



Solução Tampão

DEFINIÇÃO

Solução tampão ou solução tamponada é aquela que, ao adicionarmos uma pequena quantidade de ácido ou base, mesmo que fortes, mantém o seu pH praticamente invariável.

CONSTITUIÇÃO

Solução tampão é usada sempre que se necessita de um meio com pH praticamente constante e preparada dissolvendo-se em água:

- um ácido fraco e um sal derivado deste ácido;
- uma base fraca e um sal derivado desta base.

CÁLCULO DO pH DE UMA SOLUÇÃO TAMPÃO

Solução tampão constituída por um ácido fraco (HA) e um sal (CA) derivado deste ácido.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{SAL}]}{[\text{ÁCIDO}]}$$

Solução tampão constituída por um base fraca (COH) e um sal (CA) derivado desta base.

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_b + \log \frac{[\text{SAL}]}{[\text{BASE}]}$$

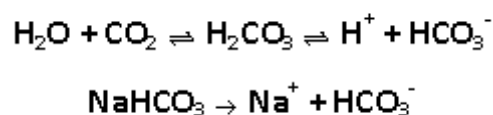
APLICAÇÕES

MEDICAMENTOS

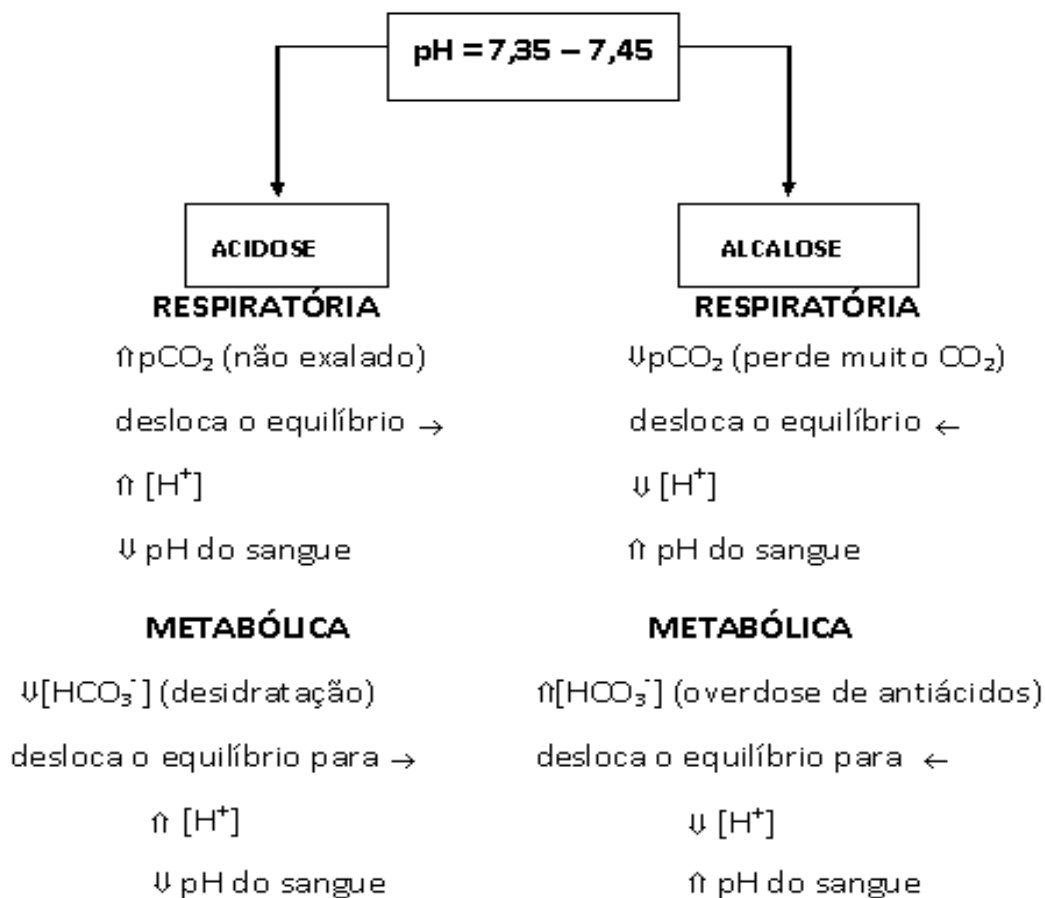


Muitos medicamentos apresentam seus principais agentes ativos constituídos de substâncias ácidas, como é o caso dos analgésicos. Dessa forma, ao passo em que o analgésico alivia a dor, em contrapartida pode gerar uma forte acidez estomacal (azia). Para evitar esse problema diversos medicamentos são produzidos hoje de forma tamponada, ou seja, o próprio medicamento combate os seus efeitos colaterais.

