

# Tabela Periódica

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS  
(COM MASSAS ATÔMICAS REFERENTES AO ISÓTOPO 12 DO CARBONO)

18  
0

|                   |                   |                                  |                     |                     |                     |                     |                     |                     |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |
|-------------------|-------------------|----------------------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| 1<br>1A           | 2<br>2A           | 3<br>3B                          | 4<br>4B             | 5<br>5B             | 6<br>6B             | 7<br>7B             | 8<br>8B             | 9                   | 10                | 11<br>1B          | 12<br>2B          | 13<br>3A          | 14<br>4A          | 15<br>5A          | 16<br>6A          | 17<br>7A          | 18<br>0           |
| 1<br>H<br>1,0     | 2<br>He<br>4,0    | 3<br>Li<br>7,0                   | 4<br>Be<br>9,0      | 5<br>B<br>11,0      | 6<br>C<br>12,0      | 7<br>N<br>14,0      | 8<br>O<br>16,0      | 9<br>F<br>19,0      | 10<br>Ne<br>20,0  | 11<br>Na<br>23,0  | 12<br>Mg<br>24,0  | 13<br>Al<br>27,0  | 14<br>Si<br>28,0  | 15<br>P<br>31,0   | 16<br>S<br>32,0   | 17<br>Cl<br>35,5  | 18<br>Ar<br>40,0  |
| 19<br>K<br>39,0   | 20<br>Ca<br>40,0  | 21<br>Sc<br>45,0                 | 22<br>Ti<br>48,0    | 23<br>V<br>51,0     | 24<br>Cr<br>52,0    | 25<br>Mn<br>55,0    | 26<br>Fe<br>56,0    | 27<br>Co<br>59,0    | 28<br>Ni<br>59,0  | 29<br>Cu<br>63,5  | 30<br>Zn<br>65,0  | 31<br>Ga<br>70,0  | 32<br>Ge<br>73,0  | 33<br>As<br>75,0  | 34<br>Se<br>79,0  | 35<br>Br<br>80,0  | 36<br>Kr<br>84,0  |
| 37<br>Rb<br>85,5  | 38<br>Sr<br>88,0  | 39<br>Y<br>89,0                  | 40<br>Zr<br>91,0    | 41<br>Nb<br>93,0    | 42<br>Mo<br>96,0    | 43<br>Tc<br>(99)    | 44<br>Ru<br>101,0   | 45<br>Rh<br>103,0   | 46<br>Pd<br>106,0 | 47<br>Ag<br>108,0 | 48<br>Cd<br>112,0 | 49<br>In<br>115,0 | 50<br>Sn<br>119,0 | 51<br>Sb<br>122,0 | 52<br>Te<br>128,0 | 53<br>I<br>127,0  | 54<br>Xe<br>131,0 |
| 55<br>Cs<br>133,0 | 56<br>Ba<br>137,0 | 57 - 71<br>Série dos Lantanídeos | 72<br>Hf<br>178,5   | 73<br>Ta<br>181,0   | 74<br>W<br>184,0    | 75<br>Re<br>186,0   | 76<br>Os<br>190,0   | 77<br>Ir<br>192,0   | 78<br>Pt<br>195,0 | 79<br>Au<br>197,0 | 80<br>Hg<br>201,0 | 81<br>Tl<br>204,0 | 82<br>Pb<br>207,0 | 83<br>Bi<br>209,0 | 84<br>Po<br>(210) | 85<br>At<br>(210) | 86<br>Rn<br>(222) |
| 87<br>Fr<br>(223) | 88<br>Ra<br>(226) | 89 - 103<br>Série dos Actinídeos | 104<br>Unq<br>(261) | 105<br>Unp<br>(262) | 106<br>Unh<br>(263) | 107<br>Uns<br>(262) | 108<br>Uno<br>(265) | 109<br>Une<br>(266) |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |

↓ Elementos de Transição ↓

## Série dos Lantanídeos

|                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |
|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| 57<br>La<br>138,0 | 58<br>Ce<br>140,0 | 59<br>Pr<br>141,0 | 60<br>Nd<br>144,0 | 61<br>Pm<br>(147) | 62<br>Sm<br>150,0 | 63<br>Eu<br>152,0 | 64<br>Gd<br>157,0 | 65<br>Tb<br>159,0 | 66<br>Dy<br>162,5 | 67<br>Ho<br>165,0 | 68<br>Er<br>167,0 | 69<br>Tm<br>169,0 | 70<br>Yb<br>173,0 | 71<br>Lu<br>175,0 |
|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|

## Série dos Actinídeos

|                   |                   |                   |                  |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                   |                    |                    |                    |                    |
|-------------------|-------------------|-------------------|------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|--------------------|--------------------|--------------------|--------------------|
| 89<br>Ac<br>(227) | 90<br>Th<br>232,0 | 91<br>Pa<br>(231) | 92<br>U<br>(238) | 93<br>Np<br>(237) | 94<br>Pu<br>(242) | 95<br>Am<br>(243) | 96<br>Cm<br>(247) | 97<br>Bk<br>(247) | 98<br>Cf<br>(251) | 99<br>Es<br>(254) | 100<br>Fm<br>(253) | 101<br>Md<br>(256) | 102<br>No<br>(253) | 103<br>Lr<br>(257) |
|-------------------|-------------------|-------------------|------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|--------------------|--------------------|--------------------|--------------------|

Dados: Constante de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23}$  átomos.mol<sup>-1</sup>

Produto iônico da água,  $K_w$ , a 25 °C =  $1,0 \times 10^{-14}$

F = 96500 Coulombs

R = 0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K

1. Alguns princípios ativos de medicamentos são bases fracas e, para serem absorvidos pelo organismo humano, obedecem, como um dos parâmetros, a equação de Henderson-Hasselbach. Essa equação determina a razão molar entre forma protonada e não protonada do princípio ativo dependendo do pH do meio. A forma não protonada é aquela que tem maior capacidade de atravessar as membranas celulares durante o processo de absorção. A equação de Henderson-Hasselbach adaptada para bases fracas é representada a seguir.

$$\log_{10} \frac{[\text{protonada}]}{[\text{não protonada}]} = pka - pH$$

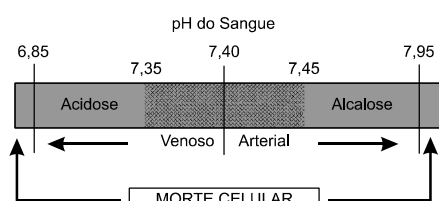
Nessa equação, *pka* é a constante de dissociação do princípio ativo. Considerando-se essa equação, um medicamento caracterizado como base fraca, com *pka* de 4,5, terá maior absorção

- no estômago, com pH de 1,5.
- na bexiga, com pH de 2,5.
- no túbulo coletor do néfron, com pH de 3,5.
- na pele, com pH de 4,5.
- no duodeno, com pH de 6,5.

2. Uma solução tampão contém 0,1 mol/L de CH<sub>3</sub>COOH e 0,1 mol/L de CH<sub>3</sub>COONa. Considerando-se que a constante de ionização do ácido acético é igual a  $K_a = 10^{-5}$ , assinale o que for correto com relação a essa solução.

- O pH dessa solução tampão é igual a 5.
- A adição de 0,1 mL de solução aquosa de HCl 0,1 mol/L em 200 mL da solução tampão irá ocasionar uma variação significativa no pH do sistema.
- Adicionando-se HCl a essa solução, os íons H<sup>+</sup> serão consumidos segundo a seguinte reação:  
 $\text{CH}_3\text{COONa}_{(\text{aq})} + \text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{NaCl}_{(\text{aq})}$
- Variando-se as concentrações de ambos, CH<sub>3</sub>COOH e CH<sub>3</sub>COONa, para 0,2 mol/L, o pH da solução tampão irá variar.
- Adicionando-se NaOH a essa solução, o pH não irá variar significativamente, pois as hidroxilas adicionadas serão consumidas pelas moléculas não ionizadas de CH<sub>3</sub>COOH.

