



Constante de Hidrólise

1. GRAU DE HIDRÓLISE

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ mols hidrolisados}}{\text{n}^\circ \text{ inicial de mols}}$$

2. CONSTANTE DE HIDRÓLISE

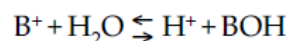
$$K_h = \frac{[\text{Produtos}]}{[\text{Reagente}]}$$

Observações

- 1) Considerar sempre a equação iônica de hidrólise.
- 2) Admitindo a $[\text{H}_2\text{O}] \cong c^{\text{te}}$, ela não participa da expressão de K_h .

3. RELAÇÕES ENTRE A CONSTANTE DE HIDRÓLISE E A CONSTANTE DO ÁCIDO OU BASE FRACA

a) Sal de ácido forte e base fraca



$$K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{BOH}]}{[\text{B}^+]} \Rightarrow K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{BOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]}$$

$$\Rightarrow K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}^+] \cdot [\text{HO}^-]} \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

onde: K_w = produto iônico da água (10^{-14} a 25°C)

K_b = cte de ionização da base fraca

b) Sal de ácido fraco e base forte

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

c) Sal de ácido e base ambos fracos

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

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

01 (UEL-PR) Considere a tabela de constantes de ionização K_a representada a seguir e responda:

Ácidos	K_a (25 °C)
Fluorídrico, HF	$6,5 \cdot 10^{-4}$
Nitroso, HNO_2	$4,5 \cdot 10^{-4}$
Benzóico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}$	$6,5 \cdot 10^{-5}$
Acético, $\text{CH}_3\text{—COOH}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Propiônico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{—COOH}$	$1,4 \cdot 10^{-5}$
Hipocloroso, HOCl	$3,1 \cdot 10^{-6}$
Cianídrico, HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$

Dados os sais de sódio:

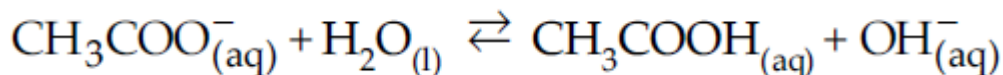
- I) nitrito
- II) hipoclorito
- III) benzoato
- IV) acetato
- V) fluoreto

Qual apresenta maior constante de hidrólise, K_h ?

- a) I b) II c) III d) IV e) V

02 (FUVEST-SP) Em uma experiência, realizada a 25 °C, misturaram-se volumes iguais de soluções aquosas de hidróxido de sódio e de acetato de metila, ambas de concentração 0,020 mol/L. Observou-se que, durante a hidrólise alcalina do acetato de metila, ocorreu variação de pH.

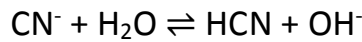
- a) Escreva a equação da hidrólise alcalina do acetato de metila.
- b) Calcule o pH da mistura de acetato de metila e hidróxido de sódio no instante em que as soluções são misturadas (antes de a reação começar).
- c) Calcule a concentração de OH^- na mistura, ao final da reação. A equação que representa o equilíbrio de hidrólise do íon acetato é



A constante desse equilíbrio, em termos de concentrações em mol/L, a 25 °C, é igual a $5,6 \cdot 10^{-10}$.

Dados: produto iônico da água, $K_w = 10^{-14}$ (a 25 °C); $\sqrt{5,6} = 2,37$

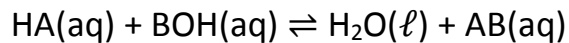
03 (UEL-PR) A adição de cianeto de sódio sólido em água estabelece o equilíbrio químico:



A constante desse equilíbrio é conhecida como

- a) produto iônico da água (K_w).
- b) produto de solubilidade (K_{ps}).
- c) constante de ionização de ácido (K_a).
- d) constante de ionização de base (K_b).
- e) constante de hidrólise de sal (K_h).

04 (UEL-PR) Considere as seguintes informações:



HA = ácido cuja constante de ionização em água = $6 \cdot 10^{-10}$

BOH = base cuja constante de ionização em água = $2 \cdot 10^{-5}$

Sendo assim, é de se prever que uma solução aquosa do sal AB deva ser

- a) fortemente ácida.
- b) fortemente básica.
- c) neutra.
- d) fracamente ácida.
- e) fracamente básica.

05 (CESGRANRIO-RJ) Em três frascos A, B e C, dissolvemos, em água pura, respectivamente: cloreto de sódio (NaCl), cloreto de amônio (NH_4Cl) e acetato de sódio ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$). Sabendo-se que somente os íons Na^+ e Cl^- não sofrem hidrólise, podemos afirmar que o(a)

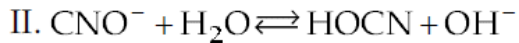
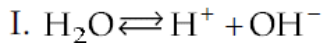
- a) pH da solução do frasco A situa-se entre 8,0 e 10,0.
- b) pH da solução do frasco B situa-se entre 11,0 e 13,0.
- c) pH da solução do frasco C situa-se entre 2,0 e 4,0.
- d) solução do frasco A é mais ácida do que a do frasco B.
- e) solução do frasco B é mais ácida do que a do frasco C.

06 (FUVEST-SP) Na temperatura de 25°C , o grau de hidrólise do cianeto de sódio em uma solução aquosa decimolar é de 0,5% (α_n). Dados: $\log 2 = 0,3$; $K_w = 10^{-14}$

Pede-se em relação a esta solução:

- a) a equação iônica de hidrólise;
- b) o valor numérico da constante de hidrólise (K_h);
- c) o valor numérico de seu pH;
- d) o valor numérico da constante de ionização do ácido cianídrico (K_a).

07 (USF-SP) Em uma solução aquosa de NaOCN, têm-se os seguintes equilíbrios:



A constante do equilíbrio I, $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

A constante do equilíbrio II, $K_h = \frac{[\text{HO CN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CNO}^-]} = 3 \cdot 10^{-11}$

Com esses dados, pode-se calcular o valor da constante de equilíbrio da ionização do HO CN: $\text{HO CN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CNO}^-$

Seu valor é:

- a) $3 \cdot 10^{-25}$ b) $1/3 \cdot 10^{-3}$ c) $1/3 \cdot 10^3$ d) $1/3 \cdot 10^{25}$ e) $3 \cdot 10^{25}$

08 (EEM-SP) 0,1% do cloreto de amônio se hidrolisou em água a 25°C. Sabendo-se que a solução inicial do sal tinha concentração 10^{-2} mol/L, calcule:

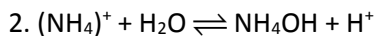
- a) a equação iônica de hidrólise salina;
b) a constante de hidrólise (K_h);
c) o pH da solução;
d) o valor da constante de dissociação do hidróxido de amônio (K_b).

