

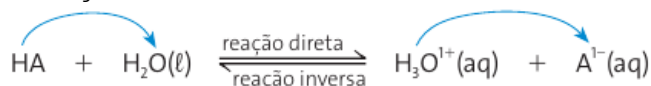


Aula 34 – Equilíbrio 2 – Ácido-base

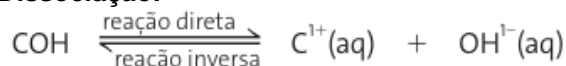
Equilíbrio iônico

Todo equilíbrio químico que envolve a participação de íons é denominado **equilíbrio iônico**.

A **ionização** de um composto covalente na água, formando um *ácido*, ou a **dissociação** de uma *base* em meio aquoso são exemplos de processos reversíveis que dão origem a equilíbrios iônicos.

Ionização:

Se HA for um ácido forte, o equilíbrio estará deslocado no sentido da reação direta; se for um ácido fraco, o equilíbrio estará deslocado no sentido da reação inversa.

Dissociação:

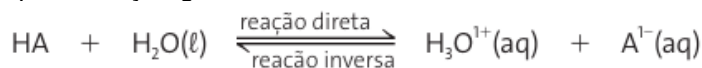
Se COH for uma base forte, o equilíbrio estará deslocado no sentido da reação direta; se for uma base fraca, o equilíbrio estará deslocado no sentido da reação inversa.

Lembre-se de que:

- **ionização** é uma reação química em que ocorre a formação de íons que não existiam anteriormente; e
- **dissociação** é a separação de íons preexistentes em determinado meio (geralmente meio aquoso).

1- Constante de ionização de ácidos

Como os equilíbrios iônicos ocorrem em soluções (em geral aquosas), K_i é definida a partir da constante de equilíbrio K_c . Considere, por exemplo, a reação genérica e reversível:



A expressão de K_c para essa reação é:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{1+}] \cdot [\text{A}^{-}]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Como a atividade da água (líquido puro) é igual à unidade: $a_{\text{água}} = 1$, seu valor não interfere no valor da constante K_c .

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{1+}] \cdot [\text{A}^{-}]}{[\text{HA}]},$$

se chamarmos $K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_i$, então: $K_i = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{1+}] \cdot [\text{A}^{-}]}{[\text{HA}]}$

Analogamente, para a dissociação de uma base:



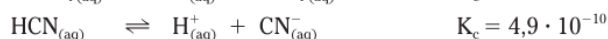
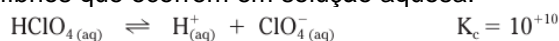
$$K_i = \frac{[\text{C}^{1+}] \cdot [\text{OH}^{-}]}{[\text{COH}]}$$

K_i simboliza a constante de ionização e K_d a constante de dissociação. No caso de ácidos, K_i é também simbolizado por K_a e no caso de bases, por K_b . São diferentes notações utilizadas para designar a mesma constante.

Em relação aos equilíbrios iônicos, é importante observar que:

- Quanto maior o valor de K_a , maior a ionização do ácido e, portanto, maior a sua força e vice-versa.
- Quanto maior o valor de K_b , maior a dissociação da base e, portanto, maior a sua força e vice-versa.
- Os valores de K_a e de K_b , assim como os valores de K_c , só variam com a temperatura.

Considere os seguintes equilíbrios que ocorrem em solução aquosa:



$$K_c = 10^{+10} = \frac{[\text{H}^{+}] \cdot [\text{ClO}_{4}^{-}]}{[\text{HClO}_{4}]}$$

O numerador é da ordem de 10^{10} vezes o denominador. Alta tendência para liberar H^{+} .

$$K_c = 4,9 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}^{+}] \cdot [\text{CN}^{-}]}{[\text{HCN}]}$$

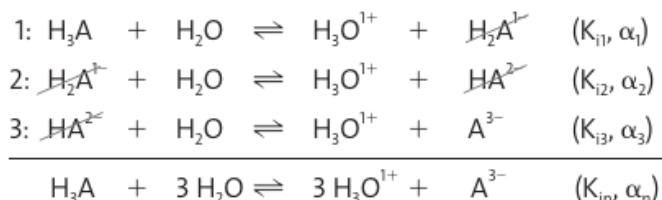
O numerador é igual a $4,9 \cdot 10^{-10}$ vezes o denominador. Baixa tendência para liberar H^{+} .

