

**CEDERJ - CENTRO DE EDUCAÇÃO SUPERIOR A DISTÂNCIA
DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO**

MATERIAL DIDÁTICO IMPRESSO

CURSO: Licenciatura em Química

DISCIPLINA: Química Geral III

CONTEUDISTA: Alexandre Moura Stumbo

AULA 4

EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE EM SOLUÇÃO AQUOSA – 1ª PARTE

META DA AULA

Estudar o equilíbrio químico em soluções aquosas envolvendo ácidos e bases fortes e fracos.

OBJETIVOS

Esperamos que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

1. utilizar a escala de pH para caracterizar acidez e basicidade de soluções aquosas;
2. determinar o pH e o grau de dissociação em soluções aquosas de ácidos e bases fracos e fortes;
3. calcular as constantes de dissociação de ácidos e bases fracos em solução aquosa;
4. fazer cálculos de equilíbrio envolvendo ácidos polipróticos;

PRÉ-REQUISITOS

Equilíbrio químico, critérios de acidez e basicidade, conceito de ácidos e bases fortes e fracos, pares ácido-base conjugados, auto-ionização da água.

INTRODUÇÃO

Ácidos e bases estão presentes em inúmeras reações químicas, tanto em processos industriais, quanto em processos bioquímicos ou ambientais de grande interesse. Nas aulas anteriores, estudamos o equilíbrio químico e introduzimos os conceitos de acidez e basicidade, segundo diversos critérios. Iremos agora aplicar os conceitos de equilíbrio a reações envolvendo ácidos e bases de Arrhenius em soluções aquosas.

A escala de pH

O íon H^+ (representação simplificada da forma protonada da água, H_3O^+) está presente em diversos equilíbrios em solução aquosa. Como muitas vezes sua concentração é reduzida, definiu-se, por conveniência, uma escala em função de um parâmetro denominado pH, que é o cologaritmo na base 10 da concentração deste cátion. Segundo esta definição, temos:

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} = -\log [H^+]$$

BOXE DE ATENÇÃO

O cologaritmo na base 10 é comumente aplicado a diversas outras grandezas, especialmente em estudos envolvendo equilíbrio. Adotou-se, para isto, a notação de colocar uma letra “p” antes da grandeza em questão. Assim:

$$pX = \log \frac{1}{X} = -\log X$$

Vamos aproveitar a oportunidade para relembrar algumas propriedades fundamentais da função logaritmo, que serão úteis nas discussões e atividades a seguir:

$$\log (xy) = \log (x) + \log (y)$$

$$\log (x^y) = y \log (x)$$

FIM DO BOXE DE ATENÇÃO

Podemos, portanto, também definir uma escala, o pOH, em função da concentração do íon hidroxila (OH^-) em solução aquosa:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Aplicando o cologaritmo a ambos os lados da expressão da constante de auto ionização da água:

$$K_w = [H^+] [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

$$-\log K_w = -\log ([H^+] [OH^-]) = -\log ([H^+]) - \log ([OH^-]) = -\log (1,0 \times 10^{-14})$$

Podemos concluir que pH e pOH correlacionam-se através de uma expressão simples:

$$pK_w = pH + pOH = 14,0 \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

Quando uma solução é neutra, apresenta concentrações idênticas de H^+ e OH^- , iguais a $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$. Neste caso, o pH é igual a 7. Soluções ácidas têm concentrações de H^+ superiores às de OH^- e, conseqüentemente, pH inferior a 7. Soluções básicas apresentam concentrações de OH^- superiores às de H^+ e, conseqüentemente, pH superior a 7. Estas observações estão resumidas na Tabela 6.1.

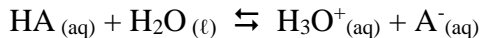
Tabela 6.1 – Relações entre $[H^+]$, $[OH^-]$, pH e pOH, em solução aquosa, a 25°C

Tipo de Solução	$[H^+]$ (mol.L^{-1})	$[OH^-]$ (mol.L^{-1})	pH	pOH
Ácida	$> 10^{-7}$	$< 10^{-7}$	< 7	> 7
Neutra	$= 10^{-7}$	$= 10^{-7}$	$= 7$	$= 7$
Básica	$< 10^{-7}$	$> 10^{-7}$	> 7	< 7

Dissociação de ácidos fracos

Ácidos fracos são aqueles que sofrem dissociação apenas parcial em solução aquosa. Um equilíbrio é estabelecido entre a forma molecular e as espécies carregadas em solução.