3. A solução-tampão é geralmente uma mistura de um ácido fraco com o sal desse ácido, ou uma base fraca com o sal dessa base. Essa solução tem por finalidade evitar que ocorram variações muito grandes no pH ou no pOH de uma solução. A eficácia da solução-tampão pode ser vista no sangue, em que, mesmo com a adição de ácido ou base em pequenas quantidades ao plasma sanguíneo, praticamente não há alteração no pH.



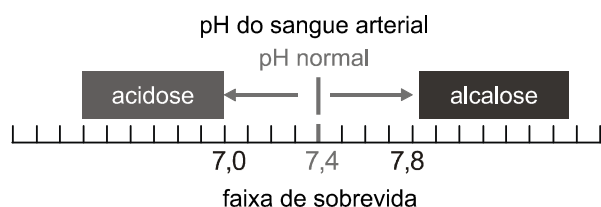
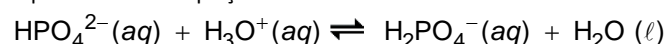
(Disponível em: [brasilecola.com/quimica/solucaotampao-no-sangue-humano](http://brasilecola.com/quimica/solucaotampao-no-sangue-humano))

Um litro de solução contém 1,24 g de ácido carbônico e 16,8 g de bicarbonato de sódio. Sabendo-se que  $K_a = 2 \cdot 10^{-7}$ , determine o pOH dessa solução-tampão.

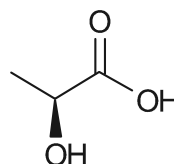
(Considere:  $\log 2 = 0,3$ )

- 7,7
- 7,4
- 6,6
- 6,3
- 6,9

4. O pH do plasma sanguíneo está entre 7,35 e 7,45 e essa faixa estreita é mantida graças aos sistemas de tampão biológicos. Um dos sistemas que atua como tampão no sangue está representado na equação.



As dores musculares após atividade física em excesso estão relacionadas com a liberação, durante a contração muscular, de uma substância representada na fórmula estrutural a seguir.



- Quando o sistema é perturbado com solução de NaHCO<sub>3</sub>, o que se verifica com o deslocamento do equilíbrio representado na equação?
- A presença no sangue da substância em excesso, relacionada com a contração muscular, pode ser considerada um caso de acidose ou de alcalose? Justifique.

5. O tampão acetato pode ser preparado pela mistura, em solução, de acetato de sódio anidro (CH<sub>3</sub>COONa) e ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH). O pH desse tampão pode variar de 4,0 a 5,4 de acordo com a proporção dessa mistura.

Sobre o tampão acetato, é **ERRADO** afirmar que:

- o pH do tampão acetato depende da proporção entre o ácido acético e seu sal.
- o pH da solução tampão nunca se altera após a adição de ácido forte.
- o tampão acetato é característico da faixa ácida de pH.
- o pH da solução tampão praticamente não se altera após a adição de pequena quantidade de água.
- a adição de NaOH ao tampão aumenta a concentração de acetato no meio.

6. Soluções-tampão são soluções que resistem à mudança no pH quando ácidos ou bases são adicionados ou quando ocorre diluição. Estas soluções são particularmente importantes em processos bioquímicos, pois muitos sistemas biológicos

dependem do pH. Cita-se, por exemplo, a dependência do pH na taxa de clivagem da ligação amida do aminoácido tripisina pela enzima quimotripisina, em que a alteração em uma unidade de pH 8 (pH ótimo) para 7 resulta numa redução em 50% na ação enzimática. Para que a solução-tampão tenha ação tamponante significativa, é preciso ter quantidades comparáveis de ácido e base conjugados. Em um laboratório de Química, uma solução-tampão foi preparada pela mistura de 0,50 L de ácido etanoico ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )  $0,20 \text{ mol L}^{-1}$  com 0,50 L de hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ )  $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ .

Dado:  $\text{pK}_a$  do ácido etanoico = 4,75 e  $\log 0,666 = -0,1765$

- Determine o pH da solução-tampão.
- Determine o pH da solução-tampão após a adição de 0,01 mol de  $\text{NaOH}$  em 1,00 L da solução preparada.

Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

7. Soluções tampão são utilizadas para evitar uma variação brusca de pH e são constituídas por um ácido fraco (ou uma base fraca) e o sal do seu par conjugado. Para produzir uma solução tampão, deve-se misturar:

- $\text{CH}_3\text{COOH}$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{NH}_4\text{OH}$  e  $\text{KOH}$
- $\text{CH}_3\text{COOH}$  e  $\text{CH}_3\text{COONa}$
- $\text{KOH}$  e  $\text{NaCl}$
- $\text{HCl}$  e  $\text{KOH}$

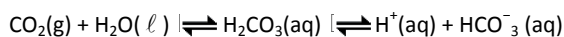
8. A presença de tampão é fundamental para manter a estabilidade de ecossistemas menores, como lagos, por exemplo. Íons fosfato, originários da decomposição da matéria orgânica, formam um tampão, sendo um dos equilíbrios expressos pela seguinte equação:



Se no equilíbrio foram medidas as concentrações molares  $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ,  $[\text{HPO}_4^{2-}] = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $[\text{H}^+] = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , o valor da constante de equilíbrio é:

- 2
- 0,2
- 0,1
- 0,01
- 1

9. Considere a equação química a seguir e assinale a alternativa que completa corretamente o texto.



Durante um exercício físico prolongado, quando a respiração aumenta, a concentração de dióxido de carbono diminui e o sangue torna-se mais \_\_\_\_\_. Por outro lado, numa situação de repouso, a respiração diminui, a concentração de dióxido de carbono aumenta e o sangue torna-se mais \_\_\_\_\_. O pH sanguíneo é regulado constantemente e seu valor normal está situado entre 7,35 a 7,45, sendo ligeiramente \_\_\_\_\_. Uma alteração no controle do pH pode alterar o equilíbrio ácido-base produzindo a acidose ou a alcalose. A

acidose é quando o sangue apresenta um excesso de ácido, acarretando uma \_\_\_\_\_ do pH sanguíneo e a alcalose é quando o sangue apresenta um excesso de base, acarretando uma \_\_\_\_\_ do pH sanguíneo.

- básico, ácido, básico, redução, elevação.
- básico, ácido, básico, elevação, redução.
- ácido, básico, ácido, elevação, redução.
- ácido, básico, ácido, redução, elevação.
- neutro, ácido, básico, elevação, redução.

10. Uma solução tampão pode ser obtida, misturando-se soluções de ácido acético e acetato de sódio, o que constitui um tampão ácido cujo equilíbrio pode ser representado da seguinte maneira:



Considere que um tampão seja preparado misturando-se volumes iguais de solução de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0,50 M.

Sabendo-se que para o ácido em questão  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$  e  $\text{pK}_a = 4,74$ , informe:

- o pH da solução;
- o pH da solução resultante após adição de pequena quantidade de solução de  $\text{NaOH}$  0,010 M;
- o pH da solução resultante após adição de pequena quantidade de solução de  $\text{HCl}$  0,010 M;
- a conclusão que pode ser tirada em relação ao pH de um tampão (a) após adição de pequenas quantidades de ácido ou base forte.

## COMENTÁRIOS

### Resposta da questão 1:

[E]

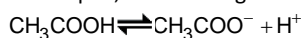
A equação de Henderson-Hasselbach é válida com melhor aproximação entre pH 4 e pH 10, devido às simplificações feitas. Nas alternativas o valor que melhor se encaixa é pH = 6,5 (duodeno).