Tabela 1. Alguns valores de constante de ionização ácida (K_a), a 25°C, em meio aquoso.

<p>Ácido mais forte dentre os da tabela</p> <p>Aumenta força do ácido</p> <p>Ácido mais fraco dentre os da tabela</p>	HClO_4	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	$\sim 10^{+10}$	<p>K_a aumenta</p> <p>Valores de K_a da ordem de 10^{-5} ou menor correspondem a ácidos fracos.</p>
	HBr	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{Br}^-$	$\sim 10^{+9}$	
	HCl	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{Cl}^-$	$\sim 10^{+7}$	
	H_2SO_4	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	$\sim 10^{+3}$	
	H_2SO_3	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,5 \cdot 10^{-2}$	
	H_3PO_4	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,6 \cdot 10^{-3}$	
	HNO_2	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,3 \cdot 10^{-4}$	
	HF	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{F}^-$	$3,5 \cdot 10^{-4}$	
	CH_3COOH	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	
	H_2CO_3	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,3 \cdot 10^{-7}$	
	H_2S	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{HS}^-$	$1,3 \cdot 10^{-7}$	
	HCN	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ + \text{CN}^-$	$4,9 \cdot 10^{-10}$	

A ionização de um poliacido ou a dissociação de uma polibase ocorrem em várias etapas, tantas quantos forem os cátions hidrônio, H_3O^+ , formados pelo ácido, ou os ânions hidróxido, OH^- , liberados pela base. Para cada uma dessas etapas, calculam-se os valores de K_i e de α .

Considere, por exemplo, o ácido genérico, H_3A , com três hidrogênios ionizáveis. A ionização desse ácido ocorrerá segundo as etapas:



• A etapa 1 parte do H_3A , uma molécula neutra. O primeiro hidrogênio é liberado como um próton, H^+ , que estabelece uma ligação covalente com a água. O processo ocorre com certa facilidade.

• A etapa 2 parte do H_2A^{1-} , um ânion monovalente. O segundo hidrogênio é mais difícil de ser liberado, pois existe a atração elétrica entre o ânion e o próton, H^+ .

• A etapa 3 parte do HA^{2-} , um ânion bivalente. O terceiro hidrogênio é muito mais difícil de ser liberado, pois a atração elétrica entre esse ânion e o próton, H^+ , é bem mais intensa.

Conclusão: $K_{i1} \gg K_{i2} \gg K_{i3}$ e $\alpha_1 \gg \alpha_2 \gg \alpha_3$

Sendo:

$$K_{i1} = \frac{[\text{H}_2\text{A}^{1-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{1+}]}{[\text{H}_3\text{A}]} ; K_{i2} = \frac{[\text{HA}^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{1+}]}{[\text{H}_2\text{A}^{1-}]} ;$$

$$K_{i3} = \frac{[\text{A}^{3-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{1+}]}{[\text{HA}^{2-}]} \text{ e } K_{in} = \frac{[\text{A}^{3-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{1+}]^3}{[\text{H}_3\text{A}]}$$

prova-se que: $K_{i1} \cdot K_{i2} \cdot K_{i3} = K_{in}$; sendo K_{in} a constante de equilíbrio associada à equação global. Acompanhe:

$$K_{i1} \cdot K_{i2} \cdot K_{i3} = \frac{[\text{H}_2\text{A}^{1-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{1+}]}{[\text{H}_3\text{A}]} \cdot \frac{[\text{HA}^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{1+}]}{[\text{H}_2\text{A}^{1-}]} \cdot \frac{[\text{A}^{3-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{1+}]}{[\text{HA}^{2-}]}$$

$$K_{i1} \cdot K_{i2} \cdot K_{i3} = \frac{[\text{A}^{3-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{1+}]^3}{[\text{H}_3\text{A}]} = K_{in}$$

