/L)	Variação (mol/L)	Final (mol/L)
NH_3	0,4	-x	0,4 - x
OH^-	0	+x	x
NH_4^+	0	+x	x

Logo;

$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0,4 - x}$$

Como $K_b \cdot 400 = 7,3 \cdot 10^{-3} < [NH_3]_0 = 1$, então $0,4 - x \cong 0,4$. Logo;

$$\frac{x^2}{0,4} = 1,82 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x = (1,82 \cdot 10^{-5} \cdot 0,4)^{\frac{1}{2}} = 2,7 \cdot 10^{-3} M$$

Assim;

$$[OH^-] = x = 2,7 \cdot 10^{-3} M \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{2,7 \cdot 10^{-3}} = 3,7 \cdot 10^{-12} M \Rightarrow pH = -\log_{10} 3,7 \cdot 10^{-12} \cong 11,4$$

Problema 6. Calculando a nova concentração de $NaOH$;

$$[NaOH] = \frac{n_{NaOH}}{V_{sol}} = \frac{0,005 mol \cdot L^{-1} \cdot 1L}{1L + 9L} = 5 \cdot 10^{-4} M$$

Como $NaOH$ é uma base forte;

Substância	Inicial (mol/L)	Variação (mol/L)	Final (mol/L)
$NaOH$	$5 \cdot 10^{-4}$	$-5 \cdot 10^{-4}$	0
OH^-	0	$+5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$
Na^+	0	$+5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$

Logo;

$$[OH^-] = 5 \cdot 10^{-4} M \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-4}} = 2 \cdot 10^{-11} M$$

$$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10} 2 \cdot 10^{-11} \cong 10,7$$

Problema 7. 1) Calculando inicialmente a nova concentração inicial de H_2CO_3 ;

$$[H_2CO_3]_o = \frac{n_{H_2CO_3}}{V_{sol}} = \frac{0,8 mol \cdot L^{-1} \cdot 35,4 ml}{35,4 ml + 114,6 ml} = 1,89 \cdot 10^{-1} M$$

Como nesse caso temos 2 equilíbrios que dependem um do outro, é possível realizar a questão por meio das tabelas de equilíbrio, entretanto seria necessário utilizar algumas aproximações, por isso utilizarei das fórmulas do balanço de massa e de carga para realizar essa solução, que é um método que funciona para todos os casos;

2) Inicialmente, escrevendo todas as fórmulas do nosso sistema de equações:

$$Ka_1 = \frac{[HCO_3^-][H^+]}{[H_2CO_3]} \dots I$$

$$Ka_2 = \frac{[CO_3^{2-}][H^+]}{[HCO_3^-]} \dots II$$

$$K_W = [H^+][OH^-] \dots III$$

$$[H_2CO_3]_o = [H_2CO_3] + [HCO_3^-] + [CO_3^{2-}] \dots IV$$

$$[H^+] = [OH^-] + [HCO_3^-] + 2[CO_3^{2-}] \dots V$$

3) De I;

$$[H_2CO_3] = \frac{[HCO_3^-][H^+]}{Ka_1} \dots VI$$



4) De II;

$$[CO_3^{2-}] = \frac{[HCO_3^-] \cdot Ka_2}{[H^+]} \dots VII$$

5) Substituindo VI e VII em IV;

$$[H_2CO_3]_o = \frac{[HCO_3^-][H^+]}{Ka_1} + [HCO_3^-] + \frac{[HCO_3^-] \cdot Ka_2}{[H^+]}$$

$$\Rightarrow [HCO_3^-] = \frac{[H^+]Ka_1}{[H^+]^2 + [H^+]Ka_1 + Ka_1Ka_2} \cdot [H_2CO_3]_o \dots VIII$$

