

## 4ª Lista de Exercícios

### EQUILÍBRIOS IÔNICOS

☐ pH, Equilíbrio Ácido-Base, Hidrólise:

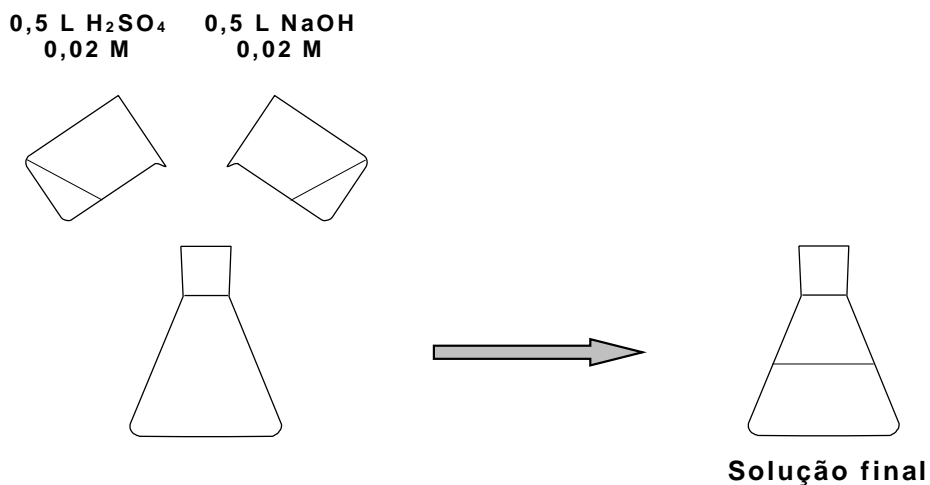
1) Complete a tabela:

Solução	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]	pH	pOH
0,15 M HI	0,15	6,6x10 <sup>-14</sup>	0,82	13,18
19,19 g.L <sup>-1</sup> HI	0,15	6,6x10 <sup>-14</sup>	0,82	13,18
0,060 M RbOH	1,67x10 <sup>-13</sup>	0,06	12,78	1,22
0,020 M Ba(OH) <sub>2</sub>	2,5x10 <sup>-13</sup>	0,040	12,6	1,397 (1,4)
1,6 g.L <sup>-1</sup> NaOH	2,5x10 <sup>-13</sup>	0,040	12,6	1,397 (1,4)
0,00030 M HClO <sub>4</sub>	0,00030	3,33x10 <sup>-11</sup>	3,52	10,47

2) Complete a tabela:

Solução	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]	pH	pOH
a)	1,44x10 <sup>-4</sup>	6,92x10 <sup>-11</sup>	3,84	10,16
b)	2,45x10 <sup>-3</sup>	0,041	12,61	1,39
c)	7,94x10 <sup>-12</sup>	1,26x10 <sup>-3</sup>	11,1	2,90
d)	2,95x10 <sup>-5</sup>	3,39x10 <sup>-10</sup>	4,53	9,47

3) Foi realizada a seguinte reação conforme esquematizado abaixo:



Qual é o pH e o pOH da solução final? Esta solução é ácida, básica ou neutra? Justifique.

**Resp:** pH= 2,0 e pOH= 12,0 (considerando H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> forte para as duas ionizações)

Levando em consideração a segunda ionização fraca resposta: pH= 2,2 e pOH= 11,8

4) Ácido acético está 4,2% ionizado em uma solução 0,0100 M. Calcule a constante de ionização ( $K_A$ ).

**Resp:**



0,042 x 0,010 = 4,2x10<sup>-4</sup> no equilíbrio:

$$[\text{H}^+] = 4,2 \times 10^{-4}$$

$$[\text{Ac}^-] = 4,2 \times 10^{-4}$$

$$[\text{HAc}] = 0,010 - 4,2 \times 10^{-4} = 9,58 \times 10^{-3}$$

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = \frac{(4,2 \times 10^{-4}) \times (4,2 \times 10^{-4})}{(9,58 \times 10^{-3})} = 1,8 \times 10^{-5}$$

5) Calcule o grau de ionização ( $\alpha$ ) do ácido acético (HAc) em uma solução 1,0 M. ( $K_A = 1,8 \times 10^{-5}$ ). Existe diferença na condutividade desta solução comparada com a condutividade da solução da questão nº4? Justifique.