09 Dissolveu-se em água um sal cujo cátion é de base fraca e o ânion é de ácido forte.

A constante de hidrólise deste sal numa dada temperatura é calculada pela expressão:

- a) $K_h = K_w$
b) $K_h = \frac{K_w}{K_a}$
c) $K_h = \frac{K_w}{K_b}$
d) $K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$

10 (UNAERP-SP) Hidrólise é uma reação entre um ânion (A^-) ou um cátion (C^+) e água, com fornecimento de íons OH^- ou H^+ para a solução. Assim, a hidrólise do NH_4CN pode ser representada pelas equações:



cujos valores das constantes de hidrólise são:

$$K_h(\text{CN}^-) = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4 \cdot 10^{-10}} = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

$$K_h(\text{NH}_4^+) = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Portanto, a solução resultante da hidrólise do cianeto de amônio deverá ser:

- a) fortemente ácida.
b) fortemente básica.
c) neutra.
d) fracamente ácida.
e) fracamente básica.

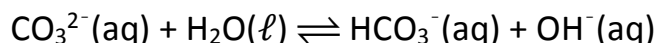
11 (PUCCAMP-SP) Mares absorvem grande parte do CO_2 concentrado na atmosfera, tornando-se mais ácidos e quentes, segundo cientistas.

A Royal Society, do Reino Unido, começou um estudo para medir os níveis de acidez dos oceanos sob a influência do aumento da concentração de dióxido de carbono. O CO_2 concentrado na atmosfera é responsável pelo efeito estufa.

Na água, elevando a acidez, o gás interfere na vida de corais e seres dotados de conchas, assim como diminui a reprodução do plâncton, comprometendo a cadeia alimentar de animais marinhos.

Estado de S. Paulo, 24/08/2004.

Em uma solução aquosa 0,10 mol/L de carbonato de sódio, ocorre a hidrólise do íon carbonato:



Constante de hidrólise, $K(\text{h}) = 2,5 \cdot 10^{-4}$.

Calculando-se, para essa solução, o valor de $[\text{OH}^{-}]$ em mol/L, encontra-se:

- a) $5 \cdot 10^{-3}$
- b) $4 \cdot 10^{-3}$
- c) $3 \cdot 10^{-3}$
- d) $2 \cdot 10^{-3}$
- e) $1 \cdot 10^{-3}$

12 (VUNESP-SP) Aspirina e ácido acético são ácidos monoproticos fracos, cujas constantes de ionização são iguais a $3,4 \cdot 10^{-4}$ e $1,8 \cdot 10^{-5}$, respectivamente.

a) Considere soluções 0,1 mol/L de cada um desses ácidos. Qual solução apresentará o menor pH?

Justifique sua resposta.

b) Se os sais de sódio desses dois ácidos forem dissolvidos em água, formando duas soluções de concentração 0,1 mol/L, qual dentre as soluções resultantes apresentará maior pH? Justifique sua resposta e equacione a hidrólise salina.

13 (UFTM-MG) Uma solução aquosa de NH_4Cl a 0,1 mol/L, cujo sal está 100% dissociado, apresenta pH igual a :

$$\left(\text{Dados: } \text{pH} = -\log[\text{H}^+]; K_w = 10^{-14}; K_b = 10^{-5}; K_h = \frac{K_w}{K_b} \right)$$

- a) 9
- b) 7
- c) 5
- d) 4
- e) 2

14 Calcule o pH e o grau de hidrólise em uma solução aquosa de NaCN 1,0 mol/L (25°C).

(Dado: $K_a(\text{HCN}) = 4 \cdot 10^{-10}$)

15 Calcule o pH de uma solução de NH_4Cl 0,2 mol/L (25°C).

(Dado: $K_b(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

16 Tem-se uma solução de KCN 0,10 M. Sabendo-se que o HCN apresenta $K_a = 7,0 \cdot 10^{-10}$, informe por meio de cálculos.

(Dados: $\log 2 = 0,3$; $\log 3 = 0,48$; $K_w = 10^{-14}$)

- O valor da constante de hidrólise do cianeto de potássio.
- O grau de hidrólise da solução, em valores percentuais.
- O pH da solução.

17 Dados os valores de K_a e K_b (da ionização ou da dissociação global) a 25 °C, calcule a constante de hidrólise, K_h , dos sais abaixo, nessa temperatura.

$K(\text{HCO}_3^-) = 5,6 \cdot 10^{-11}$; $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,71 \cdot 10^{-5}$; $K(\text{HClO}) = 4,9 \cdot 10^{-3}$; $K(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,04 \cdot 10^{-5}$; $K(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5,08 \cdot 10^{-3}$; $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$

- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{s})$
- $\text{Ca}(\text{ClO})_2(\text{s})$
- $\text{NH}_4\text{HCO}_3(\text{s})$
- $\text{CaSO}_4(\text{s})$

18 (UFES-ES) Com base nos seguintes dados: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ e $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$, a constante de hidrólise do acetato de sódio em uma solução 0,1 mol/L é:

- $2,3 \cdot 10^{-10}$
- $4,5 \cdot 10^{-10}$
- $5,6 \cdot 10^{-10}$
- $6,5 \cdot 10^{-10}$
- $6,8 \cdot 10^{-10}$

19 Uma solução de concentração em quantidade de matéria igual a 0,1 mol/L de nitrito de potássio, $\text{KNO}_2(\text{aq})$, apresenta grau de hidrólise $\alpha_n\%$ igual a 1,0% à temperatura t °C. Calcule o pH dessa solução nessa temperatura.

20 Uma solução aquosa de cloreto de amônio 0,2M apresenta um grau de hidrólise igual a 0,5%. Determine:

- pOH
- pH
- $[\text{H}^+]$
- $[\text{OH}^-]$
- K_h
- K_b

21 O cianeto de sódio em solução 0,1M tem grau de hidrólise igual a 1%. Calcule:

- pH da solução
- K_a do HCN

22 (UFPE-PE) Analise os dados da tabela abaixo.

