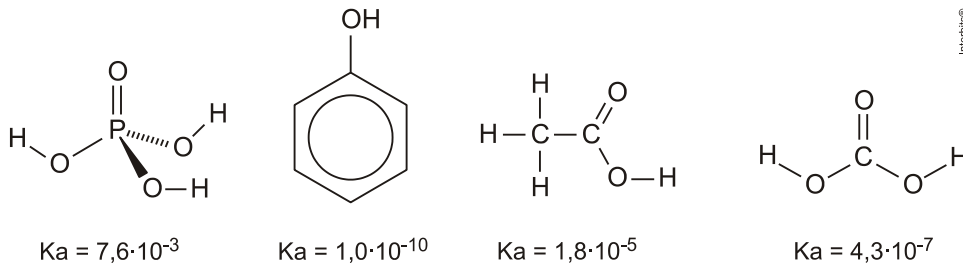


Exercícios de Equilíbrio Iônico I

1. Uma substância química é considerada ácida devido a sua tendência em doar íons H^+ em solução aquosa. A constante de ionização K_a é a grandeza utilizada para avaliar essa tendência. Assim, são fornecidas as fórmulas estruturais de algumas substâncias químicas, com os seus respectivos valores de K_a , a $25^\circ C$.



A ordem crescente de acidez das substâncias químicas citadas é:

- Ácido fosfórico < ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fênico.
- Ácido fênico < ácido carbônico < ácido etanoico < ácido fosfórico.
- Ácido fosfórico < ácido carbônico < ácido etanoico < ácido fênico.
- Ácido fênico < ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fosfórico.
- Ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fênico < ácido fosfórico.

2. A dissolução do gás amoníaco (NH_3) em água produz uma solução com pH básico. O valor da constante de ionização (K_b) do NH_3 em água a $27^\circ C$ é $2,0 \times 10^{-5}$.

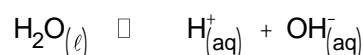


Dado: $\log_{10} 5 = 0,70$

Considerando-se a dissolução de $2,0 \times 10^{-1}$ mol de NH_3 em 1 L de água, pede-se:

- O valor do pH da solução aquosa;
- O reagente (lado esquerdo) que atua como base de Brønsted e Lowry e o seu ácido conjugado, produto da reação (lado direito);
- A porcentagem em massa do elemento N na molécula de NH_3 ;
- A massa de NH_3 que foi dissolvida em 1 L de água.

3. O equilíbrio iônico da água pura pode ser representado de maneira simplificada por:



O produto iônico da água é $K_w = [H^+][OH^-]$, cujo valor é 1×10^{-14} a $25^\circ C$. Ao se adicionar 1,0 mL de NaOH 1,0 mol/L (base forte) a um copo bécher contendo 99 mL de água pura, o pH da solução será aproximadamente igual a

- 2.

- b) 5.
- c) 8.
- d) 10.
- e) 12.

4. A mistura de 0,1 mol de um ácido orgânico fraco (fórmula simplificada RCOOH) e água, suficiente para formar 100 mL de solução, tem pH 4 a 25 °C. Se a ionização do ácido em água é dada pela equação abaixo, a alternativa que tem o valor mais próximo do valor da constante de ionização desse ácido, a 25 °C, é:



- a) 10^{-2}
- b) 10^{-4}
- c) 10^{-6}
- d) 10^{-8}
- e) 10^{-10}

5. O ácido fórmico (HCHO₂) é monoprotico fraco. Quando em solução, numa concentração de 0,2 M, ele se encontra 3,2 % ionizado. A constante de ionização do ácido e a concentração molar do íon H⁺ são, respectivamente:

- a) $K_a = 2,05 \times 10^{-4}$ e $[\text{H}^+] = 6,4 \times 10^{-3}$ M
- b) $K_a = 6,4 \times 10^{-3}$ e $[\text{H}^+] = 5,0 \times 10^{-5}$ M
- c) $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ e $[\text{H}^+] = 3,2 \times 10^{-3}$ M
- d) $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ e $[\text{H}^+] = 6,4 \times 10^{-3}$ M
- e) $K_a = 2,05 \times 10^{-3}$ e $[\text{H}^+] = 6,4 \times 10^{-4}$ M

6. Dissolveu-se 0,61 g do ácido orgânico (HA) de massa molar 122,0 g em quantidade suficiente de água para completar 0,5 L de solução.

Sabendo-se que sua constante de ionização vale $4,0 \times 10^{-6}$, determine:

- a) A molaridade da solução.
- b) O pH da solução.
- c) O grau de ionização do ácido na solução preparada.

Dados:

$$\log 2 = 0,3010$$

$$\log 3 = 0,4771$$

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

As usinas hidroelétricas, que utilizam a água acumulada em represas para fazer funcionar suas turbinas, são responsáveis pela perturbação no ciclo natural das cheias e secas dos rios, pela inundação de áreas de terra cada vez maiores, pela retenção de nutrientes que, se não fosse

esse uso, estariam distribuídos mais ou menos uniformemente, ao longo dos rios.

