



01.

- I. Correto. Se $\text{pH} = 8$, temos $\text{pOH} = 6$. Assim, $[\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ M}$.
 II. Falso. Como o solo português possui maior pH, será mais básico.
 III. Correto. O calcário (CaCO_3) é utilizado para neutralizar parte da acidez do solo, aumentando o seu pH (nesse caso, do valor 4 ou 5 até o valor 6,5).

Resposta: C

02. A diluição da base forte de 10 mL para 1000 mL (100 vezes) deverá diminuir a basicidade em 100 vezes, ou seja, diminuir a concentração de íons OH^- em 100 vezes. Assim, o valor de pH seria reduzido em 2 pontos, saindo do valor inicial 11 para o valor final 9.

Resposta: C

03. Como o pH é igual a 3, temos a $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ M}$. Uma vez que o ácido é forte ($\alpha = 100\%$), temos que a concentração molar de HCl também deve ser 10^{-3} M , o que nos fornece uma $[\text{Cl}^-] = 10^{-3} \text{ M}$. Note ainda que $\text{pOH} = 11$. Logo, $[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ M}$.

Resposta: C

04. Para levar uma solução aquosa de $\text{pH} = 8$ (alcalina) até $\text{pH} = 6$, devemos aumentar a acidez do sistema, que pode ser feito por borbulhamento com gás carbônico (CO_2). Observe que água de cal, carbonato de sódio e amoníaco tornam o meio básico, enquanto o borbulhamento com oxigênio não altera o pH do sistema.

Resposta: D

05.

- A) Correto. A cerveja é um meio mais ácido que o leite por possuir menor pH (e maior concentração de íons H^+).
 B) Correto. Realmente, se a $[\text{H}^+]$ é maior, maior a acidez do meio.
 C) Correto. Como o pH do leite é 6,5, a concentração de íons H^+ é dada por:

$$[\text{H}^+] = 10^{-6,5} \text{ M} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-13/2} = \sqrt{10^{-13}} = 1/\sqrt{10^{13}} \text{ M}.$$

 D) Correto. Quando o ácido é forte e o volume aumenta 10 vezes (o que não é o caso, pois 200 mL deveriam passar para 2000 mL) o pH varia apenas 1 ponto. Como o pH do vinho é 3 e a diluição não foi de 10 vezes, então o pH não deve alcançar o valor 4.
 E) Falso. A adição de água (diluição) provoca a redução na concentração de íons H^+ (para meios ácidos). Para a água, a adição de mais água não altera a concentração de íons H^+ .

Resposta: E

06. Calcularemos a quantidade de matéria de íons H_3O^+ na solução de HCl , de pH inicial igual a 1:

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{10^{-1} \text{ mol}}{\text{L}} \cdot 1,0 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}$$

Agora calcularemos a quantidade de matéria de íons H_3O^+ na outra solução de HCl ($\text{pH} = 6$):

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{10^{-6} \text{ mol}}{\text{L}} \cdot 10 \text{ L} = 10^{-5} \text{ mol}$$

Como a solução final tem 11 litros, a concentração de íons H_3O^+ será:

$$V = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{(0,1 + 10^{-5}) \text{ mol}}{11 \text{ L}} \cong \frac{0,1 \text{ mol}}{11 \text{ L}} \cong 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}. \text{ Logo, o pH será próximo de 2.}$$

Resposta: C

07.

- I – Falso. Observando a tabela, percebe-se que o aumento de pH não está relacionado com o aumento ou redução da concentração de nitrato.
 II – Correto. Em maio o pH das amostras é menor, o que sugere um meio mais ácido, possivelmente pela maior dissolução do CO_2 (um óxido ácido).
 III – Correto. À noite, sob temperatura mais amena, a solubilidade dos gases em geral é maior, o que deve reduzir o valor do pH pela maior dissolução de CO_2 .

Resposta: D



08.

- A) Falso. Em diluições sucessivas de um meio ácido, o pH se aproxima de 7 (pH neutro).
 B) Correto. A diluição em 1 CH, traz a concentração de HCl para 0,01 M. Quando se dilui para 2 CH, a concentração se reduz a $0,0001 \text{ M} = 10^{-4} \text{ M}$. Logo, o pH é igual a 4.
 C) Falso. A cada diluição a concentração diminui 100 vezes (10^2 vezes). Assim, em 10 diluições a concentração se reduz a 10^{-20} M . Como 1 mol corresponde a $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, em 10^{-20} mol tem-se mais de 1 molécula.
 D) Falso. Admitindo que a densidade de solução fosse a da água pura (o valor real deve ser maior), e utilizando a expressão $M \cdot M_1 = 1000 \cdot d \cdot \mathcal{F}$, onde M é a concentração em mol/L, M_1 é a massa molar em g/mol, d é a densidade em g/mL e \mathcal{F} é a porcentagem em massa (expressa como número), temos: $M \cdot M_1 = 1000 \cdot d \cdot \mathcal{F} \Rightarrow 1 \cdot 36,5 = 1000 \cdot 1 \cdot \mathcal{F} \Rightarrow \mathcal{F} = 0,0365 = 3,65\%$.
 E) Falso. O ácido 30 CH é mais diluído e, portanto, de menor concentração.

