

Lista de exercícios pH e soluções-tampão (II)

GABARITO

1. Qual é o pH de uma solução que tem $[H^+]$ de:

a) $1,75 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

Resposta:

$$\text{pH} = -\log 1,75 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4,76$$

b) $6,5 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = 9,19$$

c) $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = 4$$

2. Qual é a concentração de H^+ de uma solução com pH de:

a) 3,82

Resposta:

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

$$3,82 = -\log[H^+]$$

ou

$$3,82 = \log 1/[H^+]$$

$$1/[H^+] = 10^{3,82}$$

$$1/[H^+] = 6606$$

$$[H^+] = 1,51 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

b) 11,11

Resposta:

$$[H^+] = 7,76 \times 10^{-12}$$

3. Calcule o pH de uma solução preparada pela diluição de 3 mL de HCl 2,5 mol/L até um volume final de 100 mL com água destilada.

Resposta:

Em 3 mL de solução de HCl 2,5 mol/L temos:

$$2,5 \text{ mol} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$x \text{ mol} \text{ — } 3 \text{ mL}$$

Ou seja, em 3 mL, existem 0,0075 mol de HCl.

Esta quantidade será diluída a 100 mL de água. Ou seja, após a diluição, a nova concentração molar (mol/L) será:

$$0,0075 \text{ mol de HCl} \text{ — } 100 \text{ mL}$$

$$X \text{ mol} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$X = 0,075 \text{ mol/L}$$

Como o HCl é um ácido forte e se dissocia 100 % em água, podemos considerar que a $[H^+]$ será também igual à 0,075 mol/L.

Por isso, é só aplicar na equação do pH:

$$\text{pH} = -\log 0,075$$

$$\text{pH} = 1,12$$

4. Qual das soluções aquosas seguintes tem o menor pH:

- a) 0,1 mol/l de HCl (ácido forte)
- b) 0,1 mol/L de ácido acético ($\text{pK}_a = 4,76$, $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)
- c) 0,1 mol/L de ácido fórmico ($\text{pK}_a = 3,75$, $K_a = 1,8 \times 10^{-4}$)

Resposta:

Os valores de pH das soluções são:

a) HCl – ácido forte, ou seja, a concentração de $[\text{H}^+]$ é igual à concentração do ácido. Então:

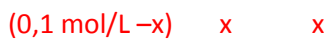
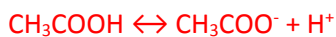
$$\text{pH} = -\log 0,1$$

$$\text{pH} = 1$$

b) Ácido acético é um ácido fraco. Para calcular o pH da solução, precisamos utilizar a equação do K_a :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Considerando que após ser atingido o equilíbrio as concentrações destas espécies possam ser escritas como:



Como a concentração do ácido (0,1 mol/l) é muito maior do que sua dissociação, podemos desconsiderar a diminuição desta concentração em função de x. Ou seja, substituindo na equação do K_a :

$$K_a = x \cdot x / 0,1 \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = x^2 / 0,1 \rightarrow x^2 = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 \rightarrow x = 0,0013$$

$$x = [\text{H}^+] = 0,0013 \text{ mol/L}$$

Aplicando na fórmula do pH:

$$\text{pH} = -\log 0,0013$$

$$\text{pH} = -\log 0,0013 \rightarrow \text{pH} = 2,87$$

c) O ácido fórmico também é um ácido fraco. Basta aplicar o mesmo raciocínio do exercício anterior (letra b), utilizando o valor de K_a para o ácido fórmico.

$$\text{pH} = 1,88$$

Ou seja, levando em consideração todos estes cálculos, a solução de HCl 0,1 mol/L teria menor pH.