A queima de carvão mineral para a geração do vapor d'água que move as turbinas das usinas termoelétricas lança, na atmosfera, além de dióxido de carbono, grandes quantidades de enxofre e óxidos nitrogenados, gases que formam a chuva ácida. As usinas nucleares causam impacto ambiental mesmo na ausência de acidentes, porque retiram a água do mar ou dos rios para resfriar os núcleos de seus geradores, devolvendo-a a uma temperatura bem mais alta. Esse aquecimento afeta os organismos aquáticos, pois o aumento da temperatura deixa a água pobre em oxigênio pela diminuição da solubilidade.

7. Na construção de barragens, usa-se o concreto. Nos primeiros dias de confecção, o concreto tem pH alcalino, o que protege a ferragem da oxidação. Com o tempo, o pH diminui pela carbonatação do concreto que se dá pela reação com o H_2CO_3 .

Em um teste de carbonatação feito em laboratório, foi usada uma solução de H_2CO_3 de concentração $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$, a qual apresenta um grau de dissociação de 0,45%, a 25°C . O valor da primeira constante de ionização do H_2CO_3 , nessa temperatura, é, aproximadamente,

- a) $0,9 \times 10^{-5}$
- b) 9×10^{-5}
- c) $0,4 \times 10^{-7}$
- d) 9×10^{-7}
- e) 4×10^{-7}

Gabarito

1. B

Quanto maior a constante de equilíbrio ácida, maior será a acidez do composto.

$$\underbrace{1,0 \times 10^{-10}}_{\text{ácido fênico}} < \underbrace{4,3 \times 10^{-7}}_{\text{ácido carbônico}} < \underbrace{1,8 \times 10^{-5}}_{\text{ácido etanoico}} < \underbrace{7,6 \times 10^{-3}}_{\text{ácido fosfórico}}$$

2.

a) Pela tabela de equilíbrio temos:

Concentrações	NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻
Início	0,2	0	0
reagente → produto	x	x	x
equilíbrio	0,2 - x	x	x

Como a constante de equilíbrio é muito baixa, podemos assumir que $0,2 - x \approx 0,2$.

Agora vamos calcular o valor de x a partir da expressão da constante de equilíbrio:

$$K_i = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \rightarrow 2 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2} \rightarrow x = \sqrt{4 \times 10^{-6}} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log 2 \times 10^{-3} = -[\log 2 + \log 10^{-3}] = [1 - 0,7 - 3] = 2,7$$

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

Assumindo que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, calcula-se o valor de pH

$$\text{pH} = 11,3$$

Devemos considerar que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, o mesmo com a temperatura sendo diferente de 25°C, conforme o exercício assume.

b) Podemos afirmar que a base de Bronsted e Lowry é a amônia (NH₃) que atua como receptor de próton. Seu ácido conjugado é o íon amônio (NH₄⁺).

c) Massa molar da amônia 17g/mol

$$17 \text{ g} \text{ ————— } 100\%$$

$$14 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = 82,3 \%$$

d) Teremos:

$$1 \text{ mol de NH}_3 \text{ ————— } 17 \text{ g}$$

$$2 \times 10^{-1} \text{ mol de NH}_3 \text{ ————— } m_{\text{NH}_3}$$

$$m_{\text{NH}_3} = 3,4 \text{ g de amônia.}$$

3. E

A concentração inicial da base é 1 mol/L, que foi diluída 100 vezes.

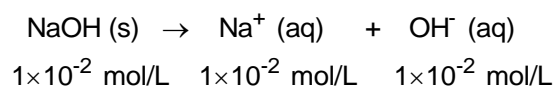
Como a concentração é inversamente proporcional ao volume, concluímos que, se o volume aumentou 100 vezes, a concentração diminuirá 100 vezes.

$$C_{\text{INICIAL}} \times V_{\text{INICIAL}} = C_{\text{FINAL}} \times V_{\text{FINAL}}$$

$$1 \times 0,001 = C_{\text{FINAL}} \times 0,1$$

$$C_{\text{FINAL}} = 0,01 \text{ mol/L} = 1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

A dissociação de uma base forte é 100%. Assim:



Agora vamos calcular a concentração de H^+

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] \times 1 \times 10^{-2}$$

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Finalmente calcularemos pH:

$$\text{pH} = -\log(1 \times 10^{-12}) = 12,0 \Rightarrow \text{pH} = 12.$$

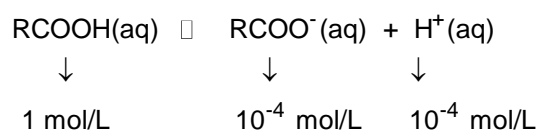
4. D

Cálculo da concentração inicial de ácido:

$$\begin{array}{ccc} 0,1 \text{ mol de ácido} & \text{—————} & 0,1 \text{ L} \\ & n & \text{—————} & 1 \text{ L} \end{array}$$

$$n = 1 \text{ mol/L}$$

Vamos considerar as seguintes concentrações das espécies em equilíbrio:



(Consideramos que a concentração de equilíbrio é aproximadamente igual à concentração inicial, pois o ácido é fraco).

A constante de equilíbrio é dada por:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{RCOO}^-]}{[\text{RCOOH}]} = \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{1} = 10^{-8}$$

5. A

6.

a) 0,01 M.

b) pH = 3,70.

c) $[\text{OH}] = 5,0 \times 10^{11}$ M.

d) 2,0 %.

7. E