6) Substituindo VIII em VI e VII, teremos;

$$[H_2CO_3] = \frac{[H^+]^2}{[H^+]^2 + [H^+]Ka_1 + Ka_1Ka_2} \cdot [H_2CO_3]_o \dots IX$$

$$[CO_3^{2-}] = \frac{Ka_1Ka_2}{[H^+]^2 + [H^+]Ka_1 + Ka_1Ka_2} \cdot [H_2CO_3]_o \dots X$$

7) De III;

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H^+]} \dots XI$$

8) Substituindo VIII, IX, X e XI em V;

$$[H^+] = \frac{K_W}{[H^+]} + \frac{[H^+]Ka_1}{[H^+]^2 + [H^+]Ka_1 + Ka_1Ka_2} \cdot [H_2CO_3]_o + 2 \frac{Ka_1Ka_2}{[H^+]^2 + [H^+]Ka_1 + Ka_1Ka_2} \cdot [H_2CO_3]_o$$

9) Agora que nosso sistema tem apenas uma única variável, podemos resolvê-lo. Multiplicando ambos os lados da igualdade por $([H^+]^2 + [H^+]Ka_1 + Ka_1Ka_2) \cdot [H^+]$, teremos;

$$[H^+]^4 + [H^+]^3Ka_1 + [H^+]^2(Ka_1Ka_2 - K_W - Ka_1[H_2CO_3]_o) - [H^+](K_WKa_1 + 2Ka_1Ka_2[H_2CO_3]_o) - K_WKa_1Ka_2 = 0$$

Substituindo os valores de Ka_1 , Ka_2 , K_W e $[H_2CO_3]_o$;

$$[H^+]^4 + [H^+]^3 \cdot 4,2 \cdot 10^{-7} - [H^+]^2 \cdot 7,94 \cdot 10^{-8} - [H^+] \cdot 8,9 \cdot 10^{-18} - 2,35 \cdot 10^{-31} = 0$$

10) Isolando o termo $[H^+]^4$, podemos utilizar o método das aproximações sucessivas, também chamado de método da iteração. Assim, chegamos no valor de $[H^+]$, que será;

$$[H^+] = 2,82 \cdot 10^{-4} M \Rightarrow pH = -\log_{10} 2,82 \cdot 10^{-4} = 3,55$$

Problema 8. e), Como o Ác. Fórmico é ácido fraco, representando o par ácido-base conjugada do ácido fórmico como $ForH$ e For^- , então:

Substância	Inicial (mol/L)	Variação (mol/L)	Final (mol/L)
$ForH$	$5 \cdot 10^{-2}$	-x	$5 \cdot 10^{-2} - x$
For^-	0	+x	x
H^+	0	+x	x



Logo;

$$K_a = \frac{[For^-][H^+]}{[ForH]} = \frac{x^2}{0,05 - x}$$

Como $K_a \cdot 400 = 10^{-3,74} \cdot 400 = 0,073 > 0,05$, não podemos desprezar x , assim desenvolvendo a nossa equação:

$$x^2 + x \cdot K_a - 0,05K_a = 0$$

Substituindo K_a :

$$x^2 + x \cdot 1,82 \cdot 10^{-4} - 9,1 \cdot 10^{-6} = 0$$

Resolvendo a equação de segundo grau, chegamos no valor de x :

$$x = 2,93 \cdot 10^{-3} M = [H^+]$$

Logo, o pH vale:

$$pH = -\log_{10} 2,93 \cdot 10^{-3} = 2,53$$

Problema 9. a), Fazendo a tabela de equilíbrio do ácido acético;

Substância	Inicial (mol/L)	Variação (mol/L)	Final (mol/L)
CH_3COOH	$[CH_3COOH]_o$	-x	$[CH_3COOH]_o - X$
CH_3COO^-	0	+x	x
H^+	0	+x	x

Logo;

$$K_a = \frac{x^2}{[CH_3COOH]_o - x}$$

Como $pH = 4,36 \Rightarrow [H^+] = 10^{-4,36} M$, e como temos que $x = [H^+] = [CH_3COO^-] = 10^{-4,36} M$, podemos substituir isso na fórmula;

$$[CH_3COOH]_o = \frac{(10^{-4,36})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} + 10^{-4,36} = 1,5 \cdot 10^{-4} M$$

