

Lista de Exercícios Equilíbrios em meio aquoso

Felipe de Deus e Patrick Aubert



Problema 1

Uma amostra de ácido sulfúrico (H_2SO_4), de 25,00 mL, foi titulada para verificar se a concentração informada no rótulo estava correta, que era 0,06 mol/L. A titulação foi realizada com NaOH de concentração 0,100 mol/L e foi gasto 15,43 mL na titulação. A concentração informada no rótulo estava correta?

- a- Sim.
- b- Não. É 0,03 mol/L.
- c- Não. É 0,02 mol/L.
- d- Nenhuma das anteriores.

Problema 2

Calcule o pH da titulação de NH_4OH 0,100 mol/L de 50,00 mL com HCl 0,100 mol/L, após adição de **a)** 0,0 mL; **b)** 25,00 mL; **c)** 50,00 mL e **d)** 75,00 mL. Dado $K_b = 1,71 \cdot 10^{-5}$.

Problema 3

Em um tubo de ensaio foi colocado 2 gotas de uma solução de sulfato de cobre e 2 gotas de hidróxido de sódio, apareceu um precipitado, logo em seguida foi adicionado excessivo de hidróxido de sódio e o precipitado dissolveu. Apresente todas as equações, explique o que ocorre e calcule a constante global. Dado: $K_{ps-Cu(OH)_2} = 2,0 \cdot 10^{-19}$ e $K_f-Cu(NH_3)_4^{+2} = 2,0 \cdot 10^{14}$.

Problema 4

Um creme tem ZnO, em sua formulação e foi realizada uma titulação com 1,000 g desse creme com EDTA 0,02055 mol/L e foi gasto 20,00 mL. Qual é a porcentagem de ZnO(m/m)?

a- 2,446 %

b- 3,345%

c- 3,548%

d- 4,112%

Problema 5(IME 2020)

Adiciona-se lentamente K_2CrO_4 a uma solução que contém $[Ag^+] = 8 \cdot 10^{-4}$ mol/L e $[Pb^{2+}] = 4,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Desprezando-se a variação de volume, qual será a concentração do sal que começou a precipitar primeiro, no exato momento em que o segundo sal começar a precipitar? Dados: $K_{ps}(Ag_2CrO_4) = 1,6 \cdot 10^{-12}$ e $K_{ps}(PbCrO_4) = 1,8 \cdot 10^{-14}$

Problema 6 (OBQ-2019-Adaptada)

Uma das formas de se obter o ácido nítrico é a partir da amônia pelo Processo Ostwald. Numa primeira etapa, a amônia é colocada para reagir com gás oxigênio, a $1000^\circ C$, com catalisador. Dessa forma, se obtém o monóxido de nitrogênio e a água. Numa segunda etapa, o monóxido de nitrogênio reage com gás oxigênio, formando o dióxido de nitrogênio. Esse, por sua vez, é colocado para reagir com água, formando ácido nítrico e monóxido de nitrogênio. Escreva as reações acima e, sabendo que foram consumidos 51g de NH_3 , com oxigênio em excesso, e todos os processos estão com rendimento completo, calcule o pH da solução de HNO_3 em 3L de água.

Problema 7

Rana, Ludmila e Gabriel estavam no laboratório e quiseram medir certos pHs. Fizeram 3 soluções ácidas em 1L de solução: uma de CH_3COOH 0,1M (solução 1); ácido benzóico 0,3M (solução 2) e ácido propanóico 0,5M (solução 3). Re-

sponda o que se pede:

OBS.: $Ka_{(CH_3CO_2H)} = 1,8 \times 10^{-5}$; $Ka_{(C_6H_5CO_2H)} = 6,3 \times 10^{-5}$ e $Ka_{(CH_3CH_2CO_2H)} = 1,3 \times 10^{-5}$

- Calcule o pH de cada solução.
- Após medido o pH de cada solução, eles adicionaram 0,2 mols dos respectivos sais. Calcule o pH de cada solução após essas adições.
- Logo depois da adição do sal, tiveram a curiosidade de saber o que aconteceria se adiciassem 0,05 mol de HCl. Sendo assim, adicionaram a solução 1 essa quantidade e observaram um deslocamento. Cite esse deslocamento e calcule o pH desta solução após a adição do HCl.