Resposta: B

09. Como o ácido clorídrico é um ácido forte, o fato de o volume ter aumentado 10 vezes (de 50 para 500 mL) sugere que a concentração de H_3O^+ diminua 10 vezes, o que, na escala de pH, significa que o valor do pH será elevado em 1 ponto. Como o pH inicial era igual a 1, o pH final será 2.

Resposta: B

10. Uma solução de pH = 6 possui pOH = 8. É uma solução ácida. A partir dos valores de pH e pOH, sabe-se que $[\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ M}$ e $[\text{OH}^-] = 10^{-8} \text{ M}$. Esse valor da concentração de íons H^+ (aqui chamados de prótons) é 100 vezes menor que o de uma solução de pH = 4 ($[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ M}$). Contudo, em relação à água pura (pH = 7 e $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$) a concentração de íons H^+ é 10 vezes maior.

Resposta: E

11. O valor original do pH varia de 4,5 até 6,0. Como o volume dobrou, a concentração de H_3O^+ deve cair pela metade e o valor do pH deve aumentar um pouco, mas não pode ultrapassar o valor 7, pois a solução não se tornará básica. Dentre as alternativas existentes, a única com valores coerentes com o raciocínio apresentado será a opção C.

Resposta: C

12. **Solução A** \Rightarrow pH = 7 \Rightarrow o álcool não se ioniza em solução e não altera a $[\text{H}^+]$ ou a $[\text{OH}^-]$ da solução.

Solução B \Rightarrow $1 < \text{pH} < 7 \Rightarrow$ o ácido acético é fraco. Se fosse forte, sua $[\text{H}^+]$ seria 0,1 M e seu pH seria igual a 1. Logo, o valor de pH se situa entre 1 e 7.

Solução C \Rightarrow pH = 1 \Rightarrow agora o ácido é forte ($\alpha = 100\%$) e o pH = 1.

Solução D \Rightarrow pH = 13 \Rightarrow a base é forte ($\alpha = 100\%$), o que nos dá $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M}$ e pOH = 1. Assim, pH = 13.

Solução E \Rightarrow $7 < \text{pH} < 13$. A amônia é base fraca. Se fosse forte, sua $[\text{OH}^-]$ seria 0,1 M e seu pOH seria igual a 1. Assim, seu pH seria 13. Logo, o valor de pH se situa entre 7 e 13.

Resposta: D

13. Nesse caso, o eletrólito não é forte nem a diluição alcançou 10 vezes o valor inicial. Caso o eletrólito fosse forte e a diluição chegasse a 10 vezes o valor inicial, o pH variaria em 1 ponto (exceto para a amostra II, que é neutra).

Assim, para amostra I, o valor final do pH se situaria entre 4,0 e 5,0 e essa amostra seria adequada para atividade comercial sugerida. Para a amostra II, a solução já seria neutra e assim permaneceria com a adição de mais água. Logo, o seu pH final continuaria sendo igual a 7 e também seria apropriada para a aquicultura.

Resposta: B

14. Lembrando que, como HCl é ácido forte e NaOH é base forte, a diluição da solução inicial em 100 vezes (de 10mL para 1000 mL após enlatado o alimento) varia o pH da solução em 2 unidades. Se o meio é ácido, o pH aumenta 2 unidades. Se o meio é alcalino, o valor de pH diminui em 2 unidades. Lembre-se ainda que uma solução de HCl 0,01M ($= 10^{-2} \text{ M}$), com ionização total, admite a concentração de íons H^+ (ou H_3O^+) igual a 10^{-2} M e possui pH = 2, enquanto que em uma solução de NaOH 0,01M ($= 10^{-2} \text{ M}$), com dissociação total, tem-se a concentração de íons OH^- igual a 10^{-2} M , com pOH = 2 e pH = 12. Portanto:

A) Falso. O pH inicial (0,1 M de HCl) era igual a 1 e após a diluição chega a 3.

