

## Ácido-Base, pH e Sistemas Tampão

1. Calcule a concentração de íons  $H^+$  ( $[H^+]$ ) para cada uma das seguintes soluções:

a) plasma do sangue pH 7,4

$$a) \text{ pH} = 7,4$$

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

$$[H^+] = 10^{-7,4} \Rightarrow [H^+] = 3,98 * 10^{-8} \text{ M}$$

b) suco gástrico pH 1,8

$$[H^+] = 10^{-1,8} \Rightarrow [H^+] = 1,5 * 10^{-10} \text{ M}$$

2. Calcule o pH dos fluidos abaixo:

a) urina humana  $[H^+] = 6,3 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [H^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 6,3 * 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -(\log 6,3 - 7 * \log 10) \Rightarrow \text{pH} = -(0,8 - 7)$$

$$\text{pH} = 6,2$$

b) saliva  $[H^+] = 3,2 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

$$\text{pH} = -(0,5 - 7) \Rightarrow \text{pH} = 6,5$$

3. Comparar a acidez e a  $[H^+]$  das seguintes soluções:

a)  $[H^+] = 10^{-5} \text{ M} = 0,00001$

$$\text{pH} = -\log [10^{-5}]$$

$$\text{pH} = 5$$

b)  $[H^+] = 10^{-3} \text{ M} = 0,001$

$$\text{pH} = 3$$

As duas soluções são ácidas, sendo que a solução B tem um grau maior de acidez tendo uma diferença de 2 unidades. Quando olhamos para a concentração de  $H^+$ , podemos olhar que a solução b é 100x mais concentrada, mas mesmo assim isso foi suficiente para mudar apenas 2 pontos na acidez.

**4. O que é um sistema tampão? Quais os sistemas tampão mais utilizados pelos organismos vivos?**

Um sistema tampão é uma mistura formada por um ácido fraco e sua base conjugada ou por uma base fraca e seu ácido conjugado. Tal mistura tem a propriedade de manter o pH estável mesmo após a adição de pequenas quantidades de outros ácidos ou bases fortes. Ao se adicionar um ácido ou base forte, estes irão se dissociar completamente, porém o H<sup>+</sup> ou OH<sup>-</sup> será sequestrado pelas bases ou ácidos conjugados do tampão. Dessa forma o impacto da adição de ácido ou base forte será menor, gerando uma variação muito menor do que o esperado. Quando as bases ou ácidos conjugados ficarem saturados, a mistura sairá da zona de tamponamento, voltando a ter as variações esperadas.

Os principais tampões usados pelos organismos são os tampões bicarbonato, hemoglobina fosfato e proteínas.

**5. Sugira uma faixa apropriada de tamponamento para cada uma das seguintes substâncias:**

a) ácido láctico (pKa 3,86) e seu sal de sódio

Faixa de tamponamento entre pH 2,86 e 4,86

b) HEPES (pKa 7,55)

Faixa de tamponamento entre 6,55 e 8,55

**6. Defina o que é poder tamponante. Como os seguintes tampões diferem entre si em termos de seu poder tamponante:**

a) 0,01M Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> e 0,01M NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>

b) 1M Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> e 1M NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>

O poder tamponante pode ser definido como a quantidade de ácido ou base que pode ser adicionada à mistura antes que o tampão se sature e perca sua habilidade de resistir às mudanças de pH.

Essas são as formas dissociadas dos dois tampões apresentados

Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>

NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>

Na<sup>+</sup> + HPO<sub>4</sub><sup>-2</sup>

Na<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>

Olhando primeiramente para o conjugado, podemos perceber que Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> gera um conjugado que consegue sequestrar dois prótons, enquanto NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> consegue sequestrar apenas 1. Por isso, Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> parece ser um tampão mais eficiente.

Agora outra característica que pode impactar no poder tamponante, é a concentração adicionada deste tampão. Quanto maior a concentração, maior será o poder tamponante. Isso porque terão maiores quantidades de ácidos ou bases conjugadas disponíveis para interagir com os ácidos ou bases fracos, gerando maior eficiência de tamponamento. Logo 1M de tampão terá maior poder tamponante do que 0,01M.

7. Você deseja conduzir uma reação enzimática em pH 7,5. Um amigo sugere um ácido fraco com pKa igual a 3,9 para o tampão. Esse ácido e sua base conjugada darão um bom tampão? Por quê?

Não, pois a faixa de tamponamento de um ácido fraco com pKa igual a 3,9 será entre 2,9 e 4,9. Como nossa reação irá acontecer em 7,5, este tampão não irá servir. Um tampão ideal seria algum com pKa entre 7 e 8.

**8. Sabendo-se que o pKa do ácido acético é 4,8:**

a) Calcule o pH de uma mistura de concentração final de 0,1 M de ácido acético e 0,4 M de acetato de sódio.

