

4ª Lista de Exercícios

EQUILÍBRIOS IÔNICOS

☐ pH, Equilíbrio Ácido-Base, Hidrólise:

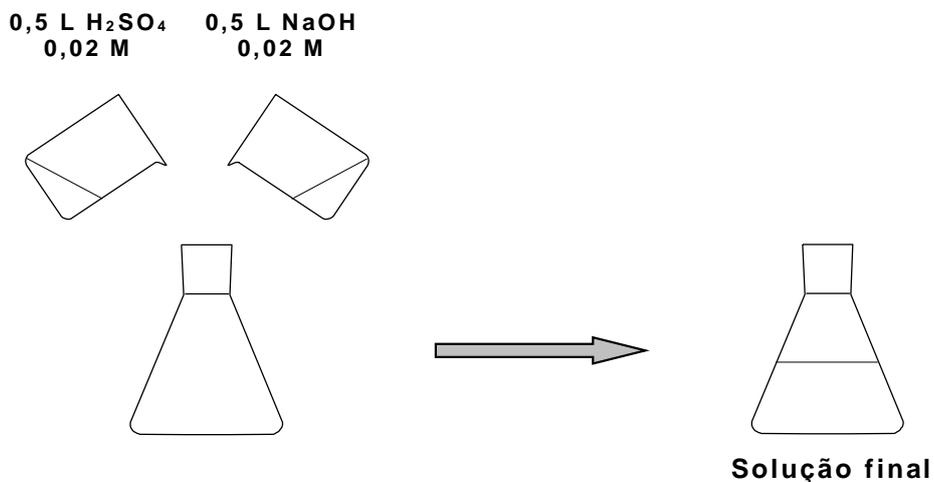
1) Complete a tabela:

Solução	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH
0,15 M HI	0,15	$6,6 \times 10^{-14}$	0,82	13,18
19,19 g.L ⁻¹ HI	0,15	$6,6 \times 10^{-14}$	0,82	13,18
0,060 M RbOH	$1,67 \times 10^{-13}$	0,06	12,78	1,22
0,020 M Ba(OH) ₂	$2,5 \times 10^{-13}$	0,040	12,6	1,397 (1,4)
1,6 g.L ⁻¹ NaOH	$2,5 \times 10^{-13}$	0,040	12,6	1,397 (1,4)
0,00030 M HClO ₄	0,00030	$3,33 \times 10^{-11}$	3,52	10,47

2) Complete a tabela:

Solução	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH
a)	$1,44 \times 10^{-4}$	$6,92 \times 10^{-11}$	3,84	10,16
b)	$2,45 \times 10^{-3}$	0,041	12,61	1,39
c)	$7,94 \times 10^{-12}$	$1,26 \times 10^{-3}$	11,1	2,90
d)	$2,95 \times 10^{-5}$	$3,39 \times 10^{-10}$	4,53	9,47

3) Foi realizada a seguinte reação conforme esquematizado abaixo:



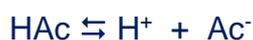
Qual é o pH e o pOH da solução final? Esta solução é ácida, básica ou neutra? Justifique.

Resp: pH= 2,0 e pOH= 12,0 (considerando H₂SO₄ 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:



$0,042 \times 0,010 = 4,2 \times 10^{-4}$ 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 (α) 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 (α) 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-CH₂COOH) 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 ⁺]	pH	[OH ⁻]	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 ₂	$4,5 \times 10^{-4}$

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	+	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 ₃ 0,10 M + NH ₄ Cl 0,10 M	9,26	
NH ₃ 0,10 M + NH ₄ Cl 0,010 M	10,26	
NH ₃ 0,010 M + NH ₄ Cl 0,10 M	8,26	
NH ₃ 0,10 M + NH ₄ Cl 0,20 M	8,96	
NH ₃ 0,20 M + NH ₄ Cl 0,10 M	9,56	
NH ₃ = Amônia; NH ₄ Cl = Cloreto de Amônio; $K_B= 1,8 \times 10^{-5}$		

Resp: Exemplo: * NH_3 0,010 M + NH_4Cl 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 BaSO_4 à 20 °C é de 0,0025 g/L. Calcule o K_{PS} do 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) AgCl ($K_{PS} = 1,8 \times 10^{-10}$; MM= 143,32 g/mol); b) Zn(OH)_2 ($K_{PS} = 4,5 \times 10^{-17}$; MM= 99,4 g/mol).

AgCl : i) 3×10^{-5} mol.L⁻¹ e ii) $1,9 \times 10^{-3}$ g.L⁻¹

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

15) Tem-se uma solução de Na_2SO_4 0,0015 M. Calcule qual é a $[\text{Ba}^{2+}]$ necessária para se iniciar a precipitação de 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 AgNO_3 com 50,0 mL de uma solução 0,01 M de NaCl ocorre precipitação de AgCl . a) Justifique porque ocorre a formação de precipitado;

Resp:

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

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

b) nesta condição qual a massa de 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 Ag^+ após a adição da solução de 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): $4,9996 \times 10^{-5}\text{ mols} / 5,0 \times 10^{-5}\text{ mols} = 0,99992$

(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 ZnSO_4 0,0016 M. Calcule o volume necessário de solução de NaOH 0,01 M que deve ser adicionado a esta solução de tal forma a reduzir a concentração de íons Zn^{2+} à metade. (Zn(OH)_2 : $K_{\text{PS}} = 4,5 \times 10^{-17}$).

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

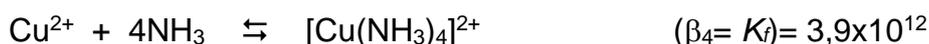
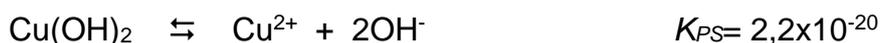
18) i) Calcule a solubilidade de MgF_2 em água. ii) Calcule a solubilidade de MgF_2 em uma solução de NaF 0,01M. (MgF_2 : $K_{\text{PS}} = 6,4 \times 10^{-9}$).

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 (β) / Equilíbrios Simultâneos – Dissolução de Precipitados

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



Resp:

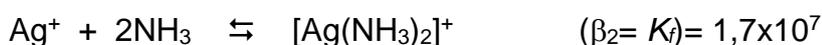


$$K = 8,58 \times 10^{-8}$$

ii) A solubilidade de 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 AgCl na presença de amônia e calcule a constante deste processo.



ii) Calcule a solubilidade de AgCl em solução de NH_3 3M. Compare com a solubilidade de AgCl em água que você calculou na questão **14**).

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

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