No caso de um ácido fraco HA, temos a liberação de um próton – que interage com a água, formando H_3O^+ , geralmente representado de forma simplificada como H^+ – e a formação de sua base conjugada (ânion A^-). A constante de equilíbrio associada a este processo é conhecida como a constante de dissociação do ácido (K_a). Este caso geral é representado pela seguinte reação:



Ou, na forma simplificada: $HA_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$ $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$

Quanto maior for o valor de K_a , maior será a quantidade de espécies dissociadas formadas, ou seja, mais forte será o ácido. As constantes de dissociação de alguns ácidos fracos são mostradas na Tabela 6.2.

Como os valores de K_a geralmente são pequenos, muitas vezes, para não ter que lidar com valores diminutos, emprega-se o pKa, definido como discutido anteriormente:

$$pK_a = -\log K_a = \log \frac{1}{K_a}$$

Tabela 6.2 – Valores de K_a para alguns ácidos fracos (a 25°C):

Ácido	Fórmula	K _a	pK _a
Fluorídrico	HF	$6,5 \times 10^{-4}$	3,19
Nitroso	HNO ₂	$4,5 \times 10^{-4}$	3,35
Fórmico	HCOOH	$1,8 \times 10^{-4}$	3,74
Lático	C ₂ H ₅ OCOOH	$1,4 \times 10^{-4}$	3,85
Benzóico	C ₆ H ₅ COOH	$6,5 \times 10^{-5}$	4,19
Acético	CH ₃ COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	4,74
Butírico	C ₃ H ₇ COOH	$1,5 \times 10^{-5}$	4,82
Propiônico	C ₂ H ₅ COOH	$1,4 \times 10^{-5}$	4,85
Hipocloroso	HOCl	$3,1 \times 10^{-8}$	7,51
Cianídrico	HCN	$4,9 \times 10^{-10}$	9,31

O valor de K_a pode ser determinado experimentalmente medindo-se o pH de uma solução do ácido fraco de concentração conhecida. Se o valor da constante de dissociação e a concentração da solução já forem conhecidos, é simples calcular o pH. Nestes cálculos, iremos seguir a mesma linha de raciocínio adotada quando fizemos cálculos de equilíbrio na Aula 4, ou seja, trabalharemos no sentido de representar todas as concentrações das espécies presentes no equilíbrio em função de uma mesma incógnita, como mostrado no exemplo a seguir.

Preparamos uma solução de ácido acético 0,20 mol.L⁻¹, cujo pH, determinado experimentalmente, é de 2,72 a 25°C. Como faremos para calcular o K_a e o percentual de dissociação do ácido acético a essa temperatura? Inicialmente, conhecendo o pH, podemos calcular a concentração de H⁺ no equilíbrio:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 2,72 \quad \therefore \quad [\text{H}^+] = 10^{-2,72} = 1,91 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Vamos escrever a reação de dissociação do ácido acético (CH₃COOH, representado aqui de forma simplificada como HAc):



O H⁺ é proveniente da dissociação do ácido, gerando simultaneamente o ânion acetato (Ac⁻), em concentração idêntica, uma vez que a estequiometria da reação é 1:1. No equilíbrio, temos:

$$[\text{H}^+] = [\text{Ac}^-] = 1,91 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

A concentração no equilíbrio de ácido na forma molecular será sua concentração inicial menos o número de moles por litro consumidos na formação das espécies dissociadas. Como a proporção estequiométrica também é 1:1:

$[HAc] = 0,20 - 1,91 \times 10^{-3} \approx 0,20$ (com apenas dois algarismos significativos, a quantidade consumida acaba não aparecendo no cálculo, podendo ser considerada desprezível; neste caso, é aproximadamente apenas 1% do valor inicial – o cálculo da dissociação encontra-se um pouco mais adiante no texto).

Podemos agora calcular K_a :

$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]} = \frac{(1,91 \times 10^{-3})^2}{0,20} = 1,8 \times 10^{-5}$$

O percentual de dissociação do ácido é dado pela razão entre a concentração de H^+ ou Ac^- no equilíbrio (estas concentrações são iguais ao número de moles por litro de ácido que se dissociou) e a concentração inicial do ácido acético, multiplicada por cem:

$$\% \text{ dissociação} = \frac{[H^+]}{(HAc)_{\text{inicial}}} \times 100 = \frac{1,91 \times 10^{-3}}{0,20} \times 100 = 0,96\%$$

O percentual que se dissociou é muito baixo, o que era de se esperar, já que se trata de um ácido fraco.