Assim, temos que o valor da constante de dissociação do ácido acético vale;

$$\alpha = \frac{C_{dissociada}}{C_{inicial}} = \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]_o} = \frac{10^{-4,36} M}{1,5 \cdot 10^{-4} M} \cong 29\%$$

Problema 10. b), já que:

- Ambos NH_3 e $NaOH$ são bases
- Está correto
- Na_2CO_3 quando em solução se dissocia em Na^+ , que é inerte, e em CO_3^{2-} , que é uma base fraca
- Al^{3+} apresenta carácter ácido em solução, entretanto ele é classificado como ácido de Lewis e não de Bronsted-Lowry, já que não solta H^+



- e) $NaOCH_3$ quando em solução libera CH_3O^- que é uma base, além disso, KCl é inativo, já que ambos seus íons são inativos em solução

Problema 11. c) e e), já que para fazer soluções tampões nós utilizamos uma combinação de um ácido ou base **fraco** e de seu par conjugado;

- a) NH_4^+ e NH_3 formam um par ácido-base conjugado
 b) HSO_4^- e SO_4^{2-} formam um par ácido-base conjugado, mesmo que HSO_4^- seja muito mais forte que a maioria dos ácidos fracos
 c) HNO_3 não consegue formar um par ácido-base conjugado, pois é ácido forte e vai estar 100% desprotonado em solução, assim não conseguindo formar o equilíbrio necessário para ter uma solução tampão
 d) CH_3COOH e CH_3COO^- formam um par ácido-base conjugado
 e) Assim como o HNO_3 , HCl não consegue formar par ácido-base conjugado, já que também é ácido forte

Problema 12. 1) Inicialmente, escrevendo todas as equações importantes para o problema;

$$K_{hyd} = \frac{[H_2CO_3]}{[CO_2]} \dots I$$

$$K_{a1} = \frac{[HCO_3^-][H^+]}{[H_2CO_3]} \dots II$$

$$K_{a2} = \frac{[CO_3^{2-}][H^+]}{[HCO_3^-]} \dots III$$

$$C_{CO_2} = [H_2CO_3] + [HCO_3^-] + [CO_3^{2-}] + [CO_2] \dots IV$$

2) De I;

$$[CO_2] = \frac{[H_2CO_3]}{K_{hyd}} \dots V$$

3) De II;

$$[H_2CO_3] = \frac{[HCO_3^-][H^+]}{K_{a1}} \dots VI$$

4) De III;

$$[HCO_3^-] = \frac{[CO_3^{2-}][H^+]}{K_{a2}} \dots VII$$

5) Substituindo VII em VI;

$$[H_2CO_3] = \frac{[CO_3^{2-}][H^+]^2}{K_{a1}K_{a2}} \dots VIII$$

6) Substituindo VIII em V;

$$[CO_2] = \frac{[CO_3^{2-}][H^+]^2}{K_{a1}K_{a2}K_{hyd}} \dots IX$$



7) Substituindo IX, VIII e VII em IV;

$$C_{CO_2} = \frac{[CO_3^{2-}][H^+]^2}{K_{a1}K_{a2}} + \frac{[CO_3^{2-}][H^+]}{K_{a2}} + [CO_3^{2-}] + \frac{[CO_3^{2-}][H^+]^2}{K_{a1}K_{a2}K_{hyd}}$$

$$\Rightarrow C_{CO_2} = [CO_3^{2-}] \cdot \frac{[H^+]^2 K_{hyd} + [H^+] K_{hyd} K_{a1} + K_{a1} K_{a2} K_{hyd} + [H^+]^2}{K_{a1} K_{a2} K_{hyd}}$$

$$[CO_3^{2-}] = C_{CO_2} \cdot \frac{K_{a1} K_{a2} K_{hyd}}{[H^+]^2 K_{hyd} + [H^+] K_{hyd} K_{a1} + K_{a1} K_{a2} K_{hyd} + [H^+]^2} = C_{CO_2} \cdot \alpha_{CO_3^{2-}}$$