ACIDOSE E ALCALOSE SANGUÍNEA: TAMPÃO $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$



Responsável pela manutenção do pH do sangue:



EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

01 (MACKENZIE-SP) Assinale o sistema que funciona como solução tampão.

- a) Hidróxido de sódio e ácido clorídrico.
- b) Cloreto de sódio e ácido clorídrico.
- c) Acetato de sódio e ácido acético.
- d) Bicarbonato de sódio e carbonato de sódio.
- e) Cianeto de sódio e carbonato de sódio.

02 (UFPA-PA) A adição de uma pequena quantidade de ácido ou base produzirá uma variação desprezível no pH da solução de:

- a) NH_4Cl
- b) $\text{NH}_4\text{Cl}/\text{NaOH}$
- c) $\text{NH}_4\text{Cl}/\text{HCl}$
- d) $\text{NH}_4\text{Cl}/\text{NaCl}$
- e) $\text{NH}_4\text{Cl}/\text{NH}_4\text{OH}$

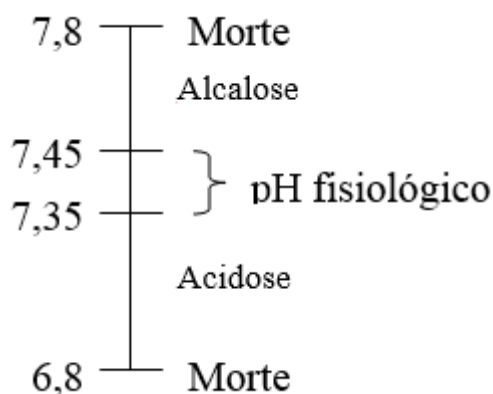
03 (FESP-PE) Considere as substâncias abaixo:

- I. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- II. CH_3COONa
- III. NH_4OH
- IV. H_2CO_3
- V. CH_3COOH

As duas substâncias que você usaria para convenientemente preparar uma solução tampão seriam:

- a) I e II.
- b) II e III.
- c) II e V.
- d) I e V.
- e) IV e V.

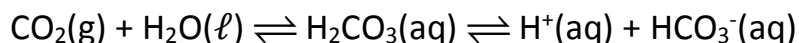
04 (PUCCAMP-SP) No plasma sanguíneo há um sistema tampão que contribui para manter seu pH dentro do estreito intervalo 7,35 a 7,45. Valores de pH fora desse intervalo ocasionam perturbações fisiológicas:



Entre os sistemas químicos abaixo qual representa um desses tampões?

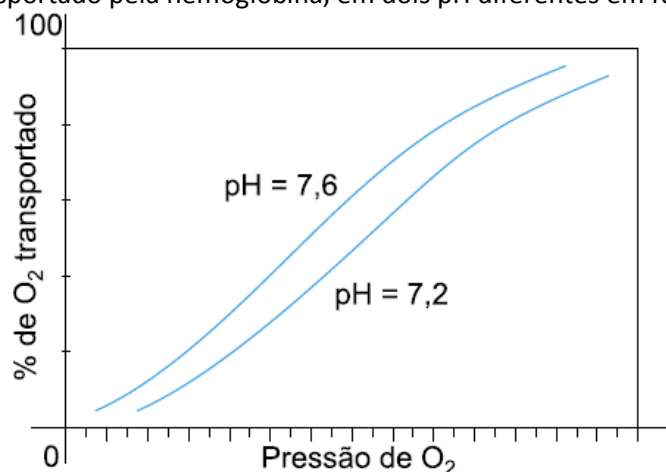
- a) $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$
- b) H^+/OH^-
- c) HCl/Cl^-
- d) NH_3/OH^-
- e) glicose/frutose

05 (UFSCar-SP) A acidose metabólica é causada pela liberação excessiva, na corrente sanguínea, de ácido láctico e de outras substâncias ácidas resultantes do metabolismo. Considere a equação envolvida no equilíbrio ácido-base do sangue e responda ao que se pede.