Resp:

Grau de ionização 0,42%/Portanto menos ionizada, e diferente condutividade.

6) Calcule o grau de ionização ( $\alpha$ ) de soluções 0,1 M das bases orgânicas a) piridina ( $pK_B = 8,82$ ) e metil-amina ( $pK_B = 3,30$ ).

Resp:

Piridina= 0,012%

Metil-Amina= 7,1%

7) O pH de uma solução 0,115 M de ácido cloro-acético (Cl-CH<sub>2</sub>COOH) é 1,92. Calcule  $K_A$  para este ácido monoprotico.

Resp:

$$K_A = 1,4 \times 10^{-3}$$

$$[H^+] = 10^{-1,92} = 0,012$$

$$[H^+] = 0,012$$

$$[Cl-Ac^-] = 0,012$$

$$[HAc] = 0,115 - 0,012 = 0,103$$

$$K = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]} = \frac{(0,012)^2}{(0,103)} = 1,4 \times 10^{-3}$$

8) Complete a Tabela:

Solução	[H <sup>+</sup> ]	pH	[OH <sup>-</sup> ]	pOH
HBr	0,010 M			
HAc	0,010 M			
$[H^+]_{HCl}/[H^+]_{HAc}$				
$[OH^-]_{HCl}/[OH^-]_{HAc}$				
HAc= Ácido Acético; $K_A = 1,8 \times 10^{-5}$				

9) Organize os ácidos fracos listados abaixo segundo a) ordem crescente de acidez; b) ordem crescente de  $pK_A$ .

Ácido	$K_A$
HOCl	$3,5 \times 10^{-8}$
HCN	$4,0 \times 10^{-10}$
HNO <sub>2</sub>	$4,5 \times 10^{-4}$

10) Calcule o pH e o pOH de uma solução 0,10 M de NaCN. ( $K_A^{\text{HCN}} = 7,2 \times 10^{-10}$ ,  $K_W = 1,0 \times 10^{-14}$ ).

Resp: Caso de hidrólise de sais:



$$K_B^{\text{CN}^-} = \frac{K_W}{K_A} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{7,2 \times 10^{-10}} = 1,4 \times 10^{-5}$$

$\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	HCN	+	$\text{OH}^-$
0,1		0		0
0,1-x		x		x

$$0,1-x \approx 0,1$$

$$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

$$1,4 \times 10^{-5} = \frac{[x][x]}{0,1} \Rightarrow x^2 = 1,4 \times 10^{-6} \Rightarrow x = \sqrt{1,4 \times 10^{-6}} = 1,18 \times 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,18 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = 2,93$$

$$\text{pH} = 11,07$$

☐ Equilíbrios Ácido – Base: Sistemas Tampão (Buffer)

11) Calcule o pH e a  $[H^+]$  dos seguintes Sistemas Tampão:

Sistema	pH	$[H^+]$
HAc 0,10 M + NaAc 0,10 M	4,74	
*HAc 0,10 M + NaAc 0,010 M	3,74	
HAc 0,010 M + NaAc 0,10 M	5,74	
HAc 0,10 M + NaAc 0,20 M	5,04	
HAc 0,20 M + NaAc 0,10 M	4,44	
HAc= Ácido Acético; NaAc= Acetato de Sódio; $K_A= 1,8 \times 10^{-5}$		

Resp: Exemplo: \*HAc 0,10 M + NaAc 0,010 M

Eq. Henderson-Hasselbach

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pH = 4,74 + \log \frac{0,010}{0,1} = 4,74 - 1 = 3,74$$

$$[H^+] = 1,82 \times 10^{-4}$$

Sistema	pH	$[H^+]$
NH <sub>3</sub> 0,10 M + NH <sub>4</sub> Cl 0,10 M	9,26	
NH <sub>3</sub> 0,10 M + NH <sub>4</sub> Cl 0,010 M	10,26	
NH <sub>3</sub> 0,010 M + NH <sub>4</sub> Cl 0,10 M	8,26	
NH <sub>3</sub> 0,10 M + NH <sub>4</sub> Cl 0,20 M	8,96	
NH <sub>3</sub> 0,20 M + NH <sub>4</sub> Cl 0,10 M	9,56	
NH <sub>3</sub> = Amônia; NH <sub>4</sub> Cl = Cloreto de Amônio; $K_B= 1,8 \times 10^{-5}$		

