

Gabarito: Cálculo de pH

Daniel Sahadi, Renan Romariz, e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química

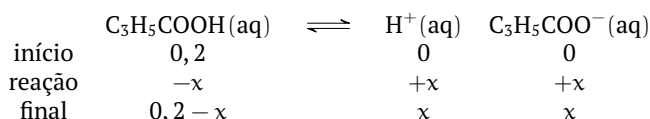


Problemas

PROBLEMA 1. D

2H01

Fazendo o quadrinho:



Pelo quadrinho temos:

$$[\text{H}^+] = x$$

Como o pH é 2,7, temos que:

$$x = [\text{H}^+] = 10^{-2,7} = 10^{0,3} \cdot 10^{-3} = 2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Cálculo da constante de acidez Cálculo da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_3\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{COOH}]}$$

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

$$K_a = 2 \cdot 10^{-5}$$

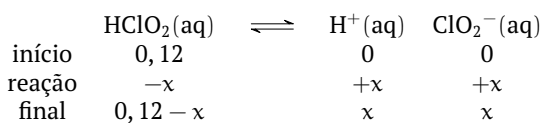
Cálculo do pKa:

$$\text{pK}_a = 5 - 0,3 = 4,7$$

PROBLEMA 2. E

2H02

Fazendo o quadrinho:



Pelo quadrinho temos:

$$[\text{H}^+] = x$$

Como o pH é 1,5, temos que:

$$x = [\text{H}^+] = 10^{-1,5} = 10^{0,5} \cdot 10^{-2} = 3 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Cálculo da constante de acidez Cálculo da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}_2^-]}{[\text{HClO}_2]}$$

$$K_a = \frac{(3 \cdot 10^{-2})(3 \cdot 10^{-2})}{0,12 - 3 \cdot 10^{-2}}$$

$$K_a = 1 \cdot 10^{-2}$$

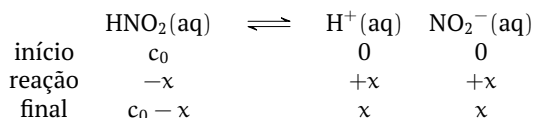
Cálculo do pKa:

$$\text{pK}_a = 2$$

PROBLEMA 3. A

2H03

Fazendo o quadrinho:



Pelo quadrinho temos:

$$[\text{H}^+] = x$$

Como o pH é 2,5, temos que:

$$x = [\text{H}^+] = 10^{-2,5} = 10^{0,5} \cdot 10^{-3} = 3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Cálculo de c_0 a partir da constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

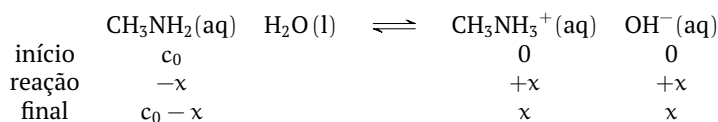
$$4,3 \cdot 10^{-4} = \frac{(3 \cdot 10^{-3})(3 \cdot 10^{-3})}{c_0 - 3 \cdot 10^{-3}}$$

$$c_0 = 0,024 \text{ molL}^{-1}$$

PROBLEMA 4. C

2H04

Fazendo o quadrinho:



Pelo quadrinho temos:

$$[\text{OH}^-] = x$$

Como o pH é 12, temos que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 2$$

$$x = [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ M}$$

Cálculo de c_0 a partir da constante de equilíbrio:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

$$3,6 \cdot 10^{-4} = \frac{(10^{-2})(10^{-2})}{c_0 - 10^{-2}}$$

$$c_0 = 0,3 \text{ molL}^{-1}$$

PROBLEMA 5. B

2H05

Fazendo o quadrinho:

	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)}$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ \text{ (aq)}$	$\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)}$
início	0,12		0	0
reação	-0,12 α		+0,12 α	+0,12 α
final	0,12(1 - α)		0,12 α	0,12 α

Cálculo de α a partir da constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,12\alpha)(0,12\alpha)}{0,12(1 - \alpha)}$$

Para facilitar os cálculos, tome a hipótese $1 - \alpha \approx 1$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,12\alpha)(0,12\alpha)}{0,12(1)}$$

$$\alpha = 0,95\%$$

Veja que $1 - \alpha \approx 1$ então a hipótese é válida e essa é a resposta.**PROBLEMA 6. D**

2H06

Fazendo o quadrinho:

	$\text{CH}_3\text{CH(OH)COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{CH}_3\text{CH(OH)COO}^-$
início	0,0037		0	0
reação	-0,0037 α		+0,0037 α	+0,0037 α
final	0,0037(1 - α)		0,0037 α	0,0037 α

Cálculo de α a partir da constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{CH(OH)COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH(OH)COOH}]}$$

$$8,4 \cdot 10^{-4} = \frac{(0,0037\alpha)(0,0037\alpha)}{0,0037(1 - \alpha)}$$

Para facilitar os cálculos, tome a hipótese $1 - \alpha \approx 1$

$$8,4 \cdot 10^{-4} = \frac{(0,0037\alpha)(0,0037\alpha)}{0,0037(1)}$$

$$\alpha = 48\%$$

Veja que $1 - \alpha$, **Não** pode ser aproximado para 1, então a hipótese está incorreta e devemos fazer a conta sem aproximações. Refazendo a conta:

$$8,4 \cdot 10^{-4} = \frac{(0,0037\alpha)(0,0037\alpha)}{0,0037(1 - \alpha)}$$

$$\alpha = 38\%$$

Repare como a resposta é consideravelmente diferente.

PROBLEMA 7. A

2H07

Fazendo o quadrinho:

	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)}$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ \text{ (aq)}$	$\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)}$
início	0,08		0	0
reação	-x		+x	+x
final	0,08 - x		x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0,08 - x}$$

$$[\text{H}^+] = x = 1,2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = 2,9$$

PROBLEMA 8. E

2H08

Fazendo o quadrinho:

	$\text{CCl}_3\text{COOH (aq)}$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ \text{ (aq)}$	$\text{CCl}_3\text{COO}^- \text{ (aq)}$
início	0,1		0	0
reação	-x		+x	+x
final	0,1 - x		x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CCl}_3\text{COO}^-]}{[\text{CCl}_3\text{COOH}]}$$

$$0,3 = \frac{(x)(x)}{0,1 - x}$$

$$[\text{H}^+] = x = 8 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = 1,1$$

PROBLEMA 9. B

2H09

Fazendo o quadrinho:

	$\text{NH}_3 \text{ (aq)}$	$\text{H}_2\text{O (l)}$	\rightleftharpoons	$\text{NH}_4^+ \text{ (aq)}$	$\text{OH}^- \text{ (aq)}$
início	0,06			0	0
reação	-0,06 α			+0,06 α	+0,06 α
final	0,06(1 - α)			0,06 α	0,06 α

Cálculo de α a partir da constante de equilíbrio:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,06\alpha)(0,06\alpha)}{0,06(1 - \alpha)}$$

Para facilitar os cálculos, tome a hipótese $1 - \alpha \approx 1$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,06\alpha)(0,06\alpha)}{0,06(1)}$$

$$\alpha = 1,7\%$$

Veja que $1 - \alpha \approx 1$ então a hipótese é válida e essa é a resposta.