As afirmativas abaixo se referem aos dados da tabela acima. Analise-as.

Substâncias	Fórmulas	Constantes
Ácido hipocloroso	HClO	$K_a = 3,1 \cdot 10^{-8}$
Ácido fórmico	HCHO_2	$K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Ácido cianídrico	HCN	$K_a = 5 \cdot 10^{-10}$
Ácido barbitúrico	$\text{HC}_4\text{H}_3\text{N}_2\text{O}_3$	$K_a = 1 \cdot 10^{-5}$
Ácido acético	CH_3COOH	$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
Amônia	NH_3	$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

I. A constante de hidrólise do sal NaClO é numericamente maior que a do CHO_2Na .

II. Em meio aquoso, o íon $\text{C}_4\text{H}_3\text{N}_2\text{O}_3^-$ protoniza-se mais facilmente que o íon CN^- .

III. Como o pKa do ácido fórmico é menor que o pKa do ácido acético, o formiato tem menor avidéz pelo próton que o acetato.

IV. A hidrólise do cianeto de amônio origina um meio com propriedades alcalinas.

São verdadeiras apenas as afirmativas:

- a) I e II
- b) II e III
- c) I, II e III
- d) II, III e IV
- e) I, III e IV

23 Calcule o pH de uma solução de acetato de sódio 0,10 M e sua constante de hidrólise.

Dado $k_a \text{HAc} = 1,75 \times 10^{-5}$.

24 Calcule o grau de hidrólise de uma solução de cloreto de amônio 0,5 M, sua constante de hidrólise e seu pH.

Dado $K_b \text{NH}_3 = 1,75 \times 10^{-5}$.

25 (UFC-CE) Considere o equilíbrio químico que se estabelece a partir de uma solução de acetato de sódio 0,1 mol.L⁻¹ em meio aquoso, sabendo que o seu grau de hidrólise é 0,1 %.

a) Preencha corretamente a tabela a seguir com as concentrações em mol · L⁻¹ de CH_3COO^- , CH_3COOH e OH^- . Considere constante a concentração de H_2O .

	CH_3COO^-	CH_3COOH	OH^-
no início			
quantidade consumida ou formada			
no equilíbrio			

b) Qual é o valor da constante de hidrólise para a solução de acetato de sódio 0,1 mol.L⁻¹ na condição de equilíbrio?

26 (UNIFESP-SP) O nitrito de sódio, NaNO_2 é um dos aditivos mais utilizados na conservação de alimentos.

É um excelente agente antimicrobiano e está presente em quase todos os alimentos industrializados à base de carne, tais como presuntos, mortadelas, salames, entre outros. Alguns estudos indicam que a ingestão deste aditivo pode proporcionar a formação no estômago de ácido nitroso e este desencadear a formação de metabólitos carcinogênicos.

Dada a constante de hidrólise: $K_h = K_w/K_a$, e considerando as constantes de equilíbrio $K_a(\text{HNO}_2) = 5 \times 10^{-4}$ e $K_w = 1 \times 10^{-14}$, a 25 °C, o pH de uma solução aquosa de nitrito de sódio 5×10^{-2} mol/L nesta mesma temperatura tem valor aproximadamente igual a

- a) 10.
- b) 8.
- c) 6.
- d) 4.
- e) 2.

27 (UFMG-MG) A amônia é um insumo para a indústria química.

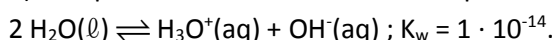
a) ESCREVA a equação química balanceada que representa o sistema em equilíbrio resultante da reação do íon amônio, $\text{NH}_4^+(\text{aq})$, com água, que forma amônia aquosa, $\text{NH}_3(\text{aq})$.

b) ESCREVA a expressão da constante de equilíbrio, K, da reação indicada no item "a", em função das concentrações das espécies nela envolvidas.

c) O valor da constante de equilíbrio, K, expressa no item "b", é igual a $1 \cdot 10^{-9}$.

CALCULE o valor do pH em que a concentração de NH_4^+ e a de NH_3 , em uma solução aquosa de cloreto de amônio, NH_4Cl , são iguais. (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.)

d) Compare o valor da constante de equilíbrio, K, calculada no item "c", com o da constante de equilíbrio, K_w , da reação:



Responda se uma solução aquosa de NH_4Cl é ácida, neutra ou básica. JUSTIFIQUE sua resposta.

28 (ITA-SP) Sabendo que a constante de dissociação do hidróxido de amônio e a do ácido cianídrico em água são, respectivamente, $K_b = 1,76 \cdot 10^{-5}$ ($\text{p}K_b = 4,75$) e $K_a = 6,20 \cdot 10^{-10}$ ($\text{p}K_a = 9,21$), determine a constante de hidrólise e o valor do pH de uma solução aquosa $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de cianeto de amônio.

29 (UEPG-PR) Considere os seguintes sais: NH_4Br , CH_3COONa , Na_2CO_3 , K_2SO_4 e NaCN , cujas soluções aquosas de mesma concentração têm diferentes valores de pH. No que se refere a essas soluções, assinale o que for correto.

(01) A solução de K_2SO_4 é neutra, pois não apresenta hidrólise.

(02) A reação de hidrólise do CH_3COONa é a seguinte: $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

(04) A ordem crescente de pH das soluções de NH_4Br , K_2SO_4 e NaCN é, $\text{pH NH}_4\text{Br} < \text{pH K}_2\text{SO}_4 < \text{pH NaCN}$.

(08) A constante de hidrólise para o NaCN pode ser escrita da seguinte maneira $K_h = \frac{[\text{Na}^+].[\text{CN}^-]}{[\text{NaCN}]}$

(16) A solução de Na_2CO_3 é ácida, pois um dos produtos da hidrólise é o H_2CO_3 .