### Resposta da questão 2:

01 + 04 + 16 = 21.

01) Verdadeira.

No tampão, ocorre o seguinte equilíbrio:



0,1M     0,1M    x    concentrações no equilíbrio

A concentração final de ácido acético é praticamente igual à inicial por se tratar de um ácido fraco, ou seja, de baixo grau de ionização.

Para calcularmos o valor de pH, devemos obter o valor de x, o que será feito usando-se a expressão da constante de ionização do ácido:

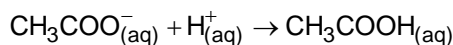
$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}]} \Rightarrow 10^{-5} = \frac{10^{-1} \cdot x}{10^{-1}} \Rightarrow x = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Pela definição de pH, teremos:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-5} = 5,0$$

02) Falsa. A principal função do tampão é garantir que não haja variação significativa de pH quando, ao sistema, são adicionadas pequenas quantidades de ácidos ou bases. No caso em questão, a adição de um volume de 0,1mL de HCl a 200 mL de tampão não provocaria grande variação de pH.

04) Verdadeira. Os íons acetato são bases fortes de Bronsted-Lowry e, portanto, podem consumir íons  $\text{H}^+$  originados da adição de ácido. Pode-se expressar o processo por meio de outra equação (sem a presença dos íons expectadores).



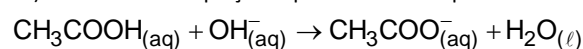
08) Falsa. De acordo com a expressão da constante de equilíbrio

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}, \text{ podemos assumir que, se}$$

$\{\text{CH}_3\text{COOH}\} = \{\text{CH}_3\text{COO}^-\}$ , então  $[\text{H}^+] = K$ .

Na prática, isso significa que, para qualquer tampão no qual as concentrações de ácido acético e acetato sejam iguais, o valor de  $[\text{H}^+]$ , e consequentemente de pH, é constante (e igual a 5, conforme calculado na afirmativa [01]).

16) Verdadeira. A equação representativa do processo é:



### Resposta da questão 3:

[D]

Teremos:

$$n_{\text{H}_2\text{CO}_3} = \frac{1,24}{62} = 0,02 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaHCO}_3} = \frac{16,8}{84} = 0,2 \text{ mol}$$

Para 1 L de solução, teremos:

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NaHCO}_3] = 0,2 \text{ mol}$$

A partir da equação de Henderson-Hasselbach, vem:

$$\text{pK}_a = -\log(2 \times 10^{-7})$$

$$\text{pK}_a = 7 - \log 2 = 7 - 0,3 = 6,7$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = 6,7 + \log \frac{0,2}{0,02} = 6,7 + \log 10$$

$$\text{pH} = 6,7 + 1 = 7,7$$

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

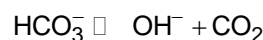
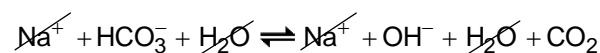
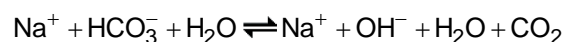
$$\text{pOH} = 14 - 7,7 = 6,3$$

$$\text{pOH} = 6,3$$

### Resposta da questão 4:

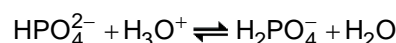
a) Hidrólise:

$\text{NaHCO}_3$  em água



(meio básico)

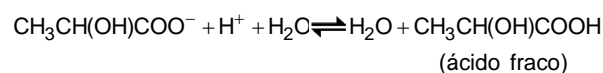
Então,



desloca para a esquerda

devido ao consumo de  $\text{H}_3\text{O}^+$

b) Teremos:



Ocorre a produção em excesso de um ácido fraco, o pH diminui, ou seja, em caso de acidose o pH do sangue diminui.

### Resposta da questão 5:

[B]

Uma solução tampão tem a propriedade de não apresentar **grandes variações** de pH, quando são adicionadas certas quantidades de ácidos ou bases fortes. A alternativa [B] afirma que o pH da solução tampão **não varia**.