PROBLEMA 10. D

2H10

Fazendo o quadrinho:

	$\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2\text{H}^+$	OH^-
início	0,012			0	0
reação	-0,012 α			+0,012 α	+0,012 α
final	0,012(1 - α)			0,012 α	0,012 α

Cálculo de α a partir da constante de equilíbrio:

$$K_b = \frac{[\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2]}$$

$$1 \cdot 10^{-6} = \frac{(0,012\alpha)(0,012\alpha)}{0,012(1 - \alpha)}$$

Para facilitar os cálculos, tome a hipótese $1 - \alpha \approx 1$

$$1 \cdot 10^{-6} = \frac{(0,012\alpha)(0,012\alpha)}{0,012(1)}$$

$$\alpha = 0,9\%$$

Veja que $1 - \alpha \approx 1$ então a hipótese é válida e podemos seguir com a resolução da questão.**PROBLEMA 11. E**

2H11

Fazendo o quadrinho:

	$\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$
início	0,1			0	0
reação	-x			+x	+x
final	0,1 - x			x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

$$3,6 \cdot 10^{-4} = \frac{(x)(x)}{0,1 - x}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Cálculo do pOH:

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

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

Cálculo do pH a partir da autoionização da água:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 11,8$$

PROBLEMA 12. D

2H12

Fazendo o quadrinho:

	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	H_2O	\rightleftharpoons	$(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$	OH^-
início	0,02			0	0
reação	-x			+x	+x
final	0,02 - x			x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_b = \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]}$$

$$1 \cdot 10^{-3} = \frac{(x)(x)}{(0,02 - x)}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1} = 4 \text{ mmolL}^{-1}$$

PROBLEMA 13. A

2H13

Usando os valores dos K's, conseguimos calcular o pH de cada solução: 1: Ácido forte, então a reação acontece completamente, ficamos com:

$$[\text{H}^+] = c_0$$

$$[\text{H}^+] = 10 \times 10^{-6} \text{ molL}^{-1} = 10^{-5} \text{ M}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(10^{-5})$$

$$\text{pH} = 5$$

2: Base fraca, faremos a dissociação usando o K_b : Cálculo da concentração de OH^- a partir da constante K_b :

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

$$3,6 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0,2 - x}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 8,3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 2,1 = 11,9$$

3: Ácido fraco, faremos a ionização usando o K_a :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2 - x}$$

$$x = [\text{H}^+] = 1,9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(1,9 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 2,7$$

4: Base fraca, faremos a dissociação usando o K_b : Cálculo da concentração de OH^- a partir da constante K_b :

$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]}$$

$$4,3 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,2 - x}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 9,3 \times 10^{-6} \text{ M}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 5,03 = 8,97$$

A ordem crescente de pH será:

$$3 < 1 < 4 < 2$$

PROBLEMA 14. E

2H14

Usando os valores dos K's conseguimos calcular o pH de cada solução: 1: Base forte, então a reação acontece completamente, ficamos com:

$$[\text{OH}^-] = c_0$$

$$[\text{OH}^-] = 10 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} = 10^{-5} \text{ M}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 5 = 9$$

2: Ânion de ácido fraco, faremos a hidrólise: Cálculo da constante de hidrólise:

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

$$K_h = \frac{10^{-14}}{4,3 \times 10^{-4}} = 2,3 \times 10^{-11}$$

Para facilitar os cálculos, podemos considerar que a seguinte hipótese: $[\text{NO}_2^-] \approx 0,2 \text{ M}$ Cálculo da concentração de OH^-

$$K_h = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}$$

$$2,3 \times 10^{-11} = \frac{x^2}{0,2}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 2,1 \times 10^{-6}$$

Veja que a hipótese é válida então podemos seguir com a resolução Cálculo do pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 5,7 = 8,3$$

3: Base fraca, faremos a dissociação usando o K_b : Para facilitar os cálculos, podemos considerar que a seguinte hipótese: $[\text{NH}_3] \approx 0,2 \text{ M}$ Cálculo da concentração de OH^-

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 1,9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Veja que a hipótese é válida então podemos seguir com a resolução Cálculo do pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 2,72 = 11,28$$

4: Ânion de ácido fraco, faremos a hidrólise: Cálculo da constante de hidrólise:

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

$$K_h = \frac{10^{-14}}{4,9 \times 10^{-10}} = 2 \times 10^{-5}$$

Para facilitar os cálculos, podemos considerar que a seguinte hipótese: $[\text{CN}^-] \approx 0,2 \text{ M}$ Cálculo da concentração de OH^-

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

$$2 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Veja que a hipótese é válida, então podemos seguir com a resolução. Cálculo do pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 2,7 = 11,3$$

A ordem crescente de pH será:

2

PROBLEMA 15. B

2H15

Fazendo a tabelinha:

	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$
início	c_0		0	0
reação	$-x$		$+x$	$+x$
final	$c_0 - x$		x	x

Como o $\text{pH}=3$ sabemos que:

$$x = [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo da concentração inicial antes da diluição a partir da constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-3})(10^{-3})}{c_0 - 10^{-3}}$$

$$c_0 = 0,056 \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo da nova concentração inicial após a diluição: Fazendo a tabelinha:

	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$
início	c'_0		0	0
reação	$-x$		$+x$	$+x$
final	$c'_0 - x$		x	x

Como o $\text{pH}=4$ sabemos que:

$$x = [\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo da concentração inicial antes da diluição a partir da constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-4})(10^{-4})}{c'_0 - 10^{-4}}$$

$$c_0 = 6,6 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo do volume a ser adicionado a partir da conservação do número de mols inicial de ácido acético:

$$n_i = n_f$$

$$(0,056 \text{ mol L}^{-1})(1 \text{ L}) = (6,6 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1})(V + 1)$$

$$V = 84 \text{ L}$$

PROBLEMA 16. B

2H16

Fazendo a tabelinha:

	$\text{NH}_3(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$
início	0,2			0	0
reação	-x			+x	+x
final	0,2 - x			x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0,2 - x}$$

Para facilitar os cálculos tome a hipótese $0,2 - x \approx 0,2$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0,2}$$

$$x = 1,9 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$$

Veja que a hipótese é válida, então podemos seguir com a resolução Cálculo do pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 2,72 = 11,28$$

Como queremos diminuir o pH em uma unidade, o novo pH será:

$$\text{pH}' = 11,28 - 1 = 10,28$$

Cálculo da nova concentração de OH^- :

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$10,28 = 14 + \log[\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 1,9 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo da nova concentração inicial após a diluição: Fazendo a tabelinha:

	NH_3	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-
início	c'_0			0	0
reação	$-1,9 \times 10^{-4}$			$+1,9 \times 10^{-4}$	$+1,9 \times 10^{-4}$
final	$c'_0 - 1,9 \times 10^{-4}$			$1,9 \times 10^{-4}$	$1,9 \times 10^{-4}$

Cálculo de c'_0 a partir da constante de equilíbrio:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(1,9 \times 10^{-4})(1,9 \times 10^{-4})}{c'_0 - 1,9 \times 10^{-4}}$$

$$c_0 = 2,2 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo do volume a ser adicionado a partir da conservação do número de mols inicial de amônia:

$$n_i = n_f$$

$$(0,2 \text{ molL}^{-1})(1 \text{ L}) = (2,2 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1})(V + 1)$$

$$V = 90 \text{ L}$$

PROBLEMA 17. E

2H17

Para analisar o caráter da solução resultante basta analisar os íons presentes.