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \left[ \frac{\text{base conjugada}}{\text{ácido conjugado}} \right]$$

$$\text{pH} = 4,8 + \log 4 \Rightarrow \text{pH} = 4,8 + 0,6 \Rightarrow \text{pH} = 5,4$$

b) Calcule a razão entre as concentrações de ácido acético e acetato quando o pH da solução é 8,3.

$$8,3 = 4,8 + \log \left[ \frac{\text{base conjugada}}{\text{ácido conjugado}} \right] \Rightarrow$$

$$\log \left[ \frac{\text{base conjugada}}{\text{ácido conjugado}} \right] = 8,3 - 4,8$$

$$\log \left[ \frac{\text{base conjugada}}{\text{ácido conjugado}} \right] = 3,5$$

$$\left[ \frac{\text{base conjugada}}{\text{ácido conjugado}} \right] = 10^{3,5}$$

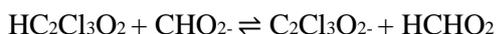
$$\left[ \frac{\text{base conjugada}}{\text{ácido conjugado}} \right] = 3172,3$$

9. O ácido fosfórico é um ácido triprótico, tendo pKas de 2,14; 6,86 e 12,4. Qual é a forma iônica predominante em pH 4,2? Escreva os equilíbrios químicos envolvidos.



Em pH 4,2 a forma predominante será  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$

10. Na reação abaixo indique quais são os ácidos e respectivas bases conjugadas segundo o conceito de Brønsted-Lowry. Considerando que a reação é favorecida no sentido da esquerda para a direita, identifique qual é o ácido mais forte.



Segundo o conceito de Brønsted-Lowry, ácido é toda a substância que doa prótons e base é toda a substância que recebe prótons. Levando em conta que a reação está sendo favorecida da esquerda para a direita, podemos dizer que o ácido é o  $\text{HC}_2\text{Cl}_3\text{O}_2$ , pois nessa reação ele é quem doa  $\text{H}^+$ .

**11. a) Qual o pH de soluções 0,1M dos ácidos fortes HCl e HNO<sub>3</sub>.**

b) Usar a equação Henderson-Hasselbach para calcular o grau de dissociação dos ácidos fracos  
a) H<sub>2</sub>S (K<sub>a</sub>=1x10<sup>-7</sup>) e b) ácido acético (K<sub>a</sub>=2x10<sup>-5</sup>) em soluções 0,1M. Qual o respectivo pH dessas soluções.

**12.** A concentração de ácido carbônico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) no plasma sanguíneo é igual a 0,00125 M. Calcular a concentração de bicarbonato (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>), sabendo que o pH do sistema é 7,4 e o pK<sub>a</sub> do ácido carbônico é 6,1.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log [\text{base conjugada}]/[\text{ácido conjugado}]$$

$$7,4 = 6,1 + \log [\text{base conjugada}/0,00125 \text{ M}] \Rightarrow 1,3 = \log [\text{base conjugada}/0,00125 \text{ M}]$$

$$10^{1,3} = \text{base conjugada}/0,00125 \text{ M}$$

$$\text{Base conjugada} = 0,02493 \text{ M}$$

Sugestão de questão

13. Distúrbios no pH sanguíneo podem gerar consequências metabólicas e gerar diversos sintomas. Em situações em que o pH fica abaixo de 7.4 (pH fisiológico), temos uma condição denominada acidose metabólica, que pode gerar sintomas como respiração ofegante, fadiga e vômitos. Já em situações em que o pH se encontra acima de 7.4, temos uma condição de alcalose metabólica com consequências como câibras, contrações musculares e formigamentos.

Foram coletadas amostras de sangue de 3 indivíduos e obtidos os valores da concentração de HO<sup>-</sup>. Determine o valor pH do sangue de cada um dos indivíduos e diga se ele se encontra em condição de normalidade metabólica, alcalose ou acidose.

$$\text{a) } [\text{HO}^-] = 3,16 \cdot 10^7 \text{ M}$$

Resolução

$$\text{pHO} = -\log 3,16 \cdot 10^7$$

$$\text{pHO} = -(\log 3,16 - 7 \cdot \log 10) \Rightarrow \text{pHO} = -(0,5 - 7) \Rightarrow \text{pHO} = 6,5$$

$$\text{pH} + \text{POH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 6,5 \Rightarrow \text{pH} = 7,5$$

Indivíduo em alcalose metabólica

$$\text{b) } [\text{HO}^-] = 2,5 \cdot 10^7 \text{ M}$$

$$\text{pHO} = -(\log 2,5 - 7 \cdot \log 10)$$

$$\text{pHO} = -(0,4 - 7) \Rightarrow \text{pHO} = 6,6$$

$$\text{pH} + \text{POH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 6,6 \Rightarrow \text{pH} = 7,4$$

Indivíduo com pH sanguíneo normal

c)  $[\text{HO}^-] = 1,25 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

$\text{pHO} = -(\log 1,25 - 7 \cdot \log 10)$

$\text{pHO} = -(0,1 - 7) \Rightarrow \text{pHO} = 6,9$

$\text{pH} + \text{POH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 6,9 \Rightarrow \text{pH} = 7,1$

Indivíduo em acidose metabólica