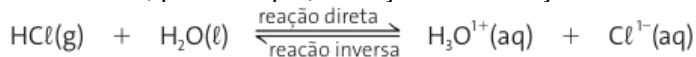
Par conjugado ácido-base

Em 1923, trabalhando independentemente, o físico e químico dinamarquês Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947) e o químico inglês Thomas Martin Lowry (1874-1936) chegaram a uma definição de ácido e base que inclui e amplia a teoria de Arrhenius.

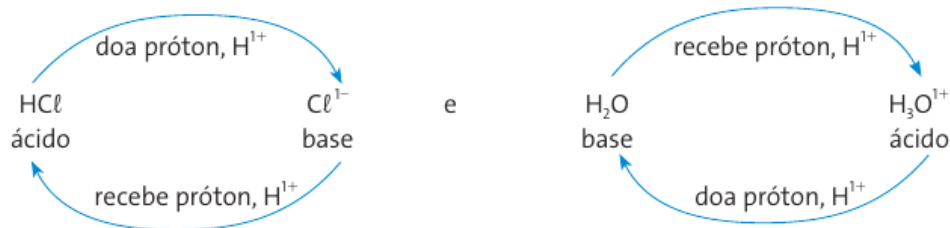
Segundo Brønsted e Lowry:

Ácido é toda espécie química, íon ou molécula, capaz de doar um próton, H^+ ; e base é toda espécie química, íon ou molécula, capaz de receber um próton, H^+ .

Assim, se tomarmos, por exemplo, a reação de ionização do ácido clorídrico:



teremos:

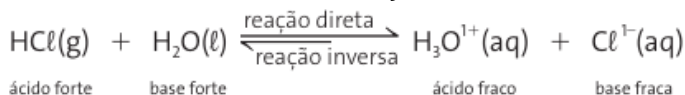


No exemplo acima, as espécies HCl e Cl^{1-} formam um par conjugado ácido-base. O mesmo ocorre com as espécies H_2O e H_3O^{1+} .

Em um par conjugado, quanto mais forte for o ácido, mais fraca será sua base conjugada e, ao contrário, quanto mais forte for a base, mais fraco será seu ácido conjugado.

Segundo Brønsted e Lowry, um ácido forte é aquele que doa prótons com facilidade. Sua base conjugada é fraca, pois apresenta dificuldade em receber novamente o próton para voltar à forma de ácido. Da mesma forma, uma base forte é aquela que recebe prótons com facilidade. Seu ácido conjugado é fraco, pois apresenta dificuldade em doar novamente o próton para voltar à forma de base. Desse modo, o equilíbrio sempre vai tender para o sentido de formação do ácido fraco e da base fraca. O contrário, a formação do ácido forte e da base forte, também ocorre, só que em escala bem menor.

No exemplo, o equilíbrio está deslocado no sentido da reação direta.



A dada temperatura, à medida que a concentração em quantidade de matéria de um eletrólito (ácido, base, sal) diminui, seu grau de ionização ou de dissociação α aumenta.

Grau de ionização:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade de matéria ionizada ou dissociada } (n_d)}{\text{quantidade de matéria inicial } (n_i)}$$

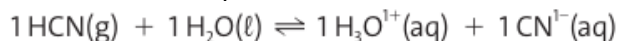
Se chamarmos a quantidade de matéria ionizada ou dissociada de n_d e a quantidade de matéria inicial de n_i ,

$$n_d = \alpha \cdot n_i$$

teremos:

Exemplo

Uma solução de HCN(aq) 0,1 mol/L encontra-se à temperatura constante de 25°C e apresenta $\alpha\%$ igual a $8,0 \cdot 10^{-3}\%$. Qual a concentração de íons hidrônio, $[\text{H}_3\text{O}^{1+}]$, nessa solução, a 25 °C? Qual o valor da constante de ionização do HCN nessa temperatura?