ATIVIDADE 1 (objetivos 1 a 3)

Calcule o pH de uma solução $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ de ácido fórmico ($K_a = 1,8 \times 10^{-4}$) e o percentual de dissociação do ácido.

RESPOSTA COMENTADA

Vamos escrever a reação de dissociação do ácido fórmico ($HCOOH$, representado aqui de forma simplificada como HFo):



O H^+ é proveniente da dissociação do ácido, gerando simultaneamente o ânion acetato (Ac^-) em concentração idêntica, uma vez que a estequiometria da reação é 1:1. Considerando que x moles por litro do ácido fórmico se dissociam para que o sistema atinja o equilíbrio:

Espécies que reagem	Conc. Iniciais (mol.L^{-1})	Varição da conc. (mol.L^{-1})	Conc. no equilíbrio (mol.L^{-1})
HFo	0,25	-x	0,25 - x
H^+	0	+x	x
Fo^-	0	+x	x

As concentrações das espécies no equilíbrio, representadas em função da incógnita escolhida, devem ser substituídas na expressão da constante de equilíbrio, o que resulta numa equação de segundo grau:

$$K_a = \frac{[H^+][Fo^-]}{[HFo]} = \frac{x^2}{(0,25 - x)} = 1,8 \times 10^{-4} \quad \therefore \quad x^2 + 1,8 \times 10^{-4} x - 4,5 \times 10^{-5} = 0$$

Poderíamos resolver diretamente esta equação, mas, neste caso, uma simplificação é possível. A fração das moléculas do ácido fraco que se dissocia é muito pequena (esta é justamente a razão pela qual ele é chamado de fraco), logo podemos considerar que x é desprezível em relação a 0,25, ou seja, $0,25 - x$ é aproximadamente igual a 0,25. Fazendo esta aproximação, teremos:

$$K_a = \frac{[H^+][Fo^-]}{[HFo]} = \frac{x^2}{0,25} = 1,8 \times 10^{-4} \quad \therefore \quad x = [H^+] = 6,7 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] = 2,2$$

Sempre que fazemos uma aproximação como a proposta acima ($0,25 - x \cong 0,25$), é preciso verificar ao final do cálculo se ela realmente é válida. Para isto, calculamos o percentual de dissociação, fazendo a razão entre a concentração das espécies provenientes da dissociação e a concentração original da forma molecular do ácido e multiplicando por cem:

$$\% \text{ dissociação} = \frac{[H^+]}{(HFo)_{\text{inicial}}} \times 100 = \frac{6,7 \times 10^{-3}}{0,25} \times 100 = 2,7\%$$

Diversos autores consideram que quando os percentuais de dissociação são inferiores a 3% é válido desprezar a concentração das espécies dissociadas em relação à concentração original da espécie na forma molecular. Outros autores ainda consideram este tipo de aproximação válido com percentuais de dissociação de até 5%.

FIM DA RESPOSTA COMENTADA

Bases fracas

As bases fracas (B), em solução aquosa, reagem com o solvente, retirando um próton e formando seu ácido conjugado (BH^+) e uma hidroxila (OH^-). A constante de equilíbrio associada a este processo é conhecida como a constante de ionização da base (K_b). A Tabela 6.3 mostra os valores de K_b de algumas bases fracas. Este caso geral é representado pela seguinte reação:



Tabela 6.3 – Valores de K_b para algumas bases fracas (a 25°C):

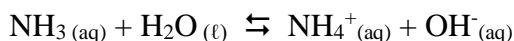
Bases	Fórmula	K_b	pK_b
Dietilamina	$(C_2H_5)_2NH$	$9,6 \times 10^{-4}$	3,02
Metilamina	CH_3NH_2	$3,7 \times 10^{-4}$	3,43
Íon carbonato	CO_3^{2-}	$1,8 \times 10^{-4}$	3,74
Amônia	NH_3	$1,8 \times 10^{-5}$	4,74
Hidrazina	N_2H_4	$1,7 \times 10^{-6}$	5,77
Íon hipoclorito	ClO^-	$3,3 \times 10^{-7}$	6,48
Hidroxilamina	NH_2OH	$1,1 \times 10^{-8}$	7,97
Piridina	C_5H_5N	$1,7 \times 10^{-9}$	8,77
Anilina	$C_6H_5NH_2$	$3,8 \times 10^{-10}$	9,42

ATIVIDADE 2 (objetivos 1 a 3)

Calcule o pH de uma solução $0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ de NH_3 ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$), a 25°C.