5. Qual é o ácido e qual é a base conjugada em cada um dos pares abaixo:

- a) RCOOH (ácido); RCOO^- (Base conjugada)
- b) H_2PO_4^- (Base conjugada); H_3PO_4 (ácido)
- c) RNH_2 (Base conjugada); RNH_3^+ (ácido)
- d) H_2CO_3 (ácido); HCO_3^- (Base conjugada)

6. O ácido fosfórico (H_3PO_4) é um ácido triprótico e possui três valores de pK_a ($\text{pK}_{a1} = 2,14$; $\text{pK}_{a2} = 6,86$; $\text{pK}_{a3} = 12,4$). Qual é a razão molar de HPO_4^{2-} e H_2PO_4^- que produziria um a solução de $\text{pH } 7,0$? Dica: somente um dos valores de pK_a é relevante.

Resposta: Em $\text{pH } 7,0$ todas as moléculas do ácido fosfórico estarão na forma de HPO_4^{2-} e H_2PO_4^- , o que corresponde à segunda dissociação deste ácido, ou seja, devemos utilizar o $\text{pK}_{a2} = 6,86$.

Utilizaremos a equação de Henderson-Hasselbach:

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

Substituindo:

$$7,0 = 6,86 + \log [\text{HPO}_4^{2-}]/[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$$

$$7,0 - 6,86 = \log [\text{HPO}_4^{2-}]/[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$$

$$\log [\text{HPO}_4^{2-}]/[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,14$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}]/[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 10^{0,14}$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}]/[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = \mathbf{1,38}$$

7. Uma determinada reação produz $0,01 \text{ mol/L}$ de H^+ . Calcular o pH final quando esta reação se processa em 1 litro de:

- a) H_2O

Resposta: Neste caso, a concentração de $[\text{H}^+]$ da solução será de $0,01 \text{ mol/L}$ e o pH da solução será:

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

$$\text{pH} = -\log 0,01$$

$$\mathbf{\text{pH} = 2}$$

- b) Uma solução $0,11 \text{ mol/L}$ de histidina com $\text{pH } 7,04$ (pK_a da histidina $6,04$).

Resposta: Primeiramente precisamos calcular as concentrações do ácido e da base conjugada da histidina em $\text{pH } 7,04$. Em $\text{pH} = 7,04$ a razão entre a concentração do ácido e da base conjugada da histidina é:

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

$$7,04 = 6,04 = \log [\text{base conjugada}]/[\text{ácido}]$$

$$[\text{base conjugada}]/[\text{ácido}] = 10^1$$

Ou seja, neste pH , temos que:

$$\mathbf{1) [\text{base conjugada}] = 10[\text{ácido}]}$$

Como também sabemos que:

$$\mathbf{2) [\text{base conjugada}] + [\text{ácido}] = 0,11 \text{ mol/L}} \text{ (que é a concentração do tampão dada no enunciado)}$$

Substituindo o termo $[\text{base conjugada}]$ por $10[\text{ácido}]$ da equação 1 na equação 2:

$$10[\text{ácido}] + [\text{ácido}] = 0,11 \text{ mol/L}$$

$$11[\text{ácido}] = 0,11$$

$$[\text{ácido}] = 0,11/11$$

$$[\text{ácido}] = 0,01 \text{ mol/L}$$

Consequentemente, a $[\text{base conjugada}] = 0,1 \text{ mol/L}$.

Agora, precisamos calcular quais seriam as novas concentrações destas espécies após a adição de H^+ ($0,01 \text{ mol/L}$). O H^+ irá reagir com a base conjugada, formando o ácido não dissociado. Ou seja, neste caso, a base conjugada será consumida (sua concentração irá diminuir em $0,01 \text{ mol/L}$) e o ácido irá aumentar sua concentração (em $0,01 \text{ mol/L}$):

$$[\text{base conjugada}] = 0,1 - 0,01 = 0,09 \text{ mol/L}$$

$$[\text{ácido}] = 0,01 + 0,01 = 0,02 \text{ mol/L}$$

Para finalizar é só utilizar estas novas concentrações para calcular o pH da solução, utilizando a equação de Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log [\text{base conjugada}]/[\text{ácido}]$$

$$\text{pH} = 6,04 + \log 0,09/0,02$$

$$\text{pH} = 6,04 + \log 4,5$$

$$\text{pH} = \mathbf{6,69}$$

Ou seja, neste caso, o pH iria diminuir de 7,04 para 6,69.