A concentração de íons hidrônio, $[\text{H}_3\text{O}^{1+}]$, é igual à concentração de ácido cianídrico, que efetivamente sofreu ionização, $[\text{HCN}]_{\text{ionizado}}$.

Como o grau de ionização α do ácido nas condições do problema é conhecido, podemos calcular $[\text{H}_3\text{O}^{1+}]$ partindo da expressão:

$$0,1 \text{ mol/L} \quad \text{-----} \quad 100\% \text{ ionizado}$$

$$[\text{HCN}]_{\text{ionizado}} \quad \text{-----} \quad 8,0 \cdot 10^{-3}\% \text{ ionizado}$$

$$[\text{HCN}]_{\text{ionizado}} = \frac{8,0 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1}{100} \Rightarrow [\text{HCN}]_{\text{ionizado}} = 8,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HCN}]_{\text{ionizado}} = [\text{H}_3\text{O}^{1+}] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{1+}] = 8,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Quando trabalhamos com eletrólitos fracos, ou seja, ácidos e bases fracos ou sais pouco solúveis, como o valor de α é muito pequeno, a diferença $(1 - \alpha)$ é $\simeq 1$. Assim, podemos considerar: $K_i = \alpha^2 \cdot []_{(\text{eletrólito fraco})}$

Para calcular a constante de ionização (K_i ou K_a), basta aplicar a lei da diluição de Ostwald:

$$K_i = \frac{\alpha^2 \cdot [\text{ }]}{(1-\alpha)}; \text{ portanto: } K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot [\text{HCN}]_{\text{inicial}}$$

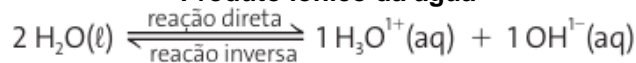
Para eletrólitos fracos, a diferença $(1-\alpha)$ é ≈ 1 .

Observe: $(1-\alpha) = (1-8,0 \cdot 10^{-5}) \Rightarrow (1-\alpha) = 0,99992 \approx 1$, então:

$$K_i = \alpha^2 \cdot [\text{HCN}]_{\text{inicial}} \Rightarrow K_i = (8,0 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 0,1 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_i = 6,4 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

Produto iônico da água



Expressando K_c para essa reação, temos:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{1+}] \cdot [\text{OH}^{1-}]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Como estamos trabalhando com o conceito de atividade (veja página 199), e a atividade da água (líquido puro) é igual à unidade $a_{\text{água}} = 1$, seu valor não interfere no valor da constante K_c .

Assim, temos:

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^{1+}] \cdot [\text{OH}^{1-}] \Rightarrow K_c \cdot 1^2 = [\text{H}_3\text{O}^{1+}] \cdot [\text{OH}^{1-}]$$

O produto $[\text{H}_3\text{O}^{1+}] \cdot [\text{OH}^{1-}]$ é denominado produto iônico da água e é simbolizado por K_w (em que W se refere a *water*, água em inglês).