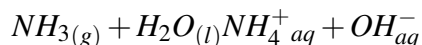
Problema 8 (UFMG)

O hidróxido de amônio, em solução $10^{-3}M$, apresenta grau de ionização 1% em temperatura ambiente. Sua constante de ionização valerá, aproximadamente, nessa temperatura:

- 10^{-2}
- 10^6
- 10^{-3}
- 10^{-7}
- 10^{-4}

Problema 9 (OBQ 2016)

Quando a amônia se dissolve em água, ela ioniza e estabelece o equilíbrio a seguir:



Uma solução de amoníaco foi preparada dissolvendo 0,04 mol de amônia em 200 mL de água sem que nenhuma variação de volume fosse observada e o pH da solução foi 11,3. Se um sal com um íon comum (exemplo, cloreto de amônio) for adicionado ao sistema, o equilíbrio irá se deslocar até que se restabeleça uma nova situação de equilíbrio. Por apresentar um odor relativamente forte e irritante enquanto o equilíbrio estiver sendo restabelecido o odor da amônia ficará mais evidenciado. Diante da situação apresentada, responda aos itens a seguir:

- Qual o valor do grau de ionização e da constante de ionização da amônia?
- Ao adicionar o cloreto de amônio o equilíbrio sofreu uma perturbação. Para qual lado o equilíbrio se deslocou, explique utilizando o Princípio de Le Chatelier.
- Como se chama a solução resultante após a adição do sal? Explique.
- Se a quantidade de sal adicionada foi 1,07 g, qual o novo pH da solução?
- Quais são os pares conjugados e a geometria das espécies químicas nitroge-

nadas na equação inicial?

Dados: $\log 2 = 0,3$; $\log 3 = 0,5$; $\log 5 = 0,7$ $K_b = 2,00 \times 10^{-5}$

Problema 10 (OBQ 2010)

O ácido fórmico (HCOOH) recebe esse nome porque foi obtido pela primeira vez a partir da “destilação destrutiva” de formigas. Trata-se de um ácido monoprótico, moderadamente fraco, cujo valor de K_a é igual a $1,8 \times 10^{-4}$. Uma solução de ácido fórmico de concentração igual $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, a porcentagem de moléculas ionizadas está entre:

- a) 20 e 30%
- b) 30 e 40%
- c) 40 e 60%
- d) 50 e 60%
- e) 60 e 70%

1 Gabarito

Problema 1 item b.

Problema 2 a) Utilize $K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$. $[OH^-] = 0,0131 \text{ mol/L}$ e $\text{pH} = 11,12$.

b) Calcula o excesso de base e concentração do sal, $[OH^-] = [NH_4Cl] = 0,0333 \text{ mol/L}$ e usa Henderson-Hasselbach, daí obtém-se um valor de $\text{pH} = 9,23$.

c) Calcula $K_h = 5,85 \cdot 10^{-10}$, e o sal faz hidrólise ácida, então $[H_3O^+] = 5,40 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ e $\text{pH} = 5,27$.

d) Há excesso de ácido, $[H_3O^+] = 0,02 \text{ mol/L}$ e $\text{pH} = 1,70$.