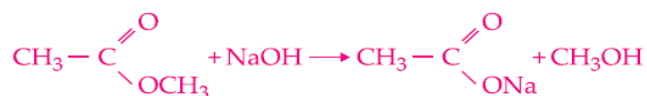
GABARITO

01- Alternativa B

$$\uparrow K_h = \frac{K_w}{\downarrow K_a}$$

02-

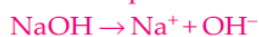
a)



b) NaOH

$$\eta_l = \frac{n}{V} \Rightarrow 0,02 = \frac{n}{V} \Rightarrow n = 0,02V$$

Volume após a mistura = 2 V



$$0,02V \quad 0,02V$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{n}{V} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{0,02V}{2V} \Rightarrow 0,01 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\log 10^{-2} \Rightarrow \text{pOH} = 2$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} + 2 = 14 \Rightarrow \text{pH} = 12$$

c)

	$\text{H}_3\text{C} - \text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{C} - \text{COOH} + \text{OH}^-$			
Início	0,01 mol/L	X	zero	zero
Reage	x mol/L	X	—	—
Forma	—	X	x mol/L	x mol/L
Equilíbrio	(0,01 - x) mol/L	X	x mol/L	x mol/L

$$K_h = \frac{[\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_3\text{C} - \text{COO}^-]} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{\underbrace{0,01 - x}_{0,01}}$$

$$x = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-12}} \Rightarrow x = 2,37 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

03- Alternativa E

O equilíbrio indicado refere-se à hidrólise do íon cianeto, onde a constante do equilíbrio denomina-se constante de hidrólise.

04- Alternativa E

$K_b > K_a \rightarrow$ meio fracamente básico.

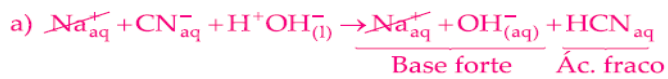
05- Alternativa E

A - $\text{NaCl} \rightarrow$ não hidrolisa $\rightarrow \text{pH} = 7$

B - $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ sal de ácido forte e base fraca $\rightarrow \text{pH} < 7$

C - $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \rightarrow$ sal de ácido fraco e base forte $\rightarrow \text{pH} > 7$

06-



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

$$K_h = \frac{5 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 10^{-3}}{10^{-1}} = 2,5 \cdot 10^{-4}$$



m_i	0,1	0	0
$m_{\text{cons.}} / m_{\text{form.}}$	$0,5\% \cdot 0,1 = -0,005$	$+0,005$	$+0,005$
m_{eq}	$\approx 0,1$	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$

c) pH=?

$\text{pOH} = -\log 5 \cdot 10^{-3}$

$\text{pOH} = \left(\log \frac{10}{2} + \log 10^{-3} \right) = -(1 - 0,3 - 3) = 3,3$

$\therefore \text{pH} = 14 - 3,3 = 11,7$

d) $K_h = \frac{K_w}{K_a}$ (base forte)

$(25^\circ\text{C}) = \frac{K_w}{K_h} = \frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-9}$

07- Alternativa B

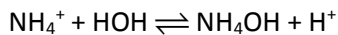
$K_h = \frac{[\text{HOCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CNO}^-]}$, multiplicando o numerador e o denominador por $[\text{H}^+]$:

$K_h = \frac{[\text{HOCN}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CNO}^-] \cdot [\text{H}^+]}$, onde: $[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = K_w$, com isso temos: $K_h = \frac{K_w}{K_a}$, substituindo os dados:

$K_h = \frac{K_w}{K_a} \rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_h} = \frac{10^{-14}}{3 \cdot 10^{-11}} = \frac{1}{3} \cdot 10^{-3}$

08-

a) a equação iônica de hidrólise salina;



b) a constante de hidrólise (K_h);

Cálculo da concentração do íon amônio que hidrolisou: $[\text{H}^+] = m \cdot \alpha = 10^{-2} \cdot (0,1/100) = 10^{-2} \cdot (10^{-1}/10^2) = 10^{-5} \text{ mol/L}$

Cálculo da constante de hidrólise:

	NH_4^+	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4OH	+	H^+
Início	10^{-2}M				0		0
Reage/Forma	10^{-5}M				10^{-5}M		$1 \cdot 10^{-5}\text{M}$
Equilíbrio	$10^{-2} - 10^{-5} = 10^{-2}\text{M}$				10^{-5}M		$1 \cdot 10^{-5}\text{M}$

$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{(10^{-5}) \cdot (10^{-5})}{(10^{-2})} = 1 \cdot 10^{-8}$

c) o pH da solução;

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-5} = -(-5 \cdot \log 10) = 5,0$

d) o valor da constante de dissociação do hidróxido de amônio (K_b)

$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$, multiplicando o numerador e o denominador por $[\text{OH}^-]$:

$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}$, onde: $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$, com isso temos: $K_h = \frac{K_w}{K_b}$, substituindo os dados:

$K_h = \frac{K_w}{K_b} \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_h} = \frac{10^{-14}}{10^{-8}} = 1 \cdot 10^{-6}$

09- Alternativa C

Hidrólise de cátion de base fraca: $C^+ + HOH \rightleftharpoons COH + H^+$

Expressão da constante de hidrólise do equilíbrio:

$$K_h = \frac{[COH] \cdot [H^+]}{[C^+]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [OH^-]:$$

$$K_h = \frac{[COH] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]}{[C^+] \cdot [OH^-]}, \text{ onde: } [H^+] \cdot [OH^-] = K_w, \text{ com isso temos: } K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

10- Alternativa E

Como a $K_h(CN^-) > K_h(NH_4^+)$, logo a solução resultante é fracamente básica

11- Alternativa A

	CO_3^{2-}	+	H_2O	\rightleftharpoons	HCO_3^-	+	OH^-
Início	0,1M				0		0
Reage/Forma	X				X		X
Equilíbrio	$0,1-X=0,1M$				X		X

Cálculo da $[OH^-]$ da solução:

$$K_h = \frac{[HCO_3^-] \cdot [OH^-]}{[CO_3^{2-}]} \rightarrow 2,5 \cdot 10^{-4} = \frac{(X) \cdot (X)}{0,1} \rightarrow X^2 = 25 \cdot 10^{-6} \rightarrow X = \sqrt{25 \cdot 10^{-6}} \rightarrow X = [OH^-] = 5 \cdot 10^{-3} M$$

12-

→ Para a aspirina (HAsp):

	Asp^-	+	H_2O	\rightleftharpoons	HAsp	+	OH^-
Início	0,1M				0		0
Reage/Forma	X				X		X
Equilíbrio	$0,1-X=0,1M$				X		X