8) Logo, $\alpha_{CO_3^{2-}}$ vale;

$$\alpha_{CO_3^{2-}} = \frac{K_{a1} K_{a2} K_{hyd}}{[H^+]^2 + [H^+]^2 K_{hyd} + [H^+] K_{hyd} K_{a1} + K_{a1} K_{a2} K_{hyd}}$$

Problema 13. 1) Considere que o volume das soluções de $AgNO_3$ e HCN era de V , assim calculando as novas concentrações de $AgNO_3$ e HCN ;

$$[AgNO_3]_o = \frac{n_{AgNO_3}}{V_{sol}} = \frac{0,02 mol \cdot L^{-1} \cdot V}{V + V} = 0,01M$$

$$[HCN]_o = \frac{n_{HCN}}{V_{sol}} = \frac{0,02 mol \cdot L^{-1} \cdot V}{V + V} = 0,01M$$

2) Calculando a concentração inicial de prata, $[Ag]_o$, sabendo que $AgNO_3$ se dissocia completamente; Assim, $[Ag^+]_o = [NO_3^-]_o = 0,01M$

Substância	Inicial (mol/L)	Varição (mol/L)	Final (mol/L)
$AgNO_3$	0,01	-0,01	0
Ag^+	0	+0,01	0,01
NO_3^-	0	+0,01	0,01

3) Agora, escrevendo as reações importantes para o nosso equilíbrio, nesse caso específico fazendo o balanço de massas usando o número de mols, já que parte dos nossos compostos virarão precipitados;

$$K_a = \frac{[CN^-][H^+]}{[HCN]} \dots I$$

$$K_{ps} = [CN^-][Ag^+] \dots II$$

$$K_w = [H^+][OH^-] \dots III$$

$$n_{o,HCN} = n_{HCN} + n_{CN^-} + n_{AgCN} \dots IV$$

$$n_{o,Ag} = n_{Ag^+} + n_{AgCN} \dots V$$

$$[H^+] + [Ag^+] = [CN^-] + [OH^-] + [NO_3^-] \dots VI$$

4) Temos que $n_{o,Ag} = n_{o,HCN} = 0,01M \cdot 2V$, logo, igualando IV e V;

$$n_{HCN} + n_{CN^-} + n_{AgCN} = n_{Ag^+} + n_{AgCN} \Rightarrow n_{HCN} + n_{CN^-} = n_{Ag^+} (\div 2V)$$



5) Como HNO_3 é um ácido forte, NO_3^- não irá se transformar em HNO_3 em quantidades relevantes, logo podemos fazer a seguinte aproximação;

$$[NO_3^-]_o = [NO_3^-] = 0,01M$$

6) De II;

$$[CN^-] = \frac{Kps}{[Ag^+]} \dots VIII$$

7) Substituindo VIII em VII;

$$[Ag^+] = \frac{Kps}{[Ag^+]} + [HCN] \Rightarrow [HCN] = \frac{[Ag^+]^2 - Kps}{[Ag^+]} \dots IX$$

8) Substituindo IX e VIII em I;

$$Ka = \frac{\frac{Kps}{[Ag^+]} [H^+]}{\frac{[Ag^+]^2 - Kps}{[Ag^+]}} \Rightarrow [H^+] = \frac{Ka([Ag^+]^2 - Kps)}{Kps} \dots X$$

9) Substituindo X em III;

$$K_W = [OH^-] \cdot \frac{Ka([Ag^+]^2 - Kps)}{Kps} \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_W Kps}{Ka([Ag^+]^2 - Kps)} \dots XI$$