**Resp:** Exemplo: \*  $\text{NH}_3$  0,010 M +  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0,10 M

Eq. Henderson-Hasselbach para reação de base:

$$pOH = pK_B + \log \frac{[BH^+]}{[B]}$$

$$pOH = pK_B + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow 4,74 + \log \frac{0,1}{0,010} = 4,74 + 1 = 5,74$$

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH + 5,74 = 14 \Rightarrow pH = 8,26$$

**12)** Considerando 1L de um tampão HAc (0,100 M) + NaAc (0,100 M), calcule qual será a variação de  $[\text{H}^+]$  e do pH após a adição de 0,0010 mol de NaOH.

**Resp:** i) variação de  $4,36 \times 10^{-3}$  (0,00436) unidades de pH;

ii)  $[\text{H}^+]_{\text{inicial}} = 1,80 \times 10^{-5}$  e  $[\text{H}^+]_{\text{final}} = 1,78 \times 10^{-5} \Rightarrow$  variação de  $[\text{H}^+] = 2 \times 10^{-7}$  M

### ☐ Sais Pouco Solúveis - Constante do Produto de Solubilidade ( $K_{PS}$ )

**13)** A solubilidade de  $\text{BaSO}_4$  à 20 °C é de 0,0025 g/L. Calcule o  $K_{PS}$  do  $\text{BaSO}_4$ . Dado: MM= 233 g/mol.

**Resp:**  $K_{PS} = 1,2 \times 10^{-10}$

**14)** Calcule a solubilidade molar e a solubilidade em g/L para:

a)  $\text{AgCl}$  ( $K_{PS} = 1,8 \times 10^{-10}$ ; MM= 143,32 g/mol); b)  $\text{Zn(OH)}_2$  ( $K_{PS} = 4,5 \times 10^{-17}$ ; MM= 99,4 g/mol).

$\text{AgCl}$ : i)  $3 \times 10^{-5}$  mol.L<sup>-1</sup> e ii)  $1,9 \times 10^{-3}$  g.L<sup>-1</sup>

$\text{Zn(OH)}_2$ : i)  $2,2 \times 10^{-6}$  mol.L<sup>-1</sup> e ii)  $2,2 \times 10^{-4}$  g.L<sup>-1</sup>

**15)** Tem-se uma solução de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0,0015 M. Calcule qual é a  $[\text{Ba}^{2+}]$  necessária para se iniciar a precipitação de  $\text{BaSO}_4$  nesta solução. ( $K_{PS} = 1,1 \times 10^{-10}$ ).

**Resp:**  $7,33 \times 10^{-8}$  M

**16)** Ao se misturar 50,0 mL de uma solução 0,001 M de  $\text{AgNO}_3$  com 50,0 mL de uma solução 0,01 M de  $\text{NaCl}$  ocorre precipitação de  $\text{AgCl}$ . a) Justifique porque ocorre a formação de precipitado;

**Resp:**

$$\begin{aligned} | n_{\text{AgNO}_3} &= 0,001\text{M} \times 50 \times 10^{-3}\text{L} = 5,0 \times 10^{-5}\text{mols} \quad | ; \quad | n_{\text{NaCl}} = 0,01\text{M} \times 50 \times 10^{-3}\text{L} = 5,0 \times 10^{-4}\text{mols} \quad | \\ | [\text{AgNO}_3] &= 5,0 \times 10^{-5}\text{mols} / 0,10\text{L} = 5,0 \times 10^{-4}\text{ M} \quad | ; \quad | [\text{NaCl}] = 5,0 \times 10^{-4}\text{mols} / 0,10\text{L} = 5,0 \times 10^{-3}\text{ M} \quad | \\ Q_{\text{PS}} &= [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [5,0 \times 10^{-4}] \times [5,0 \times 10^{-3}] = 2,5 \times 10^{-6} \end{aligned}$$

$Q_{\text{PS}} > K_{\text{PS}}$  ( $2,5 \times 10^{-6} > 1,8 \times 10^{-10}$ ) portanto foi ultrapassado o  $K_{\text{PS}}$  e ocorre precipitação.

b) nesta condição qual a massa de  $\text{AgCl}$  que precipita?