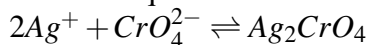
Problema 3 Ao adicionar NaOH, ocorre: $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$, a hidroxila reage com os íons cobre e precipita, $Cu^{2+}_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons Cu(OH)_{2(s)}$. Quando adiciona excesso de base a amônia reage com os íons cobre e formam um complexo, dissolvendo o precipitado, pois o complexo é mais estável. Ocorrendo: $Cu^{2+}_{(aq)} + 4NH_{3(aq)} \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{2+}$. E, juntando com a equação de dissolução do precipitado, obtemos a equação global: $Cu(OH)_{2(s)} + 4NH_{3(aq)} \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$. Para encontrar a constante global basta multiplicar as duas constantes, $K = 2,0 \cdot 10^{-19} \cdot 2,0 \cdot 10^{14} = 4,0 \cdot 10^{-5}$.

Problema 4 item b.

Problema 5 Como o sal de chumbo tem um K_{ps} menor sabemos que irá precipitar

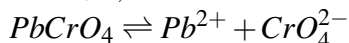
antes.

Temos 2 equilíbrios envolvidos, então:



E $K_{ps} = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]_1$, temos o valor da constante e da concentração de prata.

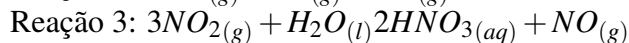
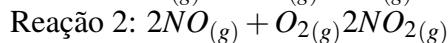
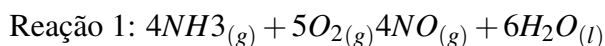
Então, $1,6 \cdot 10^{-14} = 64 \cdot 10^{-8} \cdot [CrO_4^{2-}]_1$ e $[CrO_4^{2-}]_1 = 2,5 \cdot 10^{-6} mol/L$.



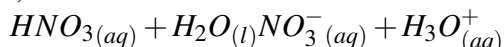
E $K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [CrO_4^{2-}]_2$, como no anterior, $1,8 \cdot 10^{-14} = 4,5 \cdot 10^{-3} \cdot [CrO_4^{2-}]_2$ e $[CrO_4^{2-}]_2 = 2,5 \cdot 10^{-6} mol/L$.

O segundo sal a precipitar é o de prata e a concentração do cromato é $2,5 \cdot 10^{-6} mol/L$, portanto utiliza o K_{ps} para encontrar a concentração de chumbo, que será a concentração perguntada, pois o chumbo em solução, está lá só proveniente do sal, $1,8 \cdot 10^{-14} = [Pb^{2+}] \cdot 2,5 \cdot 10^{-6}$, portanto, $[Pb^{2+}] = 7,2 \cdot 10^{-9} mol/L$.

Problema 6



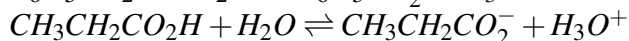
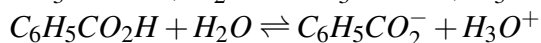
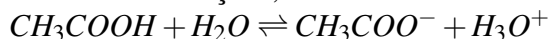
Temos uma quantidade de amônia de 51g, que equivale a 3 mols de amônia, sendo assim, de acordo com as proporções, temos uma quantidade de HNO_3 de 2 mols, com isso:



$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[2/3] \quad pH=0,17$$

Problema 7

a) Escrevendo as reações, temos:



Sabendo que, em todos, o $400xKa < [HA]_o$, sendo assim, após fazer a tabela, temos:

$$\text{Para a 1ª solução: } 1,8x10^{-5} = \frac{X^2}{0,1} \quad X = 1,34x10^{-3} \quad pH=2,87$$

$$\text{Para a 2ª solução: } 6,3x10^{-5} = \frac{X^2}{0,3} \quad X = 4,35x10^{-3} \quad pH=2,36$$

$$\text{Para a 3ª solução: } 1,3x10^{-5} = \frac{X^2}{0,5} \quad X = 2,55x10^{-3} \quad pH=2,59$$

b) Utilizando Handerson-Hasselbach, temos:

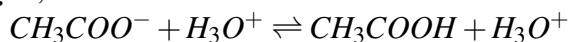
$$\text{Para a 1ª solução: } pH = pKa + \log \frac{0,2}{0,1} \quad pH = 4,74 + \log 2 \quad pH = 5,04$$

$$\text{Para a 2ª solução: } pH = pKa + \log \frac{0,2}{0,3} \quad pH = 4,20 + \log 2/3 \quad pH = 4,02$$

$$\text{Para a 3ª solução: } pH = pKa + \log \frac{0,2}{0,5} \quad pH = 4,88 + \log 2/5 \quad pH = 4,49$$

c) Ao adicionar 1 mol de HCl à 1ª solução teremos um deslocamento do equilíbrio para o ácido conjugado da base CH_3COO^- , com a captura do H^+ , para minimizar a perturbação do equilíbrio (princípio de Le Chatelier).