RESPOSTA COMENTADA

A linha de raciocínio a ser seguida aqui é exatamente a mesma do caso do ácido fraco. A amônia é uma base fraca, que em solução aquosa sofre a seguinte reação, em grau muito limitado:



Considerando que x moles por litro de amônia reajam para que o sistema alcance o estado de equilíbrio e que as proporções estequiométricas são todas 1:1:

Espécies que reagem	Conc. Iniciais (mol.L^{-1})	Varição da conc. (mol.L^{-1})	Conc. no equilíbrio (mol.L^{-1})
NH_3	0,30	-x	$0,30 - x \cong 0,30$
NH_4^+	0	+x	x
OH^-	0	+x	x

Como a amônia é uma base fraca, a fração das moléculas presentes que reage com a água é pequena. Podemos considerar que, provavelmente, x é desprezível em relação a 0,30:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0,30} = 1,8 \times 10^{-5} \quad \therefore \quad x = [OH^-] = 2,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Sabendo a concentração dos íons hidroxila, podemos calcular a de H^+ através da expressão da constante do produto iônico da água:

$$[H^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} \quad \therefore \quad [H^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,3 \times 10^{-3}} = 4,3 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] = 11,4$$

Para verificar a validade da aproximação empregada, calculamos o percentual de ionização:

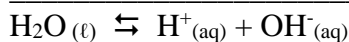
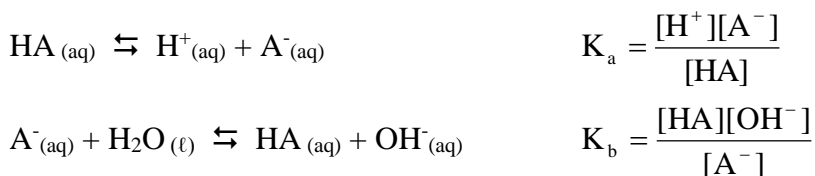
$$\% \text{ ionização} = \frac{[OH^-]}{(NH_3)_{\text{inicial}}} \times 100 = \frac{2,3 \times 10^{-3}}{0,30} \times 100 = 0,77\%$$

O valor encontrado é muito baixo, confirmando que a aproximação é válida.

FIM DA RESPOSTA COMENTADA

Relação entre K_a e K_b

Analisemos as reações e as expressões das constantes de dissociação do par ácido-base conjugado HA e A^- . Fazendo-se a soma das duas reações correspondentes aos equilíbrios estabelecidos em soluções aquosas:



Observa-se que o resultado obtido foi a reação de auto-ionização da água. Em nossa discussão anterior sobre equilíbrio químico já havíamos demonstrado que, quando duas reações são somadas, gerando uma terceira, a constante de equilíbrio desta última é o produto das constantes das duas primeiras. No caso presente, multiplicando K_a por K_b , obtemos:

$$K_a \times K_b = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \times \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = [H^+][OH^-] = K_w$$

Como esperado, já que a soma das duas reações foi a auto-ionização da água, o produto de K_a e K_b foi a constante do produto iônico da água (K_w). Assim, podemos calcular K_a para qualquer ácido fraco se conhecermos o K_b de sua base conjugada e vice-versa. À medida que a força do ácido aumenta (K_a se eleva), a base conjugada vai ficando mais fraca (K_b diminui), de modo que o produto $K_a \times K_b$ permaneça constante (igual a K_w).

BOXE DE ATENÇÃO

O produto das constantes de dissociação de um ácido fraco (K_a) e de sua base conjugada (K_b) é a constante do produto iônico da água (K_w). Assim:

$$K_a \times K_b = K_w = 1,00 \times 10^{-14} \quad \text{ou} \quad pK_a + pK_b = pK_w = 14,0 \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

Lembre-se que estes valores numéricos são válidos apenas à temperatura de 25°C . K_a , K_b e K_w , como quaisquer constantes de equilíbrio, são sensíveis à variação de temperatura. Em temperaturas diferentes de 25°C , as relações entre estas grandezas permanecem as mesmas – $K_a \times K_b$ continua sendo igual a K_w – mas o valor numérico correspondente será outro, diferente de $1,00 \times 10^{-14}$.

FIM DO BOXE DE ATENÇÃO

ATIVIDADE 3 (objetivo 3)

Calcule: (a) constante de dissociação do íon cianeto; (b) a constante de dissociação do íon amônio.