1: $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ fornece os íons Ba^{2+} e NO_2^- . Todos os ânions que são bases conjugadas de ácidos fracos produzem soluções **básicas**. O ânion NO_2^- é base conjugada do ácido nitroso (HNO_2) um ácido fraco. $\text{NO}_2^- \rightarrow$ Caráter básico. Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro**. O cátion Ba^{2+} é cátion do grupo 2 $\text{Ba}^{2+} \rightarrow$ Caráter neutro. Dessa forma o caráter predominante na solução será o **básico**.

2: CrCl_3 fornece os íons Cr^{3+} e Cl^- . Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH de uma solução, possuem portanto caráter **neutro**. O ânion Cl^- vem do ácido forte HCl $\text{Cl}^- \rightarrow$ Caráter neutro. Cátions de metais, com carga elevada e raio pequeno que podem agir como ácidos de Lewis em água, produzem soluções **ácidas**, mesmo que os cátions não tenham íons hidrogênio para doar. Cr^{3+} é um cátion de carga elevada e raio pequeno. $\text{Cr}^{3+} \rightarrow$ Caráter ácido. Dessa forma o caráter predominante na solução será o **ácido**.

3: NH_4NO_3 fornece os íons NH_4^+ e NO_3^- . Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH de uma solução, possuem portanto caráter **neutro**. O ânion NO_3^- vem do ácido forte HNO_3 $\text{NO}_3^- \rightarrow$ Caráter neutro. Todos os cátions que são ácidos conjugados de bases fracas produzem soluções **ácidas**. NH_4^+ é ácido conjugado da amônia (NH_3) uma base fraca. $\text{NH}_4^+ \rightarrow$ Caráter ácido. Dessa forma o caráter predominante na solução será o **ácido**.

4: Na_2CO_3 fornece os íons Na^+ e CO_3^{2-} . Todos os ânions que são bases conjugadas de ácidos fracos produzem soluções **básicas**. CO_3^{2-} é base conjugada do ânion HCO_3^{2-} um ácido fraco. $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow$ Caráter básico. Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro**. O cátion Na^+ é cátion do grupo 1 $\text{Na}^+ \rightarrow$ Caráter neutro. Dessa forma o caráter predominante na solução será o **básico**.

PROBLEMA 18. D

2H18

Para analisar o caráter da solução resultante basta analisar os íons presentes.

1: AlCl_3 fornece os íons Al^{3+} e Cl^- . Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH de uma solução, possuem portanto caráter **neutro**. O ânion Cl^- vem do ácido forte HCl $\text{Cl}^- \rightarrow$ Caráter neutro. Cátions de metais, com carga elevada e raio pequeno que podem agir como ácidos de Lewis em água, produzem soluções **ácidas**, mesmo que os cátions não tenham íons hidrogênio para doar. Al^{3+} é um cátion de carga elevada e raio pequeno. $\text{Al}^{3+} \rightarrow$ Caráter ácido. Dessa forma o caráter predominante na solução será o **ácido**.

2: KNO_3 fornece os íons K^+ e NO_3^- . Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH de uma solução, possuem portanto caráter **neutro**. O ânion NO_3^- vem do ácido forte HNO_3 $\text{NO}_3^- \rightarrow$ Caráter neutro. Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro**. O cátion K^+ é cátion do grupo 1 $\text{K}^+ \rightarrow$ Caráter neutro. Dessa forma o caráter predominante na solução será o **neutro**.

3: NH_4Br fornece os íons NH_4^+ e Br^- . Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH

de uma solução, possuem portanto caráter **neutro** O ânion Br^- vem do ácido forte HBr $\text{Br}^- \rightarrow$ Caráter neutro Todos os cátions que são ácidos conjugados de bases fracas produzem soluções **ácidas**. NH_4^+ é ácido conjugado da amônia (NH_3) uma base fraca. $\text{NH}_4^+ \rightarrow$ Caráter ácido Dessa forma o caráter predominante na solução é o **ácido**

4: KF fornece os íons K^+ e F^- Todos os ânions que são bases conjugadas de ácidos fracos produzem soluções **básicas**. O ânion F^- é base conjugada do ácido (HF) um ácido fraco/moderado. $\text{F}^- \rightarrow$ Caráter básico Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion K^+ é cátion do grupo 1 $\text{K}^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução é o **básico**

PROBLEMA 19. E

2H19

Para analisar o caráter da solução resultante basta analisar os íons presentes.

1: KBr fornece os íons K^+ e Br^- Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH de uma solução, possuem portanto caráter **neutro** O ânion Br^- vem do ácido forte HBr $\text{Br}^- \rightarrow$ Caráter neutro Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion K^+ é cátion do grupo 1 $\text{K}^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução será o **neutro**

2: AlCl_3 fornece os íons Al^{3+} e Cl^- Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH de uma solução, possuem portanto caráter **neutro** O ânion Cl^- vem do ácido forte HCl $\text{Cl}^- \rightarrow$ Caráter neutro Cátions de metais, com carga elevada e raio pequeno que podem agir como ácidos de Lewis em água, produzem soluções **ácidas**, mesmo que os cátions não tenham íons hidrogênio para doar. Al^{3+} é um cátion de carga elevada e raio pequeno. $\text{Al}^{3+} \rightarrow$ Caráter ácido Dessa forma o caráter predominante na solução será o **ácido**

3: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ fornece os íons Cu^{2+} e NO_3^- Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH de uma solução, possuem portanto caráter **neutro** O ânion NO_3^- vem do ácido forte HNO_3 $\text{NO}_3^- \rightarrow$ Caráter neutro Cátions de metais, com carga elevada e raio pequeno que podem agir como ácidos de Lewis em água, produzem soluções **ácidas**, mesmo que os cátions não tenham íons hidrogênio para doar. Cu^{2+} é um cátion de carga elevada e raio pequeno $\text{Cu}^{2+} \rightarrow$ Caráter ácido Dessa forma o caráter predominante na solução é **ácido**

4: $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ fornece os íons K^+ e $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ Todos os ânions que são bases conjugadas de ácidos fracos produzem soluções **básicas**. $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ é base conjugada do ânion $\text{HC}_2\text{O}_4^{2-}$ um ácido fraco. $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow$ Caráter básico Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion K^+ é cátion do grupo 1 $\text{K}^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução é o **básico**

PROBLEMA 20. C

2H20

Para analisar o caráter da solução resultante basta analisar os íons presentes.