**Resposta da questão 6:**

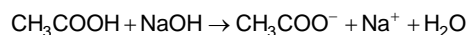
a) Cálculo do número de mols do ácido e da base:

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = [\text{CH}_3\text{COOH}] \times V_{\text{CH}_3\text{COOH}}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,20 \text{ M} \times 0,50 \text{ L} = 0,10 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \times V_{\text{CH}_3\text{COOH}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,10 \text{ M} \times 0,50 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol}$$

$$0,10 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 0,05 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 0,05 \text{ mol}$$

(excesso de 0,05 mol)

$$0,05 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 0,05 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 0,05 \text{ mol}$$

$$V = 0,50 \text{ L} + 0,50 \text{ L} = 1 \text{ L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{excesso}} = \frac{0,05}{1} = 0,05 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{0,05}{1} = 0,05 \text{ M}$$

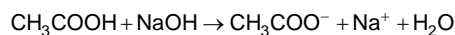
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{excesso}}}$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{0,05 \text{ M}}{0,05 \text{ M}} = 4,75$$

b) Teremos:

Cálculo da nova concentração de NaOH:

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,05 + 0,01}{1} = 0,06 \text{ M}$$



$$0,06 \text{ M} \quad \text{---} \quad 0,06 \text{ M} \quad \text{---} \quad 0,06 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,06 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,06 \text{ M}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{excesso}}}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{excesso}}}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

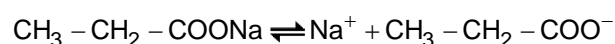
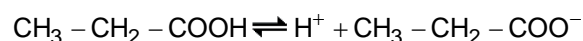
$$\text{pH} = 4,75 - \log \frac{0,04 \text{ M}}{0,06 \text{ M}} = 4,75 - \log 0,666$$

$$\text{pH} = 4,75 - 0,1765 = 4,5735$$

**Resposta da questão 7:**

[C]

Deve-se misturar um ácido fraco e um sal solúvel deste ácido com base forte:  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .



**Resposta da questão 8:**

[C]

$$K_e = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \frac{1 \times 0,2}{2} = 0,1$$

**Resposta da questão 9:**

[A]

**Primeira lacuna:** Se a concentração de  $\text{CO}_2$  diminui, o equilíbrio desloca-se no sentido de repor  $\text{CO}_2$ , conforme enuncia o princípio de Le Chatelier. Assim haverá uma diminuição na concentração de  $\text{H}^+$  aumentando a basicidade do sangue.

**Segunda lacuna:** Nesse caso, o aumento da concentração de  $\text{CO}_2$  provocará um deslocamento de equilíbrio no sentido de seu consumo, o que aumentará a produção de íons  $\text{H}^+$  aumentando a acidez do sangue.

**Terceira lacuna:** Se o pH do sangue situa-se entre 7,35 e 7,45, dizemos então que será levemente básico.

**Quarta lacuna:** Em situação de acidose, ocorre redução do pH sanguíneo aumentando sua acidez.

**Quinta lacuna:** Em situação de alcalose, ocorre aumento do pH sanguíneo aumentando sua basicidade.

**Resposta da questão 10:**

a)  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \text{Cs/Ca} = 4,74 + \log 0,50/0,50 = 4,74$

b)  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \text{Cs/Ca} = 4,74 + \log 0,51/0,49 = 4,74$

c)  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \text{Cs/Ca} = 4,74 + \log 0,49/0,51 = 4,72$

d) Com base nos cálculos, pode-se chegar à conclusão que toda solução considerada tampão, é aquela que resiste à variação no pH após sofrer adição de pequenas quantidades de ácidos ou bases fortes. No caso a concentração das substâncias adicionadas é bastante inferior à concentração inicial, tanto do ácido quanto do sal. Pode-se observar também que a variação no pH foi de apenas 0,02 unidades de pH.