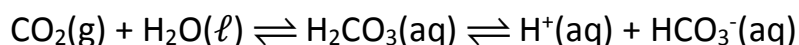
- a) Explique de que forma o aumento da taxa de respiração, quando se praticam exercícios físicos, contribui para a redução da acidez metabólica.
- b) O uso de diuréticos em excesso pode elevar o pH do sangue, causando uma alcalose metabólica. Explique de que forma um diurético perturba o equilíbrio ácido-base do sangue.

06 (UNICAMP-SP) Alcalose e acidose são dois distúrbios fisiológicos caracterizados por alterações do pH no sangue: a alcalose corresponde a um aumento, enquanto a acidose corresponde a uma diminuição do pH. Essas alterações de pH afetam a eficiência do transporte de oxigênio pelo organismo humano. O gráfico esquemático a seguir mostra a porcentagem de oxigênio transportado pela hemoglobina, em dois pH diferentes em função da pressão do O_2 .



- a) Em qual dos dois pH há maior eficiência no transporte de oxigênio pelo organismo? Justifique.
- b) Em casos clínicos extremos pode-se ministrar solução aquosa de NH_4Cl para controlar o pH do sangue. Em qual destes distúrbios (alcalose ou acidose) pode ser aplicado esse recurso? Explique.

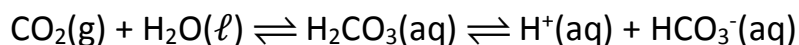
07 (UFPE-PE) O pH do sangue humano é mantido entre 7,35 e 7,45 por diversos sistemas tampão associados, sendo o principal deles o sistema ácido carbônico (H_2CO_3) - hidrogeno carbonato (HCO_3^-):



Sabendo-se que exalamos CO_2 através da respiração e que HCO_3^- é excretado na urina, de que maneira os equilíbrios acima se deslocariam para prevenir que o uso intenso de diuréticos e a condição conhecida por hiperventilação (respiração anormalmente rápida e profunda) afetem o pH do sangue?

- () Se deslocariam para a esquerda em ambos os casos.
- () Se deslocariam para a direita em ambos os casos.
- () Não se deslocariam porque se trata de um sistema tampão, capaz de manter o pH constante.
- () Se deslocariam para a esquerda no caso de hiperventilação
- () Se deslocariam para a direita no caso do uso intenso de diuréticos

08 (UFRS-RS) Um dos fatores que pode modificar o pH do sangue é o ritmo respiratório. Este fato está relacionado ao equilíbrio descrito na equação abaixo.



Sobre este fato são feitas as seguintes afirmações.

I- Pessoas com ansiedade respiram em excesso e causam diminuição da quantidade de CO_2 no sangue aumentando o seu pH.

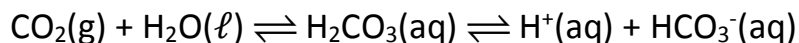
II- Indivíduos com insuficiência respiratória aumentam a quantidade de CO_2 no sangue, diminuindo seu pH.

III- Pessoas com respiração acelerada deslocam o equilíbrio da reação no sentido direto.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas I e II.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

09 (UNIFESP-SP) O pH do plasma sanguíneo, em condições normais, varia de 7,35 a 7,45 e é mantido nesta faixa principalmente devido à ação tamponante do sistema $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$, cujo equilíbrio pode ser representado por:



determinadas circunstâncias, o pH do plasma pode sair dessa faixa. Nas circunstâncias:

- I. histeria, ansiedade ou choro prolongado, que provocam respiração rápida e profunda (hiperventilação);
- II. confinamento de um indivíduo em um espaço pequeno e fechado;
- III. administração endovenosa de uma solução de bicarbonato de sódio,

a situação que melhor representa o que ocorre com o pH do plasma, em relação à faixa normal, é:

	I	II	III
a)	diminui	diminui	diminui
b)	diminui	aumenta	aumenta
c)	diminui	aumenta	diminui
d)	aumenta	diminui	aumenta
e)	aumenta	aumenta	diminui

10 (PUC-PR) Em um recipiente adequado são misturados 100 cm^3 de solução aquosa de ácido acético 0,1 M e 100 cm^3 de solução aquosa de acetato de sódio 0,1 M. Sobre o sistema resultante são feitas as afirmações abaixo. Assinale a correta.