Cálculo da $[OH^-]$ da solução:

$$K_h = \frac{[HAsp] \cdot [OH^-]}{[Asp^-]} \rightarrow 3,4 \cdot 10^{-4} = \frac{(X) \cdot (X)}{0,1} \rightarrow X^2 = 34 \cdot 10^{-6} \rightarrow X = \sqrt{34 \cdot 10^{-6}} \rightarrow X = [OH^-] = 5,8 \cdot 10^{-3} M$$

Como: $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, temos: $[H^+] \cdot 5,8 \cdot 10^{-3} = 10^{-14} \rightarrow [H^+] = 1,7 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

→ Para o ácido acético (HAc):

	Ac^-	+	H_2O	\rightleftharpoons	HAc	+	OH^-
Início	0,1M				0		0
Reage/Forma	X				X		X
Equilíbrio	$0,1-X=0,1M$				X		X

Cálculo da $[OH^-]$ da solução:

$$K_h = \frac{[HAc] \cdot [OH^-]}{[Ac^-]} \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(X) \cdot (X)}{0,1} \rightarrow X^2 = 18 \cdot 10^{-7} \rightarrow X = \sqrt{18 \cdot 10^{-7}} \rightarrow X = [OH^-] = 1,34 \cdot 10^{-3} M$$

Como: $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, temos: $[H^+] \cdot 1,34 \cdot 10^{-3} = 10^{-14} \rightarrow [H^+] = 7,5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

Como pH e $[H^+]$ são grandezas inversamente proporcionais, e sabendo que $[H^+]_{HAc} > [H^+]_{HAsp}$, com isso temos: $pH(HAc) < pH(HAsp)$

13- Alternativa C

Cálculo da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}].[H^+]}{[\text{NH}_4^+]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [\text{OH}^-]:$$

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}].[H^+].[OH^-]}{[\text{NH}_4^+].[OH^-]}, \text{ onde: } [H^+].[OH^-] = K_w, \text{ com isso temos: } K_h = \frac{K_w}{K_b}, \text{ substituindo os dados:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 1.10^{-9}$$

Cálculo da $[H^+]$ e do pH da solução:

	NH_4^+	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4OH	+	H^+
Início	0,1M				0		0
Reage/Forma	X				X		X
Equilíbrio	0,1-X=0,1M				X		X

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}].[H^+]}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow 10^{-9} = \frac{(X).(X)}{10^{-1}} \rightarrow X^2 = 10^{-10} \rightarrow X = \sqrt{10^{-10}} \rightarrow X = [H^+] = 10^{-5}\text{M} \rightarrow \text{pH}=5$$

14-

Cálculo da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}].[OH^-]}{[\text{CN}^-]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [H^+]:$$

$$K_h = \frac{[\text{HCN}].[OH^-].[H^+]}{[\text{CN}^-].[H^+]}, \text{ onde: } [OH^-].[H^+] = K_w, \text{ com isso temos: } K_h = \frac{K_w}{K_a}, \text{ substituindo os dados:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4.10^{-10}} = 2,5.10^{-5}$$

Cálculo da concentração do íon CN^- que hidrolisou: $[\] = m \cdot \alpha = 1,0 \cdot \alpha = \alpha$

	CN^-	+	H_2O	\rightleftharpoons	HCN	+	OH^-
Início	1,0M				0		0
Reage/Forma	α				α		α
Equilíbrio	1,0- α =1,0M				α		α

Cálculo do grau de hidrólise (α):

$$K_h = \frac{[\text{HCN}].[OH^-]}{[\text{CN}^-]} \rightarrow 2,5.10^{-5} = \frac{\alpha.\alpha}{1,0} \rightarrow \alpha^2 = 2,5.10^{-5} \rightarrow \alpha = \sqrt{25.10^{-6}} \rightarrow \alpha = 5.10^{-3}.100\% \rightarrow \alpha = 0,5\%$$

Cálculo da $[\text{OH}^-]$ da solução: $[\text{OH}^-] = m \cdot \alpha = 1,0 \cdot (0,5/100) = 5.10^{-3} \text{ mol/L}$

Cálculo da $[H^+]$ da solução: $[H^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [H^+] \cdot 5.10^{-3} = 10^{-14} \rightarrow [H^+] = 2.10^{-12} \text{ mol/L}$

Cálculo do pH da solução: $\text{pH} = -\log(2.10^{-12}) = -(\log 2 + (-12) \cdot \log 10) = -(0,3 - 12,0 \cdot 1,0) = 11,7$

15-

Equação iônica de hidrólise salina: $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

Cálculo da constante de hidrólise (K_h):

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}].[H^+]}{[\text{NH}_4^+]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [\text{OH}^-]:$$

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}].[H^+].[OH^-]}{[\text{NH}_4^+].[OH^-]}, \text{ onde: } [H^+].[OH^-] = K_w, \text{ com isso temos: } K_h = \frac{K_w}{K_b}, \text{ substituindo os dados:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Cálculo da concentração do íon amônio que hidrolisou: $[\] = m \cdot \alpha = 0,2 \cdot \alpha$

	NH_4^+	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4OH	+	H^+
Início	0,2M				0		0
Reage/Forma	0,2 α				0,2 α		0,2 α
Equilíbrio	0,2- 0,2 α = 0,2M				0,2 α		0,2 α

Cálculo do grau de hidrólise (α):

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}].[H^+]}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow 5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{0,2\alpha \cdot 0,2\alpha}{0,2} \rightarrow \alpha^2 = 2,8 \cdot 10^{-9} \rightarrow \alpha = \sqrt{28 \cdot 10^{-10}} \rightarrow \alpha = 5,3 \cdot 10^{-5}$$

Cálculo da $[H^+]$ da solução: $[H^+] = m \cdot \alpha = 0,2 \cdot 5,3 \cdot 10^{-5} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

Cálculo do pH da solução: $\text{pH} = -\log(1,1 \cdot 10^{-5}) = -(\log 1,1 + \log 10^{-5}) = -(0,04 - 5,0 \cdot \log 10) = 4,96$

16-

a) O valor da constante de hidrólise do cianeto de potássio.

