



Da atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra

As questões a seguir foram retiradas ou adaptadas de exames de acesso a universidades brasileiras.

1. (Vunesp) As leis de protecção ao meio ambiente proíbem que as indústrias lancem nos rios efluentes com pH menor que 5 ou superior a 8. Os efluentes das indústrias 1, 2 e 3 apresentam as seguintes concentrações (em mol.dm⁻³) de H⁺ ou de OH⁻ :

1: $[H^+] = 10^{-3} \text{ mol.dm}^{-3}$

2: $[OH^-] = 10^{-5} \text{ mol.dm}^{-3}$

3: $[OH^-] = 10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$

Considerando apenas a restrição referente ao pH, podem ser lançados em rios, sem tratamento prévio, os efluentes:

A Somente da industria 1;

B Somente da industria 2;

C Somente da industria 3;

D Somente da industrias 1e 2;

E Das industrias 1, 2 e 3.

2. (PUC-MG) A concentração hidrogeniônica do suco de limão puro é 10⁻² mol.dm⁻³. O pH de um refresco preparado com 30 mL de suco de limão e água suficiente para completar 300mL é igual a:

A 2

B 3

C 4

D 6

E 11

3. (U.Caxias do Sul-RS) Um jogador de futebol de salão tomou dois copos de água após o primeiro tempo dum jogo. Em decorrência disso, 50 mL do seu suco gástrico (com pH = 1) diluíram-se nos 450mL da água ingerida. O pH do suco gástrico diluído na solução resultante logo após a ingestão da água pelo jogador é:

A 2,0

B 3,0

C 4,0

D 5,0

E 6,0

4. (Mackenzie-SP) A análise feita durante um ano de chuva da cidade de São Paulo forneceu um valor médio de pH igual a 5. Comparando-se esse valor com o do pH da água pura, percebe-se que a $[H^+]$ na água da chuva é, em média:

A 2 vezes menor;

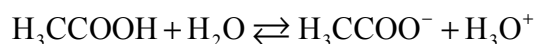
B 5 vezes maior;

C 100 vezes maior;

D 2 vezes maior;

E 100 vezes menor.

5. (U. Católica Dom Bosco - MS) O ácido acético, sendo um ácido fraco, ioniza-se parcialmente em solução aquosa, conforme a seguinte reacção:

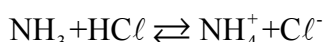
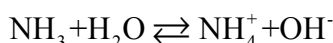
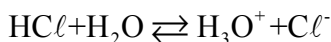


Os efeitos da adição de acetato de sódio neste equilíbrio e no pH da solução são:



- A Desloca o equilíbrio para a direita e aumenta o pH.
- B Desloca o equilíbrio para a esquerda e diminui o pH.
- C Não tem efeito no equilíbrio e aumenta o pH.
- D Desloca o equilíbrio para a esquerda e não altera o pH.
- E Desloca o equilíbrio para a esquerda e aumenta o pH:

6. (Vunesp) Considere as seguintes equações químicas:



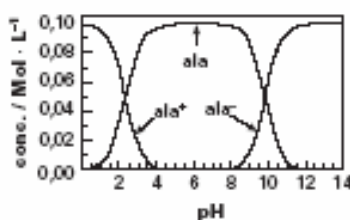
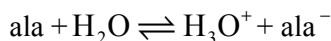
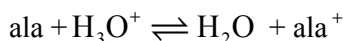
De acordo com a teoria de Bronsted em Lowry, pode-se afirmar que:

- A HCl, NH₃ e H₂O são ácidos.
- B NH₃, Cl⁻, NH₄⁺, H₂O e HCl são ácidos.
- C H₃O⁺, H₂O, HCl e NH₃ são ácidos.
- D NH₃, Cl⁻ e OH⁻ são bases.
- E H₃O⁺, OH⁻, Cl⁻ e NH₃ são bases.

7. (UFF-RJ) Sabe-se que, em água, alguns ácidos são melhores doadores de prótons que outros e algumas bases são melhores receptoras de prótons que outras. Segundo Bronsted, por exemplo, o HCl é um bom doador de prótons e considerado um ácido forte. De acordo com Bronsted, pode-se afirmar:

- A Quanto mais forte a base, mais forte é seu ácido conjugado;
- B Quanto mais forte o ácido, mais fraca é sua base conjugada;
- C Quanto mais fraco o ácido, mais fraca é sua base conjugada;
- D Quanto mais forte a base, mais fraca é sua base conjugada;
- E Quanto mais forte o ácido, mais fraco é seu ácido conjugado.

8. (FUVEST 2005 - 1º Fase) Em água, o aminoácido alanina pode ser protonado, formando um catião que será designado por ala⁺; pode ceder um próton, formando um anião designado por ala⁻. Dessa forma, os seguintes equilíbrios podem ser escritos:



A concentração relativa dessas espécies depende do pH da solução, como mostrado no gráfico. Quando $[\text{ala}] = 0,08 \text{ mol/L}$, $[\text{ala}^+] = 0,02 \text{ mol/L}$ e $[\text{ala}^-]$ for desprezável, a concentração hidrogeniônica na solução, em mol/L, será aproximadamente igual:



- A 10^{-11} B 10^{-9}
 C 10^{-6} D 10^{-3}
 E 10^{-1}

9. (Unicamp-SP) Considere as reacções apresentadas pelas equações seguintes:

- a) $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
b) $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

Classifique o comportamento da água, em cada uma das reacções, segundo o conceito ácido-base de Bronsted. Justifique.

10. (ITA¹) Uma célula electrolítica foi construída utilizando-se 200 mL de uma solução aquosa de NaCl de concentração $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, com $\text{pH} = 7$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, duas chapas de platina de mesma dimensão e uma fonte estabilizada de corrente eléctrica. Antes de iniciar a electrólise, a temperatura da solução foi aumentada e mantida num valor constante igual a $60 \text{ }^\circ\text{C}$. Nesta temperatura, foi permitido que a corrente eléctrica fluísse pelo circuito num certo intervalo de tempo. Decorrido esse intervalo de tempo, o pH da solução, ainda a $60 \text{ }^\circ\text{C}$, foi medido novamente e um valor igual a 7 foi encontrado. Levando em conta os factores mencionados nestes enunciado e sabendo que $K_w = 9,6 \times 10^{-14}$ para a temperatura de $60 \text{ }^\circ\text{C}$, determine:

- (a) a concentração de $[\text{H}^+]$ a $60 \text{ }^\circ\text{C}$;
(b) a concentração de $[\text{HO}^-]$ a $60 \text{ }^\circ\text{C}$;
(c) determine se a solução final é ácida, básica ou neutra.

¹ Questão adaptada.