1: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ fornece os íons Ca^{2+} e NO_3^- Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH de uma solução, possuem portanto caráter **neutro** O ânion

NO_3^- vem do ácido forte HNO_3 $\text{NO}_3^- \rightarrow$ Caráter neutro Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion Ca^{2+} é cátion do grupo 2 $\text{Ca}^{2+} \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução é o **neutro**

2: $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ fornece os íons CH_3NH_3^+ e Cl^- Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH de uma solução, possuem portanto caráter **neutro** O ânion Cl^- vem do ácido forte HCl $\text{Cl}^- \rightarrow$ Caráter neutro Todos os cátions que são ácidos conjugados de bases fracas produzem soluções **ácidas**. CH_3NH_3^+ é ácido conjugado da metilamina (CH_3NH_2) uma base fraca. $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ \rightarrow$ Caráter ácido Dessa forma o caráter predominante na solução é **ácido**

3: NaCH_3CO_2 fornece os íons Na^+ e CH_3COO^- Todos os ânions que são bases conjugadas de ácidos fracos produzem soluções **básicas**. O ânion CH_3COO^- é base conjugada do ácido acético (CH_3COOH) um ácido fraco. $\text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow$ Caráter básico Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion Na^+ é cátion do grupo 1 $\text{Na}^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução será o **básico**

4: FeCl_3 fornece os íons Fe^{3+} e Cl^- Os ânions de ácidos fortes são bases tão fracas que não têm efeito significativo sobre o pH de uma solução, possuem portanto caráter **neutro** O ânion Cl^- vem do ácido forte HCl $\text{Cl}^- \rightarrow$ Caráter neutro Cátions de metais, com carga elevada e raio pequeno que podem agir como ácidos de Lewis em água, produzem soluções **ácidas**, mesmo que os cátions não tenham íons hidrogênio para doar. Fe^{3+} é um cátion de carga elevada e raio pequeno. $\text{Fe}^{3+} \rightarrow$ Caráter ácido Dessa forma o caráter predominante na solução será o **ácido**

PROBLEMA 21. B

2H21

Para analisar o caráter da solução resultante basta analisar os íons presentes.

1: K_3PO_4 fornece os íons K^+ e PO_4^{3-} Todos os ânions que são bases conjugadas de ácidos fracos produzem soluções **básicas**. O ânion PO_4^{3-} é base conjugada do ácido (HPO_4^{2-}) um ácido fraco. $\text{PO}_4^{3-} \rightarrow$ Caráter básico Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion K^+ é cátion do grupo 1 $\text{K}^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução será o **básico**

2: K_2HPO_4 Fornece os íons K^+ e HPO_4^- Pouquíssimos ânions que têm hidrogênio produzem soluções ácidas, os poucos ânions que atuam como ácidos fracos incluem H_2PO_4^- e HSO_4^- . Os demais produzem soluções básicas. HPO_4^- Não se trata de nenhuma das duas exceções citadas. $\text{HPO}_4^- \rightarrow$ Caráter básico Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion K^+ é cátion do grupo 1 $\text{K}^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução será o **básico**

3: KHPO_3 Fornece os íons K^+ e HPO_3^- Pouquíssimos ânions que têm hidrogênio produzem soluções ácidas, os poucos ânions que atuam como ácidos fracos incluem H_2PO_4^- e HSO_4^- . Os demais produzem soluções básicas. HPO_3^- Não se trata de nenhuma das duas exceções citadas. $\text{HPO}_3^- \rightarrow$ Caráter básico Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion

K^+ é cátion do grupo 1 $K^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução será o **básico**

4: KH_2PO_4 fornece os íons K^+ e $H_2PO_4^-$ Pouquíssimos ânions que têm hidrogênio produzem soluções ácidas, os poucos ânions que atuam como ácidos fracos incluem $H_2PO_4^-$ e HSO_4^- . Os demais produzem soluções básicas. $H_2PO_4^-$ é uma das exceções citadas. $H_2PO_4^- \rightarrow$ Caráter ácido Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion K^+ é cátion do grupo 1 $K^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução será o **ácido**

PROBLEMA 22. B

2H22

Para analisar o caráter da solução resultante basta analisar os íons presentes.

1: Na_2SO_3 fornece os íons Na^+ e SO_3^{2-} Todos os ânions que são bases conjugadas de ácidos fracos produzem soluções **básicas**. O ânion SO_3^{2-} é base conjugada do ácido (HSO_3^-) um ácido fraco. $SO_3^{2-} \rightarrow$ Caráter básico Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion Na^+ é cátion do grupo 1 $Na^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução será o **básico**

2: $NaHSO_3$ fornece os íons Na^+ e HSO_3^- Pouquíssimos ânions que têm hidrogênio produzem soluções ácidas, os poucos ânions que atuam como ácidos fracos incluem $H_2PO_4^-$ e HSO_4^- . Os demais produzem soluções básicas. HSO_3^- Não se trata de nenhuma das duas exceções citadas. $HSO_3^- \rightarrow$ Caráter básico Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion Na^+ é cátion do grupo 1 $Na^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução será o **básico**

3: Na_2SO_4 Fornece os íons Na^+ e SO_4^{2-} Todos os ânions que são bases conjugadas de ácidos fracos produzem soluções **básicas**. O ânion SO_4^{2-} é base conjugada do ácido (HSO_4^-) um ácido fraco. $SO_4^{2-} \rightarrow$ Caráter básico Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion Na^+ é cátion do grupo 1 $Na^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução será o **básico**

4: $NaHSO_4$ Pouquíssimos ânions que têm hidrogênio produzem soluções ácidas, os poucos ânions que atuam como ácidos fracos incluem $H_2PO_4^-$ e HSO_4^- . Os demais produzem soluções básicas. HSO_4^- é uma das exceções citadas. $HSO_4^- \rightarrow$ Caráter ácido Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** O cátion Na^+ é cátion do grupo 1 $Na^+ \rightarrow$ Caráter neutro Dessa forma o caráter predominante na solução será o **ácido**

PROBLEMA 23. C

2H23

O ânion nitrato NO_3^- vem de ácido forte, portanto possui caráter neutro e não influencia o pH da solução, resta apenas então analisar o caráter dos cátions Cátions de metais, com carga elevada e raio pequeno que podem agir como ácidos de Lewis em água, produzem soluções **ácidas**, mesmo que os cátions não tenham íons hidrogênio para doar Al^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} se encontram nessa categoria e produzem, portanto, soluções ácidas Fe^{2+} possui a

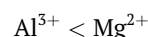
menor carga dentre as 3, então seu caráter ácido será o menos acentuado, portanto possuirá o **maior** pH dentre as 3 Al^{3+} possui raio menor que o Fe^{3+} , então seu caráter ácido será mais acentuado, portanto possuirá o **menor** pH dentre as 3 Ordenando em ordem crescente de pH as soluções ácidas, ficamos com:



Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** Mg^{2+} e K^+ se encontram nessa categoria e produzem, portanto, soluções neutras Mg^{2+} possui maior carga, então seu caráter ácido será mais acentuado, portanto possuirá o menor pH em relação ao K^+ Ordenando em ordem crescente de pH as soluções neutras, ficamos com:



Juntando os resultados:



PROBLEMA 24. B

2H24

O ânion nitrato NO_3^- vem de ácido forte, portanto possui caráter neutro e não influencia o pH da solução, resta apenas então analisar o caráter dos cátions Cátions de metais, com carga elevada e raio pequeno que podem agir como ácidos de Lewis em água, produzem soluções **ácidas**, mesmo que os cátions não tenham íons hidrogênio para doar Cr^{3+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} se encontram nessa categoria e produzem, portanto, soluções ácidas Cr^{3+} possui a maior carga dentre as 3, então seu caráter ácido será o mais acentuado, portanto possuirá o **menor** pH dentre as 3 Ni^{2+} possui raio menor que o Cu^{2+} , então seu caráter ácido será menos acentuado, portanto possuirá o **maior** pH dentre as 3 Ordenando em ordem crescente de pH as soluções ácidas, ficamos com:



Os cátions dos metais dos Grupos 1 e 2 e os de carga +1 de outros grupos são ácidos de Lewis tão fracos que os íons hidratados não agem como ácidos de Brønsted, portanto possuem caráter **neutro** Ca^{2+} e K^+ se encontram nessa categoria e produzem, portanto, soluções neutras Ca^{2+} possui maior carga, então seu caráter ácido será mais acentuado, portanto possuirá o menor pH em relação ao K^+ Ordenando em ordem crescente de pH as soluções neutras, ficamos com:



Juntando os resultados:



PROBLEMA 25. D

2H25

O ânion nitrato NO_3^- vem de ácido forte, portanto possui caráter neutro e não influencia o pH da solução, resta apenas então analisar o efeito do cátion Fazendo a tabelinha:

	$Cu^{2+}(aq)$	$H_2O(l)$	\rightleftharpoons	$H^+(aq)$	$Cu(OH)^+(aq)$
início	0,2			0	0
reação	-x			+x	+x
final	0,2 - x			x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[H^+][Cu(OH)^+]}{[Cu^{2+}]}$$

$$3,2 \times 10^{-8} = \frac{(x)(x)}{0,2 - x}$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $x \ll 0,2$. Ficamos com:

$$3,2 \times 10^{-8} = \frac{(x)(x)}{0,2}$$

$$x = [\text{H}^+] = 8 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$$

Veja que a hipótese é válida então podemos seguir com a resolução da questão. Cálculo do pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log (8 \times 10^{-5})$$

$$\text{pH} = 4,1$$

PROBLEMA 26. A

2H26

O ânion cloreto Cl^- vem de ácido forte, portanto possui caráter neutro e não influencia o pH da solução, resta apenas então analisar o efeito do cátion. Fazendo a tabelinha:

	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{Fe}(\text{OH})^{2+}(\text{aq})$
início	0,07			0	0
reação	$-x$			$+x$	$+x$
final	$0,07 - x$			x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Fe}(\text{OH})^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$$

$$0,0035 = \frac{(x)(x)}{(0,07 - x)}$$

$$x = [\text{H}^+] = 0,014 \text{ molL}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = 14 \text{ mmolL}^{-1}$$

PROBLEMA 27. C

2H27

O ânion cloreto Cl^- vem de ácido forte, portanto possui caráter neutro e não influencia o pH da solução, resta apenas então analisar o efeito do cátion. Cálculo da constante de hidrólise:

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

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

Fazendo a tabelinha:

	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{NH}_3(\text{aq})$	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
início	0,18			0	0
reação	$-x$			$+x$	$+x$
final	$0,18 - x$			x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

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

$$5,6 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{(0,18 - x)}$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,18 - x \approx 0,18$. Ficamos com:

$$5,6 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{(0,18)}$$

$$x = [\text{H}^+] = 1 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log (10^{-5})$$

$$\text{pH} = 5$$

PROBLEMA 28. E

2H28

O ânion cloreto Cl^- vem de ácido forte, portanto possui caráter neutro e não influencia o pH da solução, resta apenas então analisar o efeito do cátion. Cálculo da constante de hidrólise:

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

$$K_h = \frac{10^{-14}}{4,3 \times 10^{-10}} = 2,3 \times 10^{-5}$$

Fazendo a tabelinha:

	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq})$	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
início	0,01			0	0
reação	$-0,01\alpha$			$+0,01\alpha$	$+0,01\alpha$
final	$0,01(1 - \alpha)$			$0,01\alpha$	$0,01\alpha$

Cálculo de α a partir da constante de equilíbrio:

$$K_h = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]}$$

$$2,3 \times 10^{-5} = \frac{(0,01\alpha)(0,01\alpha)}{0,01(1 - \alpha)}$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $1 - \alpha \approx 1$. Ficamos com:

$$2,3 \times 10^{-5} = \frac{(0,01\alpha)(0,01\alpha)}{(0,01)}$$

$$\alpha = 0,048 = 4,8\%$$

Veja que a hipótese é válida ($\alpha < 5\%$) então essa é a resposta da questão.

PROBLEMA 29. E

2H29

O cátion cálcio Ca^{2+} pertence ao grupo 2 portanto possui caráter neutro, não afetando o pH da solução, resta apenas analisar o efeito do ânion. Cálculo da concentração de acetato: Fazendo a dissociação do sal:

	$\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2(\text{aq})$	\longrightarrow	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$	$2 \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$
início	0,09		0	0
reação	$-0,09$		$+0,09$	$+0,18$
final	0		$0,09$	$0,18$

Cálculo da constante de hidrólise:

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

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

Fazendo a tabelinha:

	CH_3COO^-	H_2O	\rightleftharpoons	CH_3COOH	OH^-
início	0,18			0	0
reação	$-x$			$+x$	$+x$
final	$0,18 - x$			x	x

Cálculo x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_h = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$5,6 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{(0,18 - x)}$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,18 - x \approx 0,18$ Ficamos com:

$$5,6 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{(0,18)}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 5$$

$$\text{pH} = 9$$

PROBLEMA 30. C

2H30

O cátion cálcio K^+ pertence ao grupo 1 portanto possui caráter neutro, não afetando o pH da solução, resta apenas analisar o efeito do ânion. Cálculo da constante de hidrólise:

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

$$K_h = \frac{10^{-14}}{3,5 \times 10^{-4}} = 2,9 \times 10^{-11}$$

Fazendo a tabelinha:

	$\text{F}^-(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{HF}(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$
início	0,07			0	0
reação	$-x$			$+x$	$+x$
final	$0,07 - x$			x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_h = \frac{[\text{OH}^-][\text{HF}]}{[\text{F}^-]}$$

$$2,9 \times 10^{-11} = \frac{(x)(x)}{(0,07 - x)}$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,07 - x \approx 0,07$ Ficamos com:

$$2,9 \times 10^{-11} = \frac{(x)(x)}{0,07}$$

$$x = [\text{HF}] = 1,4 \times 10^{-6} \text{ molL}^{-1}$$

Veja que a hipótese é válida, então essa será a resposta.