Cálculo da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}].[OH^-]}{[\text{CN}^-]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [H^+]:$$

$$K_h = \frac{[\text{HCN}].[OH^-].[H^+]}{[\text{CN}^-].[H^+]}, \text{ onde: } [OH^-].[H^+] = K_w, \text{ com isso temos: } K_h = \frac{K_w}{K_a}, \text{ substituindo os dados:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{7 \cdot 10^{-10}} = 1,43 \cdot 10^{-5}$$

b) O grau de hidrólise da solução, em valores percentuais.

Cálculo da concentração do íon CN^- que hidrolisou: $[\] = m \cdot \alpha = 1,0 \cdot \alpha = \alpha$

	CN^-	+	H_2O	\rightleftharpoons	HCN	+	OH^-
Início	0,1M				0		0
Reage/Forma	0,1 α				0,1 α		0,1 α
Equilíbrio	0,1- 0,1 α = 0,1M				0,1 α		0,1 α

Cálculo do grau de hidrólise (α):

$$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} \rightarrow 1,43 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1\alpha \cdot 0,1\alpha}{0,1} \rightarrow \alpha^2 = 1,43 \cdot 10^{-4} \rightarrow \alpha = \sqrt{1,43 \cdot 10^{-4}} \rightarrow \alpha = 0,012 \cdot 100\% \rightarrow \alpha = 1,2\%$$

Cálculo da $[\text{OH}^-]$ da solução: $[\text{OH}^-] = m \cdot \alpha = 0,1 \cdot (0,012) = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Cálculo da $[\text{H}^+]$ da solução: $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] \cdot 1,2 \cdot 10^{-3} = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] = 8,3 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

Cálculo do pH da solução: $\text{pH} = -\log(8,3 \cdot 10^{-12}) = -(\log 8,3 + (-12) \cdot \log 10) = 11,08$

c) O pH da solução.

Cálculo da $[\text{H}^+]$ da solução: $[\text{H}^+] = m \cdot \alpha = 0,1 \cdot 0,012 = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Cálculo do pH da solução: $\text{pH} = -\log(1,2 \cdot 10^{-3}) = -(\log 1,2 + (-3) \cdot \log 10) = -(0,08 - 3,0 \cdot 1,0) = 11,08$

17-

a) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{s})$

Equação iônica de hidrólise salina: $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

Cálculo da constante de hidrólise (K_h):

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [\text{OH}^-]:$$

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}, \text{ onde: } [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w, \text{ com isso temos: } K_h = \frac{K_w}{K_b}, \text{ substituindo os dados:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,71 \cdot 10^{-5}} = 5,8 \cdot 10^{-10}$$

b) $\text{Ca}(\text{ClO})_2(\text{s})$

Equação iônica de hidrólise salina: $\text{ClO}^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$

$$K_h = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [\text{H}^+]:$$

$$K_h = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{ClO}^-][\text{H}^+]}, \text{ onde: } [\text{OH}^-][\text{H}^+] = K_w, \text{ com isso temos: } K_h = \frac{K_w}{K_a}, \text{ substituindo os dados:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,9 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

c) $\text{NH}_4\text{HCO}_3(\text{s})$

Equação iônica de hidrólise salina:

$\text{HCO}_3^- + \text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{CO}_3$

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-][\text{NH}_4^+][\text{H}_2\text{O}]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]:$$

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}_2\text{CO}_3][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-][\text{NH}_4^+][\text{H}_2\text{O}][\text{H}^+][\text{OH}^-]} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}_2\text{CO}_3][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-][\text{NH}_4^+][\text{OH}^-][\text{H}_2\text{O}]}, \text{ onde: } [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w, \text{ com isso temos:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}, \text{ substituindo os dados: } K_h = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{5,6 \cdot 10^{-11} \cdot 1,71 \cdot 10^{-5}} = 10,44$$

d) $\text{CaSO}_4(\text{s})$

sal proveniente de ácido forte e base forte não sofre hidrólise.

18- Alternativa C

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

19-

Equação iônica de hidrólise salina: $\text{NO}_2^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ Cálculo da concentração do íon amônio que hidrolisou: $[\text{OH}^-] = m \cdot \alpha = 0,1 \cdot (1/100) = 10^{-1} \cdot (1/10^2) = 10^{-3} \text{ mol/L}$ Cálculo da $[\text{H}^+]$ da solução: $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] \cdot 10^{-3} = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-11} \text{ mol/L}$ Cálculo do pH da solução: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-11} = -(-11 \cdot \log 10) = -(-11) \rightarrow \text{pH} = 11$

20-

Equação iônica de hidrólise salina: $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ Cálculo da concentração do íon amônio que hidrolisou: $[\text{H}^+] = m \cdot \alpha = 0,2 \cdot (0,5/100) = 10^{-3} \text{ mol/L}$

	NH_4^+	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4OH	+	H^+
Início	0,2M				0		0
Reage/Forma	10^{-3}M				10^{-3}M		10^{-3}M
Equilíbrio	$0,2 - 10^{-3}\text{M} = 0,2\text{M}$				10^{-3}M		10^{-3}M

Para $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$, ficamos com: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-3} = -(-3) \cdot \log 10 = 3,0$ Cálculo do pOH: como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, para $\text{pH} = 3$, logo temos que: $\text{pOH} = 11$ e com isso ficamos com: $[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$ Cálculo da constante de hidrólise (K_h): $K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{(10^{-3}) \cdot (10^{-3})}{0,2} = 5 \cdot 10^{-6}$ Cálculo do K_b :
$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$
, multiplicando o numerador e o denominador por $[\text{OH}^-]$:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}$$
, onde: $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$, com isso temos: $K_h = \frac{K_w}{K_b}$, substituindo os dados:

$$K_b = \frac{K_w}{K_h} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-6}} = 2 \cdot 10^{-9}$$

21-

Cálculo da concentração do íon CN^- que hidrolisou: $[\text{CN}^-] = m \cdot \alpha = 0,1 \cdot (1/100) = 10^{-3} \text{ mol/L}$

	CN^-	+	H_2O	\rightleftharpoons	HCN	+	OH^-
Início	0,1M				0		0
Reage/Forma	10^{-3}M				10^{-3}M		10^{-3}M
Equilíbrio	$0,1 - 10^{-3}\text{M} = 0,1\text{M}$				10^{-3}M		10^{-3}M

Para $[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$, ficamos com: $\text{pOH} = -\log 10^{-3} = -(-3 \cdot \log 10) = 3,0$

Cálculo do pH: como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, para $\text{pOH} = 3,0$, logo teremos: $\text{pH} = 11$.