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^{1+}] \cdot [\text{OH}^{1-}]$$

pH e pOH

Potencial hidrogeniônico (pH) de uma solução: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

Potencial hidroxilônico (pOH) de uma solução: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

Na expressão do produto iônico da água, aplicando log a ambos os membros:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \Rightarrow \log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-] = -14$$

Multiplicando tudo por -1 :

$$-\log [\text{H}^+] + -\log [\text{OH}^-] = 14 \Rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Pelo que dissemos até aqui, podemos também concluir que, a 25°C:

Meio neutro:	$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$	\Rightarrow	$\text{pH} = 7$
	$[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$	\Rightarrow	$\text{pOH} = 7$
Meio ácido:	$[\text{H}^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$	\Rightarrow	$\text{pH} < 7$
	$[\text{OH}^-] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$	\Rightarrow	$\text{pOH} > 7$
Meio básico:	$[\text{H}^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$	\Rightarrow	$\text{pH} > 7$
	$[\text{OH}^-] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$	\Rightarrow	$\text{pOH} < 7$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^{1+}] \cdot [\text{OH}^{1-}] = 1,0 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2 \text{ [veja página 240]}$$

Uma vez que $[\text{H}_3\text{O}^{1+}] = [\text{OH}^{1-}]$, então, a 25 °C, temos:

$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}] = [\text{OH}^{1-}] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Calculando o pH e o pOH, nessas condições:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^{1+}] & \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^{1-}] \\ \text{pH} &= -\log 1,0 \cdot 10^{-7} & \text{pOH} &= -\log 1,0 \cdot 10^{-7} \\ \text{pH} &= 7 & \text{pOH} &= 7 \end{aligned}$$

Solução neutra: $\text{pH} = \text{pOH}$

Tabela 4. Valor aproximado de pH para alguns materiais presentes no cotidiano

Ácido de bateria	1,0	Acidez crescente
Suco gástrico	1,6-1,8	
Suco de limão	2,2-2,4	
Suco de laranja	2,6-4,4	
Vinagre	3,0	
Água com gás	4,0	
Tomate	4,3	
Queijo	4,8-6,4	
Café	5,0	
Saliva humana	6,3-6,9	
Leite de vaca	6,6-6,9	Basicidade crescente
Sangue humano	7,3-7,5	
Lágrima	7,4	
Clara de ovo	8,0	
Água do mar	8,0	
Sabonete	10	
Leite de magnésia	10,5	
Água de lavadeira	11	
Limpador com amônia	12	
Limpa-forno	13-14	

Constante (desde que a temperatura seja fixa)

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

Altas concentrações de H^+ correspondem a **baixas concentrações de OH^- . E vice-versa.**

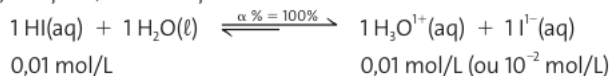
E como calcular o pH de uma solução?

Estabelecendo que a concentração total de íons hidrônio, provenientes da ionização do soluto e da autoionização do solvente, é expressa em mol/L, dividida por um padrão de 1 mol/L, pede-se:

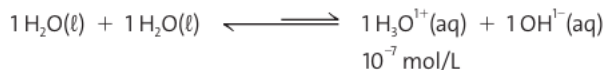
a) Qual o pH de uma solução 0,01 mol/L de ácido iodídrico, $\text{HI}_{(\text{aq})}$, supondo-o totalmente ionizado, a 25 °C?

b) Calcule agora o pH de uma solução diluída de ácido iodídrico, $\text{HI}_{(\text{aq})}$, 10^{-8} mol/L, também completamente ionizado ($\alpha\% = 100\%$) Dado: $\log 1,1 = 0,04$

a) Reação 1, de ionização do ácido:



Reação 2 de autoionização da água, a 25 °C:



Logo, a concentração total de íons H_3O^{1+} no meio (na solução), é:

$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} = [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_1 + [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_2 \Rightarrow$$

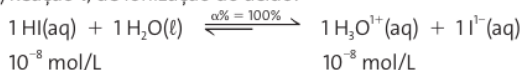
$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} = 10^{-2} \text{ mol/L} + 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} \approx 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Usando o conceito de atividade, temos:

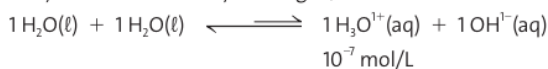
$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} = \frac{10^{-2} \text{ mol/L}}{1 \text{ mol/L}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} = 10^{-2}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-2} \Rightarrow \text{pH} = 2$$

b) Reação 1, de ionização do ácido:



Reação 2 de autoionização da água, a 25 °C:



Logo, a concentração total de íons H_3O^{1+} no meio (na solução), é:

$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} = [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_1 + [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_2 \Rightarrow$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} = 10^{-8} \text{ mol/L} + 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} = 0,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} + 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} = 1,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Usando o conceito de atividade apresentado na página 199, temos:

$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} = \frac{1,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}}{1 \text{ mol/L}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} = 1,1 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{1+}]_{\text{total}} \Rightarrow \text{pH} = -\log 1,1 \cdot 10^{-7} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -[\log 1,1 + \log 10^{-7}] \Rightarrow \text{pH} = -[\log 1,1 - 7 \cdot \log 10] \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -[0,04 - 7 \cdot 1] \Rightarrow \text{pH} = 6,96$$



Lista de exercício: Aula 34

1) Três ácidos presentes no cotidiano são:

• HCl ($K_a = 10^{-7}$), vendido comercialmente impuro como "ácido muriático" e usado para limpar pisos e paredes.

• H_3PO_4 ($K_a = 7,6 \cdot 10^{-3}$), usado como acidulante em refrigerantes, balas e gomas de mascar.

• H_2CO_3 ($K_a = 4,3 \cdot 10^{-7}$), presente em bebidas com gás.

Sobre eles, alguns alunos fizeram as seguintes afirmações:

a) o H_2CO_3 é o mais fraco.

b) o H_2CO_3 é o mais forte, pois apresenta mais hidrogênios na molécula.

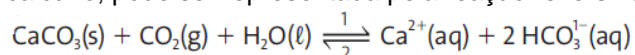
c) o H_2CO_3 é o mais forte, pois apresenta mais oxigênios na molécula.

d) H_2CO_3 é mais forte que HCl.

e) HCl é o mais fraco dos três.

Escolha a(s) afirmação(ões) correta(s).

2) A formação de estalactites, depósitos de carbonato de cálcio existentes em cavernas próximas a regiões ricas em calcário, pode ser representada pela reação reversível



Entre as seguintes condições:

I. evaporação constante da água

II. corrente de ar frio e úmido

III. elevação da temperatura no interior da caverna

IV. abaixamento da temperatura no interior da caverna

Quais favorecem a formação de estalactites?

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

3) Observe a tabela a seguir:

Ácidos	K_a (25 °C)
I. Fluorídrico, HF	$6,5 \cdot 10^{-4}$
II. Benzoico, $C_6H_5 - COOH$	$6,5 \cdot 10^{-5}$
III. Acético, $CH_3 - COOH$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
IV. Propiônico, $C_2H_5 - COOH$	$1,4 \cdot 10^{-5}$
V. Cianídrico, HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$

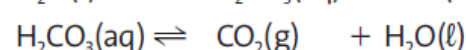
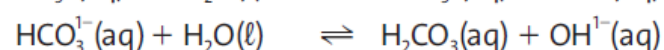
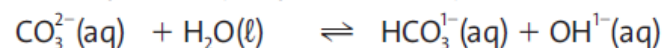
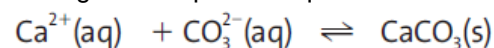
Das soluções aquosas de concentração 0,1 mol/L desses ácidos, a que apresenta maior $[H_3O^+]$ é:

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

4) A partir da constante de ionização do ácido acético, que é igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, o grau de ionização de uma solução 0,045 mol/L do referido ácido é:

a) 2%. b) 4%. c) 8%. d) 20%. e) 50%.