PROBLEMA 31. D

2H31

Cálculo das constantes de hidrólise de cada íon:

$$K_{h,a} = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_{h,a} = \frac{10^{-14}}{4,9 \times 10^{-10}} = 2 \times 10^{-5}$$

$$K_{h,b} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_{h,b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

Conservando a quantidade de amônia e a quantidade de cianeto:

$$[\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] = 0,5$$

$$[\text{CN}^-] + [\text{HCN}] = 0,5$$

Então temos a seguinte relação:

$$[\text{CN}^-] + [\text{HCN}] = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] \quad (\text{i})$$

Observe que ambas as reações possuem constantes de equilíbrio muito pequenas, então podemos fazer a aproximação de que a reação praticamente não acontece, ou seja:

$$[\text{NH}_4^+] \approx 0,5 \text{ molL}^{-1}$$

$$[\text{CN}^-] \approx 0,5 \text{ molL}^{-1}$$

Usando essa aproximação em (i) chegamos na relação:

$$[\text{HCN}] \approx [\text{NH}_3]$$

Usando a definição de cada constante de equilíbrio:

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

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Vamos manipular essas equações para sumir com a concentração de OH^- e isolar a concentração de H^+ , ou seja, faça o produto da primeira equação com a terceira e divida pela segunda:

$$\frac{K_a K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}^+]^2}{1} \frac{[\text{CN}^-][\text{NH}_3]}{[\text{HCN}][\text{NH}_4^+]}$$

Usando as aproximações ficamos com:

$$\frac{K_a K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}^+]^2}{1} \frac{[\text{CN}^-][\text{NH}_3]}{[\text{HCN}][\text{NH}_4^+]}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_a K_w}{K_b}}$$

Observe que essa expressão não depende da concentração inicial. Cálculo da concentração de H^+ :

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{(4,9 \times 10^{-10})(10^{-14})}{(1,8 \times 10^{-5})}}$$

$$[\text{H}^+] = 5,2 \times 10^{-10} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(5,2 \times 10^{-10})$$

$$\text{pH} = 9,28$$

PROBLEMA 32. C

2H32

Cálculo das constantes de hidrólise de cada íon:

$$K_{h,a} = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_{h,a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

$$K_{h,b} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_{h,b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-9}} = 5,6 \times 10^{-6}$$

Conservando a quantidade de acetato e a quantidade de piridínio:

$$[C_5H_5NH^+] + [C_5H_5N] = 0,5$$

$$[CH_3COO^-] + [CH_3COOH] = 0,5$$

Então temos a seguinte relação:

$$[CH_3COO^-] + [CH_3COOH] = [C_5H_5NH^+] + [C_5H_5N] \quad (i)$$

Observe que ambas as reações possuem constantes de equilíbrio muito pequenas, então podemos fazer a aproximação de que a reação praticamente não acontece, ou seja:

$$[C_5H_5NH^+] \approx 0,5 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[CH_3COO^-] \approx 0,5 \text{ mol L}^{-1}$$

Usando essa aproximação em (i) chegamos na relação:

$$[CH_3COOH] \approx [C_5H_5N]$$

Usando a definição de cada constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$K_b = \frac{[C_5H_5NH^+][OH^-]}{[C_5H_5N]}$$

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

Vamos manipular essas equações para sumir com a concentração de OH^- e isolar a concentração de H^+ , ou seja, faça o produto da primeira equação com a terceira e divida pela segunda:

$$\frac{K_a K_w}{K_b} = \frac{[H^+]^2}{1} \frac{[CH_3COO^-][C_5H_5N]}{[CH_3COOH][C_5H_5NH^+]}$$

Usando as aproximações ficamos com:

$$\frac{K_a K_w}{K_b} = \frac{[H^+]^2}{1} \frac{[CH_3COO^-][C_5H_5N]}{[CH_3COOH][C_5H_5NH^+]}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_a K_w}{K_b}}$$

Observe que essa expressão não depende da concentração inicial.

Cálculo da concentração de H^+ :

$$[H^+] = \sqrt{\frac{(1,8 \times 10^{-5})(10^{-14})}{(1,8 \times 10^{-9})}}$$

$$[H^+] = 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo do pH:

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log(10^{-5})$$

$$pH = 5$$

PROBLEMA 33. E

2H33

Sabemos que o ácido sulfúrico é um ácido forte, então podemos dizer que o ácido sulfúrico reage 100% em sua primeira ionização. Fazendo a tabelinha da primeira ionização

	$H_2SO_4(aq)$	\longrightarrow	$H^+(aq)$	$HSO_4^-(aq)$
início	0,05		0	0
reação	-0,05		+0,05	+0,05
final	0		0,05	0,05

Fazendo a tabelinha da segunda ionização:

	$HSO_4^-(aq)$	\rightleftharpoons	$H^+(aq)$	$SO_4^{2-}(aq)$
início	0,05		0,05	0
reação	-x		+x	+x
final	0,05 - x		0,05 + x	x

Cálculo de x a partir da segunda constante de ionização:

$$K_{a2} = \frac{[H^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$$

$$0,012 = \frac{(0,05 + x)(x)}{0,05 - x}$$

$$x = 8,5 \times 10^{-3}$$

Cálculo da concentração de H^+ :

$$[H^+] = 0,05 + x = 0,0585 \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo do pH:

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log(0,0585)$$

$$pH = 1,23$$

PROBLEMA 34. B

2H34

Sabemos que o ácido selênico é um ácido forte, então podemos dizer que o ácido selênico reage 100% em sua primeira ionização. Fazendo a tabelinha da primeira ionização

	$H_2SeO_4(aq)$	\longrightarrow	$H^+(aq)$	$HSeO_4^-(aq)$
início	0,01		0	0
reação	-0,01		+0,01	+0,01
final	0		0,01	0,01

Fazendo a tabelinha da segunda ionização:

	$HSeO_4^-(aq)$	\rightleftharpoons	$H^+(aq)$	$SeO_4^{2-}(aq)$
início	0,01		0,01	0
reação	-x		+x	+x
final	0,01 - x		0,01 + x	x

Cálculo da concentração de H^+ a partir do pH:

$$pH = -\log[H^+]$$

$$1,82 = -\log[H^+]$$

$$[H^+] = 0,015 \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo de x a partir da concentração de H^+ :

$$0,01 + x = [H^+]$$

$$0,01 + x = 0,015 \therefore x = 0,005 \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo da segunda constante de ionização:

$$K_{a2} = \frac{[H^+][SeO_4^{2-}]}{[HSeO_4^-]}$$

$$K_{a2} = \frac{(0,01 + x)(x)}{(0,01 - x)}$$

$$K_{a2} = \frac{(0,01 + 0,005)(0,005)}{(0,01 - 0,005)}$$

$$K_{a2} = 1,5 \times 10^{-2}$$

PROBLEMA 35. E

2H35

Como as outras constantes de ionização são muito baixas, podemos considerar que essas reações nem acontecem e ignorar a influência que elas tem sobre a concentração de H^+ pois será desprezível. Fazendo a tabelinha:

	$H_3PO_4(aq)$	\rightleftharpoons	$H^+(aq)$	$H_2PO_4^-(aq)$
início	0,015		0	0
reação	-x		+x	+x
final	0,015 - x		x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

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

$$0,0076 = \frac{(x)(x)}{0,015 - x}$$

$$x = [H^+] = 7,5 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo do pH:

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log (7,5 \times 10^{-3})$$

$$pH = 2,1$$

PROBLEMA 36. C

2H36

Como a outras constante de ionização é muito baixa, podemos considerar que essa reação nem acontece e ignorar a influência que elas tem sobre a concentração de H^+ pois será desprezível. Fazendo a tabelinha:

	$H_2SO_3(aq)$	\rightleftharpoons	$H^+(aq)$	$HSO_3^-(aq)$
início	0,1		0	0
reação	-x		+x	+x
final	0,1 - x		x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_{a1} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$$

$$0,015 = \frac{(x)(x)}{0,1 - x}$$

$$x = [H^+] = 3,2 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo do pH:

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log (3,2 \times 10^{-2})$$

$$pH = 1,5$$

PROBLEMA 37. C

2H37

Perceba que a segunda constante de ionização é muito pequena, portanto consideramos que a segunda reação praticamente não acontece e focamos só na primeira reação. Fazendo a tabelinha:

	$H_2S(aq)$	\rightleftharpoons	$H^+(aq)$	$HS^-(aq)$
início	0,2		0	0
reação	-x		+x	+x
final	0,2 - x		x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_{a1} = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]}$$

$$1,3e-7 = \frac{(x)(x)}{(0,2 - x)}$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,2 - x \approx 0,2$ Ficamos com:

$$1,3e-7 = \frac{(x)(x)}{(0,2)}$$

$$x = [H^+] = [HS^-] = 1,6 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$$

Consequentemente:

$$[H_2S] = 0,2 - x \approx 2 \times 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$$

Veja que de fato a hipótese é válida então podemos seguir com a resolução: Para calcular a concentração de S^{2-} basta usar a segunda constante de ionização, lembrando que as concentrações de H^+ e HS^- utilizadas serão as que já foram calculadas, pois como foi discutido inicialmente, a segunda reação não altera significativamente as concentrações desses íons. Cálculo de $[S^{2-}]$:

$$K_{a2} = \frac{[H^+][S^{2-}]}{[HS^-]}$$

$$7,1 \times 10^{-15} = \frac{(1,6 \times 10^{-4})([S^{2-}])}{(1,6 \times 10^{-4})}$$

$$[S^{2-}] = 7,1 \times 10^{-15} \text{ molL}^{-1}$$

PROBLEMA 38. B

2H38

Uma das constantes é muito pequena em relação a outra, então vamos ignorar a influência da menor e fazer o equilíbrio apenas com a maior. Fazendo a tabelinha:

	$^+NH_3CH_2COOH(aq)$	\rightleftharpoons	$H^+(aq)$	$^+NH_3CH_2COO^-(aq)$
início	0,5		0	0
reação	-x		+x	+x
final	0,5 - x		x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_{a1} = \frac{[H^+][^+NH_3CH_2COO^-]}{[^+NH_3CH_2COOH]}$$

$$0,0045 = \frac{(x)(x)}{(0,5 - x)}$$

$$x = [H^+] = [^+NH_3CH_2COO^-] = 0,045 \text{ M}$$

Consequentemente:

$$[^+NH_3CH_2COOH] = 0,5 - x = 0,455 \text{ M}$$

Para calcular a concentração de OH^- basta usar a expressão do K_w :

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$10^{-14} = (0,045)([OH^-])$$

$$[OH^-] = 2,2 \times 10^{-13} \text{ M}$$

PROBLEMA 39. C

2H39

O cátion sódio Na^+ pertence ao grupo 1 portanto possui caráter neutro, não afetando o pH da solução, resta apenas analisar o efeito do ânion.

Cálculo da constante de hidrólise:

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

$$K_h = \frac{10^{-14}}{1,2 \times 10^{-7}} = 8,3 \times 10^{-8}$$

Fazendo a tabelinha:

	$SO_3^{2-}(\text{aq})$	$H_2O(l)$	\rightleftharpoons	$HSO_3^-(\text{aq})$	$OH^-(\text{aq})$
início	0,1			0	0
reação	-x			+x	+x
final	0,1 - x			x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_h = \frac{[HSO_3^-][OH^-]}{[SO_3^{2-}]}$$

$$8,3 \times 10^{-8} = \frac{(x)(x)}{0,1 - x}$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,1 - x \approx 0,1$ Ficamos com:

$$8,3 \times 10^{-8} = \frac{(x)(x)}{0,1}$$

$$x = [OH^-] = 9,1 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$$

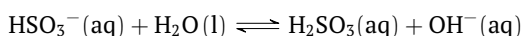
Cálculo do pH:

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 4$$

$$pH = 10$$

Perceba que a constante para a hidrólise do HSO_3^- será:



$$K_{h,2} = \frac{K_w}{K_{a1}}$$

$$K_{h,2} = \frac{10^{-14}}{0,015} = 6,7 \times 10^{-13}$$

Perceba que a constante é muito pequena, então consideramos que ela praticamente não altera a concentração de OH^- então desconsideramos o efeito que ela tem sobre o pH, portanto o pH será o calculado anteriormente.

PROBLEMA 40. B

2H40

O cátion sódio Na^+ pertence ao grupo 1 portanto possui caráter neutro, não afetando o pH da solução, resta apenas analisar o efeito do ânion. Cálculo da constante de hidrólise:

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

$$K_h = \frac{10^{-14}}{2,1 \times 10^{-13}} = 0,048$$

Fazendo a tabelinha:

	$PO_4^{3-}(\text{aq})$	$H_2O(l)$	\rightleftharpoons	$HPO_4^{2-}(\text{aq})$	$OH^-(\text{aq})$
início	0,5			0	0
reação	-x			+x	+x
final	0,5 - x			x	x

Cálculo de x a partir da constante de equilíbrio:

$$K_h = \frac{[HPO_4^{2-}][OH^-]}{[PO_4^{3-}]}$$

$$0,048 = \frac{(x)(x)}{0,5 - x}$$

$$x = [OH^-] = 0,13 \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo do pH:

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 0,89$$

$$pH = 13,11$$

PROBLEMA 41. A

2H41

Nessa questão o pH foi ajustado através de tratamento com base, então mexemos na concentração de OH^- , consequentemente, não podemos usar o balanço de carga, pois não sabemos as concentrações do cátion que vem da base, por exemplo, se regularmos o pH com $NaOH$, o Na^+ deveria entrar no balanço de carga. Conclusão: Não faremos balanço de carga. Balanço de massa para o enxofre:

$$0,15 = [H_2SO_3] + [HSO_3^-] + [SO_3^{2-}]$$

Escrevendo as constantes de equilíbrio:

$$K_{a1} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$$

$$K_{a2} = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}$$

Temos 3 equações e 3 incógnitas então conseguimos calcular todas as concentrações. Isolando todas as concentrações em função da de HSO_3^- e substituindo no balanço de massa:

$$0,15 = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{K_{a1}} + [HSO_3^-] + \frac{K_{a2}[HSO_3^-]}{[H^+]}$$

Cálculo da concentração de H^+ usando que $pH=5,5$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$5,5 = -\log[H^+]$$

$$[H^+] = 3 \times 10^{-6} M$$

Cálculo da concentração de HSO_3^- a partir da equação do balanço de massa:

$$0,15 = \frac{(3 \times 10^{-6})[HSO_3^-]}{0,015} + [HSO_3^-] + \frac{(1,2 \times 10^{-7})[HSO_3^-]}{(3 \times 10^{-6})}$$

$$[HSO_3^-] = 0,14 M$$

Cálculo das demais concentrações usando as constantes de equilíbrio:

$$K_{a1} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$$

$$0,015 = \frac{(3 \times 10^{-6})(0,14)}{[H_2SO_3]}$$

$$[H_2SO_3] = 2,8 \times 10^{-5} M$$

$$K_{a2} = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}$$

$$1,2 \times 10^{-7} = \frac{(3 \times 10^{-6})[SO_3^{2-}]}{0,14}$$

$$[SO_3^{2-}] = 5,6 \times 10^{-3} M$$

PROBLEMA 42. B

2H42

Nessa questão o pH foi ajustado através de tratamento com base, então mexemos na concentração de OH^- , consequentemente, não podemos usar o balanço de carga, pois não sabemos as concentrações do cátion que vem da base, por exemplo, se regularmos o pH com NaOH, o Na^+ deveria entrar no balanço de carga. Conclusão: Não faremos balanço de carga. Balanço de massa para o fósforo:

$$0,015 = [H_3PO_4] + [H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] + [PO_4^{3-}]$$