Cálculo da constante de hidrólise (K_h): $K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{(10^{-3})(10^{-3})}{0,1} = 10^{-5}$

Cálculo do K_a :

$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$, multiplicando o numerador e o denominador por $[\text{H}^+]$:

$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{CN}^-][\text{H}^+]}$, onde: $[\text{OH}^-][\text{H}^+] = K_w$, com isso temos: $K_h = \frac{K_w}{K_a}$, substituindo os dados:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \rightarrow K_a = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$$

22- Alternativa E

I. Verdadeira. Como K_a do ácido hipocloroso é menor que K_a do ácido fórmico e $K_h = K_w/K_a$, conclui-se que K_h do sal NaClO é numericamente maior que K_h do sal CHO_2Na .

II. Falsa. Como o ácido cianídrico, HCN , é mais fraco que o ácido barbitúrico, $\text{HC}_4\text{H}_3\text{N}_2\text{O}_3$ (menor valor de K_a), o íon CN^- protoniza-se mais facilmente que o íon $\text{C}_4\text{H}_3\text{N}_2\text{O}_3^-$.

III. Verdadeira. Como $\text{p}K_a$ do ácido fórmico é menor que $\text{p}K_a$ do ácido acético, K_a do ácido fórmico é maior que K_a do ácido acético (tabela). Portanto, sendo o ácido fórmico mais forte, o formiato tem menor afeição pelo próton que o acetato.

IV. Verdadeira. Como a amônia é mais forte que o ácido cianídrico, na hidrólise do cianeto de amônio prevalece o caráter alcalino.

23-

Cálculo da constante de hidrólise (K_h):

$$K_h = \frac{[\text{HAc}].[\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [\text{H}^+]:$$

$$K_h = \frac{[\text{HAc}].[\text{OH}^-].[\text{H}^+]}{[\text{Ac}^-].[\text{H}^+]}, \text{ onde: } [\text{OH}^-].[\text{H}^+] = K_w, \text{ com isso temos: } K_h = \frac{K_w}{K_a}, \text{ substituindo os dados:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \rightarrow K_a = \frac{10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5,7 \cdot 10^{-10}$$

	Ac ⁻	+	H ₂ O	⇌	HAc	+	OH ⁻
Início	0,1M				0		0
Reage/Forma	X				X		X
Equilíbrio	0,1-X=0,1M				X		X

Cálculo da [OH⁻] da solução:

$$K_h = \frac{[\text{HAc}].[\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]} \rightarrow 5,7 \cdot 10^{-10} = \frac{(X).(X)}{0,1} \rightarrow X^2 = 5,7 \cdot 10^{-11} \rightarrow X = \sqrt{5,7 \cdot 10^{-11}} \rightarrow X = [\text{OH}^-] = 7,55 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{Como: } [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}, \text{ temos: } [\text{H}^+] \cdot 7,55 \cdot 10^{-6} = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] = 1,32 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$\text{Cálculo do pH da solução: } \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1,32 \cdot 10^{-9} \rightarrow \text{pH} = 8,8$$

24-

Equação iônica de hidrólise salina: $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ Cálculo da constante de hidrólise (K_h):

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}].[\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [\text{OH}^-]:$$

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}].[\text{H}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+].[\text{OH}^-]}, \text{ onde: } [\text{H}^+].[\text{OH}^-] = K_w, \text{ com isso temos: } K_h = \frac{K_w}{K_b}, \text{ substituindo os dados:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5,71 \cdot 10^{-10}$$

Cálculo da concentração do íon amônio que hidrolisou: $[\text{H}^+] = m \cdot \alpha = 0,5 \cdot \alpha$

	NH ₄ ⁺	+	H ₂ O	⇌	NH ₄ OH	+	H ⁺
Início	0,5M				0		0
Reage/Forma	0,5α				0,5α		0,5α
Equilíbrio	0,5- 0,5α =0,5M				0,5α		0,5α

Cálculo do grau de hidrólise (α):

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}].[\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow 5,71 \cdot 10^{-10} = \frac{0,5\alpha \cdot 0,5\alpha}{0,5} \rightarrow \alpha^2 = 1,14 \cdot 10^{-9} \rightarrow \alpha = \sqrt{1,14 \cdot 10^{-9}} \rightarrow \alpha = 3,4 \cdot 10^{-5} \cdot 100\% = 0,0034\%$$

$$\text{Cálculo da } [\text{H}^+] \text{ da solução: } [\text{H}^+] = m \cdot \alpha = 0,5 \cdot 3,4 \cdot 10^{-5} = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{Cálculo do pH da solução: } \text{pH} = -\log (1,7 \cdot 10^{-5}) = 4,77$$

25-

a) Cálculo da concentração do íon CH_3COO^- que hidrolisou: $[\text{H}_3\text{COOH}] = m \cdot \alpha = 0,1 \cdot (0,1/100) = 10^{-4} \text{ mol/L}$

	CH_3COO^-	+	H_2O	\rightleftharpoons	CH_3COOH	+	OH^-
Início	0,1M				0		0
Reage/Forma	10^{-4} mol/L				10^{-4} mol/L		10^{-4} mol/L
Equilíbrio	$0,1 - 10^{-4} = 0,1\text{M}$				10^{-4} mol/L		10^{-4} mol/L

$$b) K_h = \frac{[\text{H}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{(10^{-4}) \cdot (10^{-4})}{0,1} = 10^{-7}$$

26- Alternativa B

Cálculo da constante de hidrólise K_h :

$$K_h = \frac{[\text{HNO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [\text{H}^+]:$$

$$K_h = \frac{[\text{HNO}_2] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]}, \text{ onde: } [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = K_w, \text{ com isso temos: } K_h = \frac{K_w}{K_a}, \text{ substituindo os dados:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \rightarrow K_a = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-4}} = 2 \cdot 10^{-11}$$

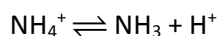
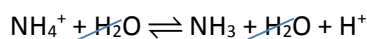
	NO_2^-	+	H_2O	\rightleftharpoons	HNO_2	+	OH^-
Início	0,05M				0		0
Reage/Forma	X				X		X
Equilíbrio	$0,05 - X = 0,05\text{M}$				X		X