B) Falso. O pH inicial (0,01 M de HCl) era igual a 2 e após a diluição chega a 4.

C) Falso. O pH inicial (0,01 M de NaOH) era igual a 12 e após a diluição chega a 10.

D) Falso. O pH inicial (0,001 M de NaOH) era igual a 11 e após a diluição chega a 9.

E) Correto. O pH inicial (0,001 M de HCl) era igual a 3 e após a diluição chega a 5.

Resposta: E

15. A) A base $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é uma base forte ($\alpha = 100\%$). Como sua dissociação produz íons OH^- na proporção 2:1, haverá a formação de $2 \times 0,05 = 0,1 \text{ mol/L}$ de OH^- . Assim, a concentração de íons OH^- na solução seria 10^{-1} M , seu pOH seria 1 e o pH seria 13 (cor azul).
- B) Em 10 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,1 M temos 0,001 mol da base, o que nos dá 0,002 mol de OH^- . Da mesma forma, em 30 mL de HCl 0,2 M, temos 0,006 mol do ácido, o que nos dá 0,006 mol de H^+ . Como a neutralização é 1:1, há um excesso de 0,004 mol de íons H^+ no volume final de 40 mL. Assim:
- $$[\text{H}^+] = \frac{0,004 \text{ mol}}{0,04 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 1 \text{ (rosa)}.$$

16. A reação é: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Inicialmente, definiremos qual será o reagente em excesso:

$$n_{\text{HCl}} = 0,20 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1,0 \text{ L} = 0,20 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{4 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,10 \text{ mol.}$$

Observa-se que há 0,10 mol de HCl em excesso nesse sistema. Como o volume final será de 1,0 litro, então a concentração de H_3O^+ será calculada por: $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{0,10 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 10^{-1} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 1$.

Resposta: C

17. A) O aumento da acidez no sangue, segundo o gráfico, desfavorece o transporte de oxigênio, pois, para uma mesma pressão parcial de O_2 (eixo x), haverá menor saturação da hemoglobina com oxigênio.
- B) Em regiões de grandes altitudes, a menor pressão parcial de O_2 diminui a porcentagem de saturação da hemoglobina, dificultando o transporte de oxigênio e levando o indivíduo a apresentar dificuldades de respiração.

18. Em 250 mL de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,1 M (base forte) temos 0,025 mol da base, o que nos dá 0,050 mol de OH^- . Da mesma forma, em 150 mL de HNO_3 0,2 M (ácido forte), temos 0,030 mol do ácido, o que nos dá 0,030 mol de H^+ . E ainda, em 100 mL de HCl 0,18 M (ácido forte), temos 0,018 mol do ácido, o que nos dá 0,018 mol de H^+ . Como a neutralização é 1:1, há um excesso de 0,002 mol de íons OH^- no volume final de 500 mL.

$$\text{Assim: } [\text{OH}^-] = \frac{0,002 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,004 \text{ mol/L} = 4 \cdot 10^{-3} \Rightarrow 2 < \text{pOH} < 3 \Rightarrow 11 < \text{pH} < 12.$$

Resposta: D

19. Uma solução de HCl de $\text{pH} = 1$ possui $[\text{H}^+] = 10^{-1} \text{ M} = 0,1 \text{ M}$. Assim, em 100 mL de solução com $[\text{H}^+] = 0,1 \text{ M}$, temos 0,010 mol de íons H^+ . Em 100 mL de KOH 0,12 M temos 0,012 mol de KOH , o que nos dá 0,012 mol de OH^- . Como a neutralização é 1:1, há um excesso de 0,002 mol de íons OH^- no volume final de 200 mL. Assim:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,002 \text{ mol}}{0,2 \text{ L}} = 0,01 \text{ mol/L} = 1 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \text{pOH} = 2 \Rightarrow \text{pH} = 12$$

Resposta: E

20. Em 100 mL de KOH 0,1 M temos 0,010 mol de KOH , o que nos dá 0,010 mol de OH^- . Em 100 mL de NaOH 0,1 M temos 0,010 mol de NaOH , o que nos dá 0,010 mol de OH^- . E ainda, em 105 mL de H_2SO_4 0,10 M (ácido forte), temos 0,0105 mol do ácido, o que nos dá 0,021 mol de H^+ . Como a neutralização é 1:1, há um excesso de 0,001 mol de íons H^+ no volume final de 1000 mL. Assim:

$$[\text{H}^+] = \frac{0,001 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,001 \text{ mol/L} = 1 \cdot 10^{-3} \Rightarrow \text{pH} = 3.$$

Resposta: C