- a) A ionização do ácido não é afetado pelo acetato de sódio.
- b) O acetato de sódio presente no sistema favorece a ionização do ácido acético.
- c) A adição de $0,1 \text{ cm}^3$ de solução aquosa de NaOH 0,1 M não deve ocasionar variação significativa de pH no sistema.
- d) A adição de $0,1 \text{ cm}^3$ de solução aquosa de HCl 0,1M vai ocasionar uma variação significativa de pH no sistema.
- e) O pH do sistema independe da quantidade de acetato de sódio presente.

11 (FEI-SP) Dadas as substâncias NaCl, H₂O, NH₄Cl, Na₂SO₄, CH₃COONa, KBr, KOH, NH₃, NaOH, HBr, HCl, H₂SO₄ e CH₃COOH, indique com quais dessas substâncias formar:

- a) Uma solução-tampão de pH ácido
- b) Uma solução-tampão de pH básico.

12 (UFMG-MG) Considere duas soluções aquosas diluídas, I e II, ambas de pH = 5,0. A solução I é um tampão e a solução II não.

- I. Um béquer contém 100 mL da solução I e um segundo béquer contém 100 mL da solução.
- II. A cada uma dessas soluções, adicionam-se 10 mL de NaOH aquosa concentrado.

Assinale a alternativa que apresenta corretamente as variações de pH das soluções I e II, após a adição de NaOH (aq).

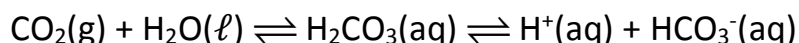
- a) O pH de ambas irá diminuir e o pH de I será maior do que o de II.
- b) O pH de ambas irá aumentar e o pH de I será igual ao de II.
- c) O pH de ambas irá diminuir e o pH de I será igual ao de II.
- d) O pH de ambas irá aumentar e o pH de I será menor do que o de II.

13 (UNIRIO-RJ) Indique a opção onde são apresentadas as substâncias que podem compor uma solução tampão ácida.

- a) HNO₃ e NaNO₃
- b) HI e KI
- c) HCOOH e HCOO⁻ Na⁺
- d) NH₄OH e NH₄NO₂
- e) H₃PO₄ e Al(NO₃)₃

14 (UFSCar-SP) O pH do sangue humano de um indivíduo saudável situa-se na faixa de 7,35 a 7,45.

Para manter essa faixa de pH, o organismo utiliza vários tampões, sendo que o principal tampão do plasma sanguíneo consiste de ácido carbônico e íon bicarbonato. A concentração de íons bicarbonato é aproximadamente vinte vezes maior que a concentração de ácido carbônico, com a maior parte do ácido na forma de CO dissolvido. O equilíbrio químico desse tampão pode ser representado pela equação:



Analise as afirmações seguintes.

- I. Quando uma pequena quantidade de base entra em contato com uma solução-tampão, os íons hidróxido reagem com o ácido do tampão, não alterando praticamente o pH dessa solução.
- II. Quando a concentração de íons bicarbonato no sangue aumenta, o pH também aumenta.
- III. Quando a concentração de CO₂ no sangue aumenta, o pH diminui.

São corretas as afirmações:

- a) I, apenas.
- b) II, apenas.
- c) III, apenas.
- d) I e II, apenas.
- e) I, II e III.

15 (UNIRIO-RJ) Uma solução-tampão é preparada a partir de 6,4g de NH₄NO₃ e 0,10L de solução aquosa 0,080mol/L de NH₄OH. Sendo assim, determine:

Dados: (H=1; N=14; O=16)

- a) o pH desta solução;
- b) o pH após adição de 700ml de água destilada à solução-tampão, justificando com os cálculos.

Dados: K_b = 1,8 · 10⁻⁵

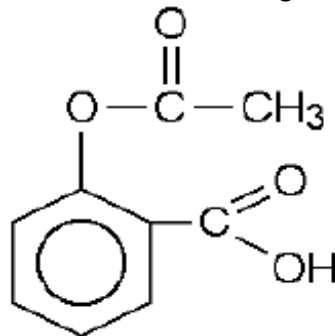
16 Qual é o pH de um tampão de 0,12 mol/L de ácido láctico ($\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$) e 0,10 mol/L de lactato de sódio ($\text{NaC}_3\text{H}_5\text{O}_3$)? Dado: Para o ácido láctico $K_a = 1,4 \times 10^{-4}$.