**Resp:**

$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow 1,8 \times 10^{-10} = [\text{Ag}^+][5,0 \times 10^{-3}] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = 3,6 \times 10^{-8}$  portanto, está é a concentração residual de íons  $\text{Ag}^+$  após a adição da solução de  $\text{NaCl}$ . O número de mols que precipita corresponde à diferença:

$$(5,0 \times 10^{-4} - 3,6 \times 10^{-8})\text{M} \times 0,10\text{L} = 4,9996 \times 10^{-5}\text{ mols} \Rightarrow \text{e a massa corresponde à:}$$

$$4,9996 \times 10^{-5} \times 143,35\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 7,16 \times 10^{-3}\text{ g ou } 7,16\text{ mg}$$

É possível afirmar que nesta condição a precipitação é quantitativa? Justifique.

**Resp:** Sim, pois o número de mols que precipita ( $4,9996 \times 10^{-5}$  mols) é praticamente igual ao número de mols inicial ( $5,0 \times 10^{-5}$  mols):  $4,9996 \times 10^{-5}\text{ mols} / 5,0 \times 10^{-5}\text{ mols} = 0,99992$

( $\text{AgCl}$ :  $K_{\text{PS}} = 1,8 \times 10^{-10}$ ;  $\text{MM} = 143,32\text{ g/mol}$ ).

**17)** Tem-se 100,0 mL de uma solução de  $\text{ZnSO}_4$  0,0016 M. Calcule o volume necessário de solução de  $\text{NaOH}$  0,01 M que deve ser adicionado a esta solução de tal forma a reduzir a concentração de íons  $\text{Zn}^{2+}$  à metade. ( $\text{Zn(OH)}_2$ :  $K_{\text{PS}} = 4,5 \times 10^{-17}$ ).

**Resp:**  $2,37 \times 10^{-3}\text{ mL}$  ou  $2,37\ \mu\text{L}$

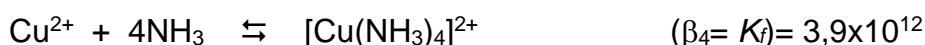
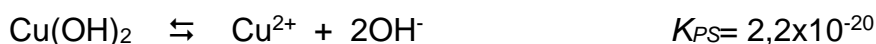
**18)** i) Calcule a solubilidade de  $\text{MgF}_2$  em água. ii) Calcule a solubilidade de  $\text{MgF}_2$  em uma solução de  $\text{NaF}$  0,01M. ( $\text{MgF}_2$ :  $K_{\text{PS}} = 6,4 \times 10^{-9}$ ).

**Resp:**

i)  $1,2 \times 10^{-3}\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e ii)  $6,4 \times 10^{-7}\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

**□ Íons Complexos – Constante de Estabilidade ( $\beta$ ) / Equilíbrios Simultâneos – Dissolução de Precipitados**

**19) i)** Considerando os equilíbrios abaixo e as respectivas constantes escreva a equação do processo de dissolução de  $\text{Cu(OH)}_2$  na presença de amônia e calcule a constante deste processo.



**Resp:**

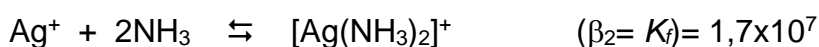


$$K = 8,58 \times 10^{-8}$$

ii) A solubilidade de  $\text{Cu(OH)}_2$  é de  $1,8 \times 10^{-7} \text{ M}$ . Calcule a  $[\text{NH}_3]$  no equilíbrio para aumentar a solubilidade para  $1,8 \times 10^{-3} \text{ M}$ .

$$\text{Resp: } 0,71 \text{ M}$$

**20) i)** Considerando os equilíbrios abaixo e as respectivas constantes escreva a equação do processo de dissolução de  $\text{AgCl}$  na presença de amônia e calcule a constante deste processo.



ii) Calcule a solubilidade de  $\text{AgCl}$  em solução de  $\text{NH}_3$   $3 \text{ M}$ . Compare com a solubilidade de  $\text{AgCl}$  em água que você calculou na questão **14**).

$$\text{Resp: Na Presença de } 3 \text{ M NH}_3 = 0,153 \text{ M}; \text{ em água: } 3,5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$0,153 / 3,5 \times 10^{-5} = 4,37 \times 10^3$$