Escrevendo as constantes de equilíbrio:

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

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

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

Temos 4 equações e 4 incógnitas então conseguimos calcular todas as concentrações. Isolando todas as concentrações em função da de $H_2PO_4^-$ e substituindo no balanço de massa:

$$0,015 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{K_{a1}} + [H_2PO_4^-] + \frac{K_{a2}[H_2PO_4^-]}{[H^+]} + \frac{K_{a2}K_{a3}[H_2PO_4^-]}{[H^+]}$$

Cálculo da concentração de H^+ usando que $pH=2,3$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$2,3 = -\log[H^+]$$

$$[H^+] = 5 \times 10^{-3} M$$

Cálculo da concentração de $H_2PO_4^-$ a partir da equação do balanço de massa:

$$0,015 = \frac{(5 \times 10^{-3})[H_2PO_4^-]}{0,0076} + [H_2PO_4^-] + \frac{(6,2 \times 10^{-8})[H_2PO_4^-]}{5 \times 10^{-3}} + \frac{(6,2 \times 10^{-8})[H_2PO_4^-]}{5 \times 10^{-3}}$$

$$[H_2PO_4^-] = 9 \times 10^{-3} M$$

Cálculo das demais concentrações usando as constantes de equilíbrio:

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

$$0,0076 = \frac{(5 \times 10^{-3})(9 \times 10^{-3})}{[H_3PO_4]}$$

$$[H_3PO_4] = 5,9 \times 10^{-3} M$$

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

$$6,2 \times 10^{-8} = \frac{(5 \times 10^{-3})[HPO_4^{2-}]}{9 \times 10^{-3}}$$

$$[HPO_4^{2-}] = 1,1 \times 10^{-7} M$$

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

$$2,1 \times 10^{-13} = \frac{(5 \times 10^{-3})[PO_4^{3-}]}{(1,1 \times 10^{-7})}$$

$$[PO_4^{3-}] = 4,62 \times 10^{-18} M$$

PROBLEMA 43. E

2H43

O cátion cálcio Na^+ pertence ao grupo 1 portanto possui caráter neutro, não afetando o pH da solução, resta apenas analisar o efeito do ânion. Escrevendo as constantes de equilíbrio:

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

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

Cálculo da fração molar de HCO_3^- :

$$x_{HCO_3^-} = \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3] + [HCO_3^-] + [CO_3^{2-}]}$$

Substituindo em função da concentração de H^+ usando as constantes de equilíbrio:

$$x_{HCO_3^-} = \frac{[HCO_3^-]}{\frac{[H^+][HCO_3^-]}{K_{a1}} + [HCO_3^-] + \frac{K_{a2}[HCO_3^-]}{[H^+]}}$$

$$x_{HCO_3^-} = \frac{1}{\frac{[H^+]}{K_{a1}} + 1 + \frac{K_{a2}}{[H^+]}}$$

Como colocamos apenas HCO_3^- em solução, e as reações tanto de ionização quanto a de hidrólise do ânion tem constantes de equilíbrio muito baixas, consideramos que a reação praticamente não ocorre. Conclusão: $x_{\text{HCO}_3^-}$ é a máxima possível e Para maximizar a fração de HCO_3^- basta minimizar o denominador, veja que o único termo que depende do pH é a seguinte fração do denominador:

$$\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} + \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]}$$

Podemos minimizá-lo usando a desigualdade das médias:

$$MA \geq MG$$

$$\frac{\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} + \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]}}{2} \geq \sqrt{\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} \cdot \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]}}$$

$$\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} + \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]} \geq 2\sqrt{\frac{K_{a1}}{K_{a2}}}$$

O caso de igualdade ocorre quando os termos da soma são iguais, ou seja:

$$\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} = \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{a1}K_{a2}}$$

$$\text{pH} = \frac{\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2}}{2}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = \frac{6,4 + 10}{2} = 8,2$$

PROBLEMA 44. D

2H44

O cátion cálcio Na^+ pertence ao grupo 1 portanto possui caráter neutro, não afetando o pH da solução, resta apenas analisar o efeito do ânion. Escrevendo as constantes de equilíbrio:

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$K_{a3} = \frac{[\text{H}^+][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

Cálculo da fração molar de H_2PO_4^- :

$$x_{\text{H}_2\text{PO}_4^-} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4] + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] + [\text{HPO}_4^{2-}] + [\text{PO}_4^{3-}]}$$

Quando estamos trabalhando com ácidos polipróticos, consideramos que o ácido se apresenta em apenas 3 formas possíveis dependendo do pH, porque concentração da outra forma é desprezível. Conclusão: Em meios ácidos, predominam H_3PO_4 , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} . Em meios básicos, predominam H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} . Pouquíssimos ânions que têm hidrogênio produzem soluções ácidas, os poucos ânions que atuam como ácidos fracos incluem H_2PO_4^- e HSO_4^- . Os demais produzem soluções básicas. Como estamos utilizando um sal de H_2PO_4^- O meio resultante será ácido, então podemos descartar a concentração de PO_4^{3-} nos cálculos. Ficamos com:

$$x_{\text{H}_2\text{PO}_4^-} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4] + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] + [\text{HPO}_4^{2-}]}$$

Substituindo em função da concentração de H^+ usando as constantes de equilíbrio:

$$x_{\text{H}_2\text{PO}_4^-} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{\frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{K_{a1}} + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] + \frac{K_{a2}[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}^+]}}$$

$$x_{\text{H}_2\text{PO}_4^-} = \frac{1}{\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} + 1 + \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]}}$$

Como colocamos apenas H_2PO_4^- em solução, e as reações tanto de ionização quanto a de hidrólise do ânion tem constantes de equilíbrio muito baixas, consideramos que a reação praticamente não ocorre. Conclusão: $x_{\text{H}_2\text{PO}_4^-}$ é a máxima possível e Para maximizar a fração de H_2PO_4^- basta minimizar o denominador, veja que o único termo que depende do pH é a seguinte fração do denominador:

$$\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} + \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]}$$

Podemos minimizá-lo usando a desigualdade das médias:

$$MA \geq MG$$

$$\frac{\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} + \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]}}{2} \geq \sqrt{\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} \cdot \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]}}$$

$$\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} + \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]} \geq 2\sqrt{\frac{K_{a1}}{K_{a2}}}$$

O caso de igualdade ocorre quando os termos da soma são iguais, ou seja:

$$\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}} = \frac{K_{a2}}{[\text{H}^+]}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{a1}K_{a2}}$$

$$\text{pH} = \frac{\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2}}{2}$$

Cálculo do pH:

$$\text{pH} = \frac{2,1 + 7,2}{2} = 4,65$$