RESPOSTA COMENTADA

(a) O íon cianeto (CN^-) é a base conjugada do ácido cianídrico (HCN), cujo K_a é $4,9 \times 10^{-10}$. Para calcular o K_b do cianeto:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{4,9 \times 10^{-10}} = 2,0 \times 10^{-5} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

(b) O íon amônio (NH_4^+) é o ácido conjugado da amônia (NH_3), cujo K_b é $1,8 \times 10^{-5}$. Para calcular o K_a do amônio:

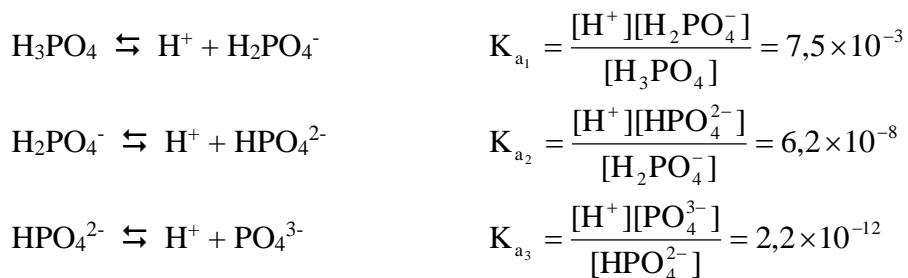
$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

FIM DA RESPOSTA COMENTADA

Ácidos polipróticos

Os ácidos que contêm mais de um átomo de hidrogênio ionizável, isto é, que pode ser liberado na forma de H_3O^+ por meio de uma reação de dissociação, são chamados de ácidos polipróticos. Podemos citar como exemplos os ácidos sulfúrico (H_2SO_4), carbônico (H_2CO_3) e ascórbico (vitamina C – $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$), com dois hidrogênios ionizáveis, e o fosfórico (H_3PO_4) e o cítrico ($\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$), com três.

Estes ácidos liberam seus hidrogênios em etapas sucessivas. As constantes de dissociação são designadas por K_{a1} , K_{a2} ... para a primeira, segunda ... dissociações, respectivamente. Usando o ácido fosfórico como exemplo:



Observa-se que a primeira etapa apresenta sempre a constante de dissociação de valor mais elevado. Cada etapa sucessiva apresenta valores de K_a decrescentes. É mais fácil remover um H^+ de uma espécie neutra, como é o caso da primeira dissociação. Na segunda dissociação e nas etapas subsequentes, a espécie que se dissocia apresenta carga negativa, que vai aumentando, ficando cada vez mais difícil a remoção de uma espécie positiva. Muitas vezes, como no exemplo acima, a primeira constante de dissociação é várias ordens de grandeza mais elevada que as demais. Neste caso, a contribuição para a concentração total do H^+ da segunda dissociação em diante pode, em geral, ser desprezada. A Tabela 6.4 mostra as constantes de dissociação para alguns ácidos polipróticos.

Tabela 6.4 – Constantes de dissociação de alguns ácidos polipróticos (a 25°C):

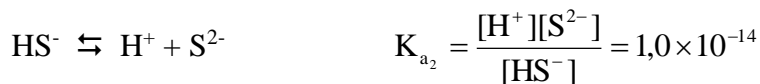
Ácido	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Fosfórico	H_3PO_4	$7,5 \times 10^{-3}$	$6,2 \times 10^{-8}$	$2,2 \times 10^{-12}$
Sulfúrico	H_2SO_4	muito elevada	$1,2 \times 10^{-2}$	-
Sulfuroso	H_2SO_3	$1,5 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-7}$	-
Sulfídrico	H_2S	$1,1 \times 10^{-7}$	$1,0 \times 10^{-14}$	-
Carbônico	H_2CO_3	$4,3 \times 10^{-7}$	$5,6 \times 10^{-11}$	-
Ascórbico	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	$7,9 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-12}$	-
Cítrico	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	$7,4 \times 10^{-4}$	$1,7 \times 10^{-5}$	$4,0 \times 10^{-7}$
Oxálico	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,9 \times 10^{-2}$	$6,4 \times 10^{-5}$	-
Tartárico	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	$1,0 \times 10^{-3}$	$4,6 \times 10^{-5}$	-

ATIVIDADE 4 (objetivo 4)

Calcule a concentração do íon sulfeto de uma solução preparada adicionando-se 0,100 mol de H_2S e 0,300 mol de HCl a uma quantidade de água suficiente para obter 1,00 L de solução.