Construindo uma tabela estequiométrica de número de mols para a seguinte reação, teremos:



	$[OAc^-]$ (mol)	$[H_3O^+]$ (mol)	$[HOAc]$ (mol)
Início	0,2	0,05	0,1
Varição	-0,05	-0,05	+0,05
Equilíbrio	0,15	0	0,15

Utilizando Handerson-Hasselbach, temos:

$$pH = pK_a + \log \frac{0,15}{0,15} \quad pH = 4,74 + \log 1 \quad pH = 4,74.$$

Problema 8

Concentração molar (M): $10^{-3} M$; Grau de ionização (α): 1% ou 0,01 (quando dividimos por 100); K_a : ?

OBS.: A base utilizada no exercício é fraca, logo, devemos utilizar a expressão da lei de Ostwald da seguinte maneira:

$$K_a = \frac{\alpha^2 \times 10^{-3}}{1 - 0,01}, \text{ porém } 1 - 0,01 \text{ é aproximadamente } 1, \text{ então:}$$

$$K_a = (0,01)^2 \cdot 10^{-3}$$

$$K_a = (10^{-2})^2 \cdot 10^{-3}$$

$$K_a = 10^{-4} \cdot 10^{-3}$$

$$K_a = 10^{-7}$$

Resposta: letra **d**)

Problema 9

a) Concentração molar da amônia é:

$$[NH_3] = \frac{0,04}{0,2} \quad [NH_3] = 0,2M$$

Se o $pH = 11,3$, então $pOH = 14 - 11,3 \quad pOH = 2,7$

Então, o grau de ionização da amônia é:

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{[NH_3]_0} \quad \alpha = \frac{10^{-2,7}}{0,2} \quad \alpha = 0,01 \text{ ou, aproximadamente } 1\%$$

b) A adição de NH_4Cl irá aumentar a concentração de íons amônio no equilíbrio e isso irá deslocá-lo para o lado dos reagentes.

c) Solução tampão, pois após adição do sal forma-se um par conjugado NH_3/NH_4^+ .

d) A massa molar de NH_4Cl é $53,5 \text{ g mol}^{-1}$. O número de mol de sal adicionado é: $n = \frac{1,07}{53,5} \quad n = 0,02 \text{ mol}$

Considerando que não houve variação de volume, temos: $[NH_3] = 0,2M$

$$[NH_4^+] = \frac{0,02}{0,2} \quad [NH_4^+] = 0,1M$$

Utilizando Handerson-Hasselbach, temos:

$$pH = pKb + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \quad pH = 4,69 + \log \frac{0,1}{0,2} \quad pH = 4,4 \text{ e } pOH = 9,6$$

e) NH_3 Piramidal e NH_4^+ Tetraédrica

Problema 10

Utilizando Ostwald:

$$Ka = \frac{[HCOOH]_{inicial} \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \quad (\alpha - 1) \cdot Ka = [HCOOH] \cdot \alpha^2$$

$$\alpha^2 \cdot [HCOOH] - \alpha \cdot Ka + Ka = 0$$

Porém, $\alpha - 1$ é, aproximadamente, α . Então:

$$\alpha^2 \cdot [HCOOH] - \alpha \cdot Ka = 0$$

Resolvendo a equação do segundo grau que foi formada:

$$\alpha = 0,18, \quad \alpha = 18\%$$

Resposta: item **a**