5) (Fuvest-SP) Galinhas não transpiram e, no verão, a frequência de sua respiração aumenta para resfriar seu corpo. A maior eliminação de $CO_2(g)$, através da respiração, faz com que as cascas de seus ovos, constituídas principalmente de carbonato de cálcio, se tornem mais finas. Para entender tal fenômeno, considere os seguintes equilíbrios químicos:



Para que as cascas dos ovos das galinhas não diminuam de espessura no verão, as galinhas devem ser alimentadas

a) com água que contenha sal de cozinha.

b) com ração de baixo teor de cálcio.

c) com água enriquecida de gás carbônico.

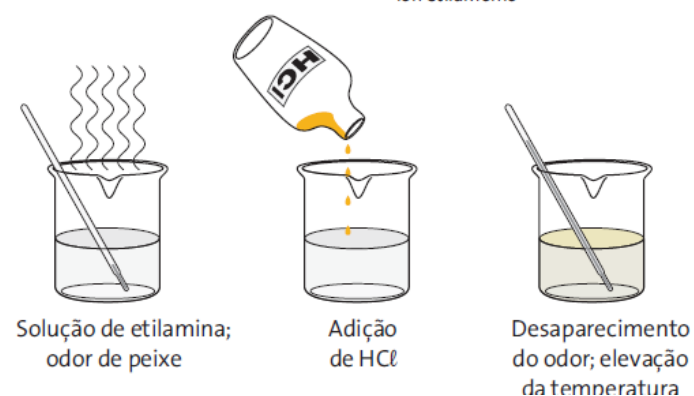
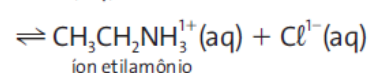
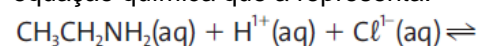
d) com água que contenha vinagre.

e) em atmosfera que contenha apenas $CO_2(g)$.

6) A concentração hidrogeniônica do suco de limão puro é 10^{-3} mol/L. Qual o pH de um refresco preparado com 20 mL de suco de limão e água suficiente para completar 200 mL?

a) 2,5 b) 3,0 c) 3,5 d) 4,0 e) 4,5

7) seguir estão descritas observações sobre a transformação química envolvendo etilamina $CH_3CH_2NH_2(aq)$ e solução diluída de HCl e, também, a equação química que a representa.



Sobre a transformação ilustrada são feitas as afirmações:

I. O produto formado é o cloreto de etilamônio, um sal inodoro e não volátil.

II. A transformação ilustrada na figura é endotérmica.

III. O odor de peixe reaparece com a adição de excesso de uma base como o NaOH.

Dessas afirmações, apenas:

- a) a I e a II são corretas.
- b) a I é correta.
- c) a II é correta.
- d) a II e a III são corretas.
- e) a I e a III são corretas.

8) Os sistemas químicos baseiam-se em algumas características. Os sistemas ácidos caracterizam-se pela liberação de íon hidrônio, $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. Os sistemas básicos baseiam-se na liberação de íon hidroxila, $\text{OH}^-(\text{aq})$. A tabela a seguir mostra a característica de alguns sistemas.

Sistema	$[\text{H}_3\text{O}^{++}]$
vinagre	10^{-3}
saliva	10^{-6}
clara de ovo	10^{-8}

Considerando os sistemas citados, 100% ionizados, julgue os itens abaixo.

0. Todos os sistemas são formados por substâncias ácidas.

- 1. O pOH da saliva é igual a 6.
- 2. O vinagre é mais ácido que a clara de ovo.
- 3. O pH do vinagre é igual a 3.
- 4. Acrescentando uma gota de vinagre a uma gota de saliva, a solução se tornará neutra.