RESPOSTA COMENTADA

O HCl é um ácido forte, que se dissocia completamente em solução aquosa, liberando $0,300 \text{ mol.L}^{-1}$ de H^+ . O H_2S é um ácido fraco poliprótico, que sofre dissociação, em escala limitada, em duas etapas:



Considerando que $x \text{ mol.L}^{-1}$ de H_2S se dissociem para alcançar o equilíbrio e que esta contribuição para a concentração final de H^+ seja desprezível em relação à do HCl:

Espécies que reagem	Conc. Iniciais (mol.L^{-1})	Varição da conc. (mol.L^{-1})	Conc. no equilíbrio (mol.L^{-1})
H_2S	0,100	-x	$0,100 - x \cong 0,100$
H^+	0,300	+x	$0,300 + x \cong 0,300$
HS^-	0	+x	x

Substituindo na expressão da primeira constante de dissociação:

$$K_{a_1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]} = \frac{(0,300)(x)}{0,100} = 1,1 \times 10^{-7} \quad \therefore \quad x = 3,67 \times 10^{-8}$$

O valor obtido confirma a hipótese de que o H^+ proveniente do H_2S pode ser desprezado. Fazemos agora os cálculos da segunda dissociação, considerando que $y \text{ mol.L}^{-1}$ de HS^- se dissociam para alcançar o equilíbrio. Como o valor da constante de equilíbrio desta reação é muito pequeno, podemos provavelmente considerar y desprezível em relação às concentrações iniciais de HS^- e H^+ .

Espécies que reagem	Conc. Iniciais (mol.L^{-1})	Varição da conc. (mol.L^{-1})	Conc. no equilíbrio (mol.L^{-1})
HS^-	$3,67 \times 10^{-8}$	-y	$\approx 3,67 \times 10^{-8}$
H^+	0,300	+y	$0,300 + y \cong 0,300$
S^{2-}	0	+y	y

Substituindo estes valores na expressão da constante de equilíbrio:

$$K_{a_2} = \frac{[\text{H}^+][\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = \frac{(0,300)(y)}{3,67 \times 10^{-8}} = 1,0 \times 10^{-14} \quad \therefore \quad y = [\text{S}^{2-}] = 1,22 \times 10^{-21} \text{ mol.L}^{-1}$$

O valor de y é realmente desprezível comparado com $3,67 \times 10^{-8}$, confirmando a validade da hipótese.

FIM DA RESPOSTA COMENTADA

RESUMO

A escala de pH foi definida ($\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$) como uma maneira prática de reportar a concentração dos íons H^+ em solução aquosa. Soluções com $\text{pH} = 7$, a 25°C , são ditas neutras ($[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$), enquanto que soluções com $\text{pH} > 7$ são básicas e com $\text{pH} < 7$ são ácidas. Demonstrou-se que $\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w (= 14, \text{ a } 25^\circ\text{C})$.

Ácidos e bases fortes de Arrhenius dissociam-se completamente em solução aquosa, liberando H^+ ou OH^- , respectivamente. Ácidos e bases fracas dissociam-se apenas parcialmente em solução, em geral em um grau de extensão limitado. Estabelece-se um equilíbrio entre as formas moleculares e as espécies carregadas, com uma constante de equilíbrio correspondente: K_a (constante de dissociação do ácido fraco) e K_b (constante de ionização da base fraca). Quanto menor o valor desta constante, mais fraco é o ácido ou a base. Para um par ácido-base conjugado, demonstrou-se que $K_a \times K_b = K_w$.

Ácidos polipróticos são aqueles que são capazes de liberar mais de um íon H^+ em solução aquosa. A cada etapa de dissociação corresponde um equilíbrio, caracterizado por uma constante K_a própria. A cada etapa, a constante vai diminuindo de valor, pois vai ficando progressivamente mais difícil liberar um próton de espécies de carga negativa cada vez maior.

INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula discutiremos o cálculo do pH de soluções tampão e o fenômeno de hidrólise.

REFERÊNCIAS

BRADY, James E. e HUMISTON, Gerard E. *Química Geral*, vol. 1. 2ª Edição. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 1986. 410 pg.

ATKINS, Peter e DE PAULA, Julio. *Físico-Química*, vol. 1. 7ª Edição. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2003. 356 pg.

BROWN, Theodore L., LE MAY JR., H. Eugene e BURSTEN, Bruce E. *Química, a Ciência Central*. 9ª Edição. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005. 972 pg.