10) Substituindo XI, X e VIII em VI;

$$\frac{Ka([Ag^+]^2 - Kps)}{Kps} + [Ag^+] = \frac{K_W Kps}{Ka([Ag^+]^2 - Kps)} + 0,01M + \frac{Kps}{[Ag^+]}$$

Reorganizando essa equação, chegamos em;

$$[Ag^+]^5 \cdot Ka^2 + [Ag^+]^4 \cdot KaKps - [Ag^+]^3 \cdot (2Ka^2Kps + KpsKa \cdot 0,01) - [Ag^+]^2 \cdot 2KaKps^2 + [Ag^+] \cdot Kps^2(Ka^2 - K_W + Ka \cdot 0,01) + Kps^3Ka = 0$$

11) Como possuímos todos os valores de Ka , Kps e K_W , podemos isolar o termo $[Ag^+]^5$ e aplicar o método das aproximações sucessivas. Assim, chegamos no valor de $[Ag^+]$;

$$[Ag^+] = 3,48 \cdot 10^{-5}M$$

Problema 14. Sejam as 5 espécies de EDTA representadas pelo seguinte, $[H_4Y]$, $[H_3Y^-]$, $[H_2Y^{2-}]$, $[HY^{3-}]$ e $[Y^{4-}]$, logo:

- como $pH < pKa_1$, a espécie predominante será $[H_4Y]$
- como $pH = pKa_1$, as espécies predominantes serão $[H_4Y]$ e $[H_3Y^-]$
- como $pH = \frac{pKa_2 + pKa_3}{2}$, a espécie predominante é $[H_2Y^{2-}]$
- como $pH = \frac{pKa_3 + pKa_4}{2}$, a espécie predominante é $[HY^{3-}]$



e) como $pH = pK_{a4}$, as espécies predominantes serão $[HY^{3-}]$ e $[Y^{4-}]$

Problema 15. 1) Escrevendo as equações que serão importantes para o nosso equilíbrio;

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] \dots I$$

$$K_1 = \frac{[Ag(NH_3)^+]}{[Ag^+][NH_3]} \dots II$$

$$K_2 = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{[Ag(NH_3)^+][NH_3]} \dots III$$

$$[Ag^+] + [Ag(NH_3)^+] + [Ag(NH_3)_2^+] = [Cl^-] \dots IV$$

2) De III,

$$[Ag(NH_3)_2^+] = K_2[NH_3][Ag(NH_3)^+] \dots V$$

3) De II;

$$[Ag(NH_3)^+] = K_1[Ag^+][NH_3] \dots VI$$

4) De I;

$$[Ag^+] = \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} \dots VII$$

5) Substituindo VII em VI;

$$[Ag(NH_3)^+] = \frac{K_1[NH_3]K_{ps}}{[Cl^-]} \dots VIII$$

6) Substituindo VIII em V;

$$[Ag(NH_3)_2^+] = \frac{K_1K_2K_{ps}[NH_3]^2}{[Cl^-]} \dots IX$$

7) Substituindo IX, VIII e VII em IV;

$$\frac{K_1K_2K_{ps}[NH_3]^2}{[Cl^-]} + \frac{K_1[NH_3]K_{ps}}{[Cl^-]} + \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} = [Cl^-]$$

Reorganizando;

$$[Cl^-] = (K_{ps} + K_1K_{ps}[NH_3] + K_2K_1K_{ps}[NH_3]^2)^{\frac{1}{2}}$$

Substituindo os valores de K_{ps} , K_1 , K_2 e $[NH_3] = 1M$, temos que o concentração de cloreto vale:

$$[Cl^-] = 5,57 \cdot 10^{-2}M$$

8) Como a solubilidade do $AgCl$ nessa solução pode ser dada pela soma das concentrações de todas as espécies de prata em solução ou de todas as espécies de cloro em solução, então;

$$S = [Cl^-] = 5,57 \cdot 10^{-2}M$$