8. Temos uma solução tampão formada por Ácido acético $0,10 \text{ M}$ e Acetato de sódio $0,10 \text{ M}$. Dado: $\text{pKa} = 4,76$

- a) Calcule o pH desta solução.

Resposta:

Neste caso, temos soluções equimolares de um ácido fraco (ácido acético) e um sal deste ácido fraco (acetato de sódio). O acetato de sódio se dissocia totalmente em água formando o ânion acetato, que é a base conjugada do ácido acético.

Ou seja, para calcular o pH, basta aplicar na equação de Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log [\text{base conjugada}]/[\text{ácido}]$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log 0,1/0,1$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log 1$$

$$\text{pH} = 4,76 + 0$$

$$\text{pH} = \mathbf{4,76}$$

- b) Calcule o pH da solução quando a 1 litro dela se adiciona 1 ml de $\text{NaOH } 5 \text{ mol/L}$.

Em 1 mL de NaOH temos:

$$5 \text{ mols} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$X \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mL}$$

$$X = 0,005 \text{ mol de NaOH em } 1 \text{ mL}$$

A adição de $\text{NaOH } (\text{OH}^-)$ na solução consome H^+ do meio, sendo que o ácido acético irá se dissociar para repor estes prótons (H^+). Ao se dissociar, o ácido acético forma acetato + H^+ . Ou seja, neste caso, após a adição de NaOH ao meio, a concentração do ácido acético irá diminuir em $0,005 \text{ mol/L}$ e a concentração do acetato irá aumentar em $0,005 \text{ mol/L}$:

$$[\text{ácido acético}] = 0,1 - 0,005 = 0,095 \text{ mol/L}$$

$$[\text{base conjugada}] = 0,1 + 0,005 = 0,105$$

Calculando o novo pH da solução:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log [\text{acetato}]/[\text{ácido acético}]$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log 0,105/0,095$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log 1,1$$

$$\text{pH} = 4,76 + 0$$

$$\text{pH} = 4,8$$

c) Calcule o pH da solução quando a 1 litro dela se adiciona 1 mL de HCl 5 mol/L .

Em 1 mL de HCl temos:

$$5 \text{ mols} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$X \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mL}$$

$$X = 0,005 \text{ mol de HCl em 1 mL}$$

A adição de HCl na solução libera H^+ no meio. O H^+ irá reagir com a base conjugada (acetato), formando o ácido não dissociado (ácido acético). Ou seja, neste caso, a base conjugada será consumida (sua concentração irá diminuir em 0,005 mol/L) e o ácido irá aumentar sua concentração (em 0,005 mol/L):

$$[\text{acetato}] = 0,1 - 0,005 = 0,095 \text{ mol/L}$$

$$[\text{ácido acético}] = 0,1 + 0,005 = 0,105 \text{ mol/L}$$

Calculando o novo pH da solução:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log [\text{acetato}]/[\text{ácido acético}]$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log 0,095/0,105$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log 0,9$$

$$\text{pH} = 4,71$$

9. Deseja-se preparar uma solução-tampão para ser utilizada em experiências com uma enzima que tem atividade máxima constante de pH 4,2 a 6,0. Dispõe-se das seguintes soluções de mesma molaridade: HCl, NaOH, Cloreto de amônio ($\text{pK}_a = 9,3$), ácido fórmico ($\text{pK}_a = 3,7$), ácido láctico ($\text{pK}_a = 3,9$), ácido propiônico ($\text{pK}_a = 4,8$) e ácido fosfórico ($\text{pK}_{a1} = 2,14$; $\text{pK}_{a2} = 6,86$; $\text{pK}_{a3} = 12,4$).

a) Qual seria o melhor tampão para este experimento?

Resposta: Ácido propiônico, pois sua faixa de tamponamento vai de 3,8 a 5,8, o que engloba quase que totalmente a faixa de pH onde a enzima tem atividade máxima.