9) O estômago produz suco gástrico constituído de ácido clorídrico, muco, enzimas e sais. O valor de pH no interior do estômago deriva, principalmente, do ácido clorídrico presente. Sendo o ácido clorídrico um ácido forte, a sua ionização é total em meio aquoso, e a concentração de H^+ em quantidade de matéria nesse meio será a mesma do ácido de origem. Assim, uma solução aquosa de ácido clorídrico em concentração $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ terá pH igual a:

- A) 2
- B) 4
- C) 5
- D) 7
- E) 9

10) "Chuva ácida" é um termo que se refere à precipitação, a partir da atmosfera, de chuva com quantidades de ácidos nítrico e sulfúrico maiores que o normal. Os precursores da chuva ácida vêm tanto de fontes naturais, tais como vulcões e vegetação em decomposição, quanto de processos industriais, principalmente emissões de dióxido de enxofre e óxidos de nitrogênio resultantes da queima de combustíveis fósseis. O pH da água da chuva considerado normal é de 5,5 (devido à presença de ácido carbônico proveniente da solubilização de dióxido de carbono). Um químico

monitorando uma região altamente industrializada observou que o pH da água da chuva era igual a 4,5.

Considerando que a acidez está relacionada com a concentração de H_3O^+ , é correto afirmar que a água com pH 4,5 era:

- A) duas vezes mais básica que o normal.
- B) duas vezes mais ácida que o normal.
- C) dez vezes mais básica que o normal
- D) dez vezes mais ácida que o normal.
- E) cem vezes mais ácida que o normal.

11) Um pesquisador percebe que o rótulo de um dos vidros em que guarda um concentrado de enzimas digestivas está ilegível. Ele não sabe qual enzima o vidro contém, mas desconfia que seja uma protease gástrica, que age no estômago digerindo proteínas. Sabendo que a digestão no estômago é ácida e no intestino é básica, ele monta cinco tubos de ensaio com alimentos diferentes, adiciona o concentrado de enzimas em soluções com pH determinado e aguarda para ver se a enzima age em algum deles. O tubo de ensaio em que a enzima deve agir para indicar que a hipótese do pesquisador está correta é aquele que contém:

- A) cubo de batata em solução com pH = 9
- B) pedaço de carne em solução com pH = 5.
- C) clara de ovo cozida em solução com pH = 9
- D) porção de macarrão em solução com pH = 5.
- E) bolinha de manteiga em solução com pH = 9.

12) Visando minimizar impactos ambientais, a legislação brasileira determina que resíduos químicos lançados diretamente no corpo receptor tenham pH entre 5,0 e 9,0. Um resíduo líquido aquoso gerado em um processo industrial tem concentração de íons hidroxila igual a $1,0 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$. Para atender a legislação, um químico separou as seguintes substâncias, disponibilizadas no almoxarifado da empresa: CH_3COOH , Na_2SO_4 , CH_3OH , K_2CO_3 e NH_4Cl . Para que o resíduo possa ser lançado diretamente no corpo receptor, qual substância poderia ser empregada no ajuste do pH?

- A) CH_3COOH
- B) Na_2SO_4
- C) CH_3OH
- D) K_2CO_3
- E) NH_4Cl

GABARITO

- 1) a)
- 2) b)
- 3) a)
- 4) a)
- 5) c)
- 6) d)
- 7) e)
- 8) 0. Falso

Vinagre: Salina: Clara de ovo:

$$\begin{array}{lll} \text{pH} = -\log [10^{-3}] & \text{pH} = -\log [10^{-6}] & \text{pH} = -\log [10^{-8}] \\ \text{pH} = -(-3) & \text{pH} = -(-6) & \text{pH} = -(-8) \\ \text{pH} = 3 & \text{pH} = 6 & \text{pH} = 8 \end{array}$$

Portanto, a clara de ovo forma um sistema básico.

1. Falso.

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

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

$$\text{pOH} = 14 - 6$$

$$\text{pOH} = 8$$

2. Verdadeiro.

3. Verdadeiro.

4. Falso. Acrescentando uma gota de vinagre a uma gota de saliva, a solução torna-se ainda mais ácida.

- 9) A)
- 10) D)
- 11) B)
- 12) D)
- 13)