Cálculo da $[\text{OH}^-]$ da solução:

$$K_h = \frac{[\text{HNO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} \rightarrow 2 \cdot 10^{-11} = \frac{(X) \cdot (X)}{0,05} \rightarrow X^2 = 1 \cdot 10^{-12} \rightarrow X = \sqrt{1 \cdot 10^{-12}} \rightarrow X = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Cálculo da $[\text{H}^+]$ e do pH da solução: $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] \cdot 10^{-6} = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-8} \text{ mol/L}$.Cálculo do pH da solução: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-8} = -(-8 \cdot \log 10) \rightarrow \text{pH} = 8,0$

27-

a) $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ 

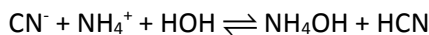
$$b) K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$c) K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}, \text{ como: } [\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+], \text{ com isso temos: } 10^{-9} = [\text{H}^+], \text{ assim ficamos com: } \text{pH} = 9$$

d) Como $K_h = 10^{-9}$ e $K_w = 10^{-14}$, com isso temos: $K_h > K_w$. NH_4Cl é um sal proveniente de ácido forte e base fraca, sendo assim, ocorre a hidrólise do cátion:

28-

Equação iônica de hidrólise salina:

Cálculo da constante de hidrólise K_h :

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-][\text{NH}_4^+][\text{H}_2\text{O}]}, \text{ multiplicando o numerador e o denominador por } [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]:$$

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{HCN}][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-][\text{NH}_4^+][\text{H}_2\text{O}][\text{H}^+][\text{OH}^-]} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{HCN}][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}^+][\text{CN}^-][\text{NH}_4^+][\text{OH}^-][\text{H}_2\text{O}]}, \text{ onde: } [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w, \text{ com isso temos:}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}, \text{ substituindo os dados: } K_h = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-10} \cdot 1,76 \cdot 10^{-5}} = 0,92$$

Sabemos que:

	NH_4^+	+	CN^-	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4OH	+	HCN
Início	0,1M		0,1M			0		0
Reage/Forma	X		X			X		X
Equilíbrio	$0,1 - X = 0,1\text{M}$		$0,1 - X = 0,1\text{M}$			X		X

Sendo assim temos: $[\text{NH}_4^+] = [\text{CN}^-]$ e $[\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{HCN}]$ Levando-se em consideração a ionização do HCN: $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$

$$\text{Calculando a constante de ionização do HCN: } K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$\text{Isolando a } [\text{H}^+]: [\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]}, \text{ multiplicando o 1}^\circ \text{ e 2}^\circ \text{ membro por } [\text{H}^+]: [\text{H}^+]^2 = \frac{K_a \cdot [\text{HCN}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CN}^-]} \text{ equação (I)}$$

$$\text{Sabendo que: } [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}, \text{ isolando } [\text{H}^+]: [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}, \text{ e substituindo na equação (I), ficamos com:}$$

$$[\text{H}^+]^2 = \frac{K_a \cdot [\text{HCN}] \cdot [10^{-14}]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{OH}^-]} \text{ equação (II), como: } [\text{NH}_4^+] = [\text{CN}^-] \text{ e } [\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{HCN}], \text{ substituindo na equação (II), teremos:}$$

$$[\text{H}^+]^2 = \frac{K_a \cdot [\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [10^{-14}]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} \text{ com isso temos:}$$

$$[\text{H}^+]^2 = \frac{K_a \cdot K_w}{K_b} \rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_a \cdot K_w}{K_b}} = \frac{(K_a)^{\frac{1}{2}} \cdot (K_w)^{\frac{1}{2}}}{(K_b)^{\frac{1}{2}}} = (K_a)^{\frac{1}{2}} \cdot (K_w)^{\frac{1}{2}} \cdot (K_b)^{-\frac{1}{2}}, \text{ multiplicando os 2 membros por } -\log:$$

$$-\log [\text{H}^+] = -\frac{1}{2} \log K_a - \frac{1}{2} \log K_w + \frac{1}{2} \log K_b \rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_a + \frac{1}{2} \text{p}K_w - \frac{1}{2} \text{p}K_b \rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} \cdot 9,21 + \frac{1}{2} \cdot 14 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 \rightarrow \text{pH} = 9,23$$

29- Soma = 07 (01 + 02 + 04)

NH_4Br → sal proveniente de base fraca e ácido forte, solução aquosa com caráter ácido ($\text{pH} < 7$)

CH_3COONa → sal proveniente de base forte e ácido fraco, solução aquosa com caráter básico ($\text{pH} > 7$)

Na_2CO_3 → sal proveniente de base forte e ácido fraco, solução aquosa com caráter básico ($\text{pH} > 7$)

K_2SO_4 → sal proveniente de base forte e ácido forte, solução aquosa com caráter neutro ($\text{pH} = 7$)

NaCN → sal proveniente de base forte e ácido fraco, solução aquosa com caráter básico ($\text{pH} > 7$)

(01) A solução de K_2SO_4 é neutra, pois não apresenta hidrólise.

Verdadeiro. K_2SO_4 : sal proveniente de base forte e ácido forte, não sofre hidrólise.

(02) A reação de hidrólise do CH_3COONa é a seguinte: $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

Verdadeiro. CH_3COONa : sal proveniente de base forte e ácido fraco, em solução aquosa ocorre hidrólise do ânion.

(04) A ordem crescente de pH das soluções de NH_4Br , K_2SO_4 e NaCN é, $\text{pH NH}_4\text{Br} < \text{pH K}_2\text{SO}_4 < \text{pH NaCN}$.

Verdadeiro.

(08) A constante de hidrólise para o NaCN pode ser escrita da seguinte maneira $K_h = \frac{[\text{Na}^+].[\text{CN}^-]}{[\text{NaCN}]}$

Falso. NaCN : sal proveniente de base forte e ácido fraco, em solução aquosa ocorre hidrólise do ânion, originando uma

solução de caráter básico: $\text{CN}^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$, com isso temos: $K_h = \frac{[\text{HCN}].[\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$

(16) A solução de Na_2CO_3 é ácida, pois um dos produtos da hidrólise é o H_2CO_3 .

Falso. Na_2CO_3 : sal proveniente de base forte e ácido fraco, em solução aquosa ocorre hidrólise do ânion, originando uma solução de caráter básico: $\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ (Caráter básico)