



01.

- I. Falso. O suco de pêssego é mais ácido (menor pH) que o de banana.
- II. Falso. A concentração de íons H^+ no suco de figo é 10^{-6} M.
- III. Correto. O suco de pera possui $pH = 4$ ($[H^+] = 10^{-4}$ M) enquanto o de banana possui $pH = 5$ ($[H^+] = 10^{-5}$ M, valor 10 vezes menor).
- IV. Correto. Se $pH = 6$, o valor de $pOH = 8$.

Resposta: B

02. Tanto a soda cáustica (NaOH) quanto a água sanitária (NaClO) tornam o meio básico, com valores mais elevados de pH que os produtos normais.

Resposta: C

03. A base $Ca(OH)_2$ (massa molar 74 g/mol) é uma base forte ($\alpha = 100\%$, como sugerido no texto). A massa de 37 mg equivale a $5 \cdot 10^{-4}$ mol. Como sua dissociação produz íons OH^- na proporção 2:1, haverá a formação de $2 \times 5 \cdot 10^{-4} = 1 \cdot 10^{-3}$ mol. Assim, a concentração de íons OH^- na solução seria dada por: $[OH^-] = \frac{1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

O cálculo de pOH seria: $pOH = -\log[OH^-] = -\log(4 \cdot 10^{-3}) = -(\log 4 + \log 10^{-3}) = -(0,6 - 3) = 2,4$.

Assim, valor de pH seria: $pH = 14 - pOH = 14 - 2,4 = 11,6$.

Resposta: D

04. Com o percentual de 0,6% em massa, temos 0,6 g de ácido acético (equivalente a 0,01 mol) em 100 g de solução. Como a densidade é de 1 g/mL, a massa de 100 g corresponde a 100 mL (igual a 0,1 L). Logo, a concentração de ácido acético no vinagre poderia ser expressa por:

$$C = \frac{0,6 \text{ g}}{0,1 \text{ L}} = 6 \text{ g/L} \quad \text{ou}$$

$$M = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Se tivéssemos um ácido forte, com ionização total, a concentração de íons H^+ (ou H_3O^+) seria 0,1 mol/L e o valor do pH seria igual a 1. Como o ácido é fraco, o pH deve ser maior que 1, mas como o meio é ácido, também será menor que 7.

Repare que o ácido acético é volátil (esse é um dos motivos que nos faz sentir seu cheiro) e possui sabor azedo (característica dos ácidos).

Resposta: B

05. Inicialmente realiza-se a diluição da solução de ácido. Assim: $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \Rightarrow 0,02 \cdot 50 = M_2 \cdot 1000 \Rightarrow M_2 = 10^{-3} \text{ mol/L}$. Como HCl é ácido forte ($\alpha = 100\%$), a $[H^+] = 10^{-3}$ M e o valor de pH é igual a 3.

Resposta: C

06. Na solução inicial o valor do pH é igual a 1, pois a $[H^+] = 0,1 = 10^{-1}$ M, uma vez que o ácido é forte. A diluição realizada aumentou o volume 10 vezes (de 1 mL para 10 mL), o torna a solução com concentração 10 vezes menor. Assim, $[H^+]_f = 10^{-2}$ M, e o valor de pH é igual a 2.

Resposta: B

07. Calcularemos a quantidade de matéria de íons H_3O^+ na água do reservatório, de pH inicial igual a 6:

$$n_{H_3O^+} = \frac{10^{-6} \text{ mol}}{L} \cdot 1,0 \cdot 10^5 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}$$

Agora calcularemos a quantidade de matéria de íons H_3O^+ após a chuva (pH = 5):

$$n_{H_3O^+} = \frac{10^{-5} \text{ mol}}{L} \cdot 1,0 \cdot 10^5 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

Como a chuva tem $pH = 4$ e nos gerou $1 - 0,1 = 0,9$ mol de íons H_3O^+ , então seu volume será:

$$V = \frac{0,9 \text{ mol}}{10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}} = 9000 \text{ L de chuva}$$

- 08.
- Correto. O valor 7,0 é o pH da água pura a 25 °C.
 - Correto. O aumento da temperatura desloca o equilíbrio para a direita e favorece a formação de íons H_3O^+ e OH^- .
 - Correto. Quanto maior a concentração de H_3O^+ menor o valor do pH.

Resposta: E

09. Inicialmente calcula-se o valor de pH referente a essa concentração de íons H^+ :
- $$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(3 \cdot 10^{-7}) = -(\log 3 + \log 10^{-7}) = -(0,48 - 7) = 6,52.$$

Como $k_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow 9 \cdot 10^{-14} = 3 \cdot 10^{-7} \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 3 \cdot 10^{-7} \text{ M}$.

Note que $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, o que sugere uma solução neutra.

Veja ainda que o valor de $\text{pOH} = 6,52$ ($[\text{OH}^-] = 10^{-6,52} \text{ M}$), o que nos mostra que a soma $\text{pH} + \text{pOH} = 6,52 + 6,52 = 13,04$.

Resposta: B

10. A reação é: $2 \text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{aq})} \rightarrow \text{MgCl}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$. Calculando o número de mol do ácido antes e após a adição do antiácido teremos:

$$n_{\text{antes}} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol. (pH} = 1 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-1} \text{ M)}$$

$$n_{\text{após}} = \frac{0,01 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol. (pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ M)}$$

Logo, houve o consumo de $0,10 - 0,01 = 0,09 \text{ mol}$ de HCl .

Pela estequiometria, a quantidade de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ será de $0,045 \text{ mol}$. Como a massa molar é de 58 g/mol , a quantidade de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ será de $2,61 \text{ g}$.

Resposta: B

SEB