17 Uma solução aquosa foi preparada em um balão volumétrico de capacidade igual a 1 L, adicionando-se uma massa correspondente a 0,05 mol de dihidrogenofosfato de potássio (KH_2PO_4) sólido a 300 mL de uma solução aquosa de hidróxido de potássio (KOH) 0,1 mol L⁻¹ e completando-se o volume do balão com água destilada.

Dado eventualmente necessário: $\text{p}K_a = -\log K_a = 7,2$, em que K_a = constante de dissociação do H_2PO_4^- em água a 25 °C.

- Escreva a equação química referente à reação que ocorre no balão quando da adição do KH_2PO_4 à solução de KOH.
- Determine o pH da solução aquosa preparada, mostrando os cálculos realizados.
- O que ocorre com o pH da solução preparada (Aumenta? Diminui? Não altera?) quando a 100 mL desta solução for adicionado 1 mL de solução aquosa de HCl 0,1 mol L⁻¹? Justifique sua resposta.
- O que ocorre com o pH da solução preparada (Aumenta? Diminui? Não altera?) quando a 100 mL desta solução for adicionado 1 mL de solução aquosa de KOH 0,1 mol L⁻¹? Justifique sua resposta.

18 (UFG-GO) O ácido acetilsalicílico (AAS) é um ácido fraco com a seguinte fórmula estrutural plana:



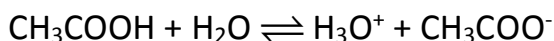
O AAS é absorvido pelo organismo em sua forma iônica. Essa absorção é dificultada pelo pH do estômago. Os melhores medicamentos que contêm AAS são aqueles conhecidos como "tamponados", ou seja, a eles são adicionadas substâncias, como o carbonato de magnésio, que alteram o pH.

- Explique por que a absorção do AAS é dificultada pelo pH do estômago. Justifique utilizando equações químicas.
- Explique por que o termo "tamponado" não está adequadamente utilizado para descrever o medicamento em questão.

19 (UFU-MG) Para uma solução estoque preparada por meio da diluição de 0,10 mol de um ácido fraco HA em um litro de água, a experiência mostrou que o ácido está 1 % dissociado, a 25 °C. Uma porção de 100,0 mL desta solução estoque foi transferida para um béquer e, a seguir, foi adicionada uma certa quantidade de cristais do sal solúvel em água, NaA. Sabendo-se que Na é átomo de sódio e que A é a representação genérica do ânion de um ácido fraco, faça o que se pede.

- Escreva a constante de dissociação do ácido HA.
- Comparando a solução estoque com a solução após a adição do sal, a concentração dos íons H_3O^+ aumentou, diminuiu ou permaneceu constante? Justifique sua resposta.
- No béquer, após a adição dos cristais de NaA, foi formada uma solução-tampão. Dê uma definição para essa solução-tampão e as equações principais dos equilíbrios químicos existentes no béquer.

20 (UFF-RJ) 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 CH_3COONa 0,50 mol/L e CH_3COOH 0,5 mol/L.

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

- o pH da solução;
- o pH da solução resultante após adição de pequena quantidade de solução de NaOH 0,010 M;
- o pH da solução resultante após adição de pequena quantidade de solução de 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.

21 (UDESC-SC) Dosagens das atividades de enzimas séricas são corriqueiras em um laboratório bioquímico e fornecem informações importantes sobre o estado de saúde dos animais. As enzimas séricas devem trabalhar em ambiente tamponado.

a) Defina o que é uma solução tampão. Dê um exemplo de solução tampão.

b) Calcule o pH de uma solução cuja concentração hidrogeniônica é de $4,16 \cdot 10^{-10}$ mol/L (mantissa de 4,16 = 0,61 ou $\log 4,16 = 0,61$).

22 (FESP-PE) O pH de um tampão, preparado misturando-se 0,1 mol de ácido láctico e 0,1 mol de lactato de sódio, em litro de solução é (dados: $K_A = 1,38 \cdot 10^{-4}$; $\log 1,38 = 0,14$):

a) 3,86

b) 3,76

c) 5,86

d) 6,86

e) 4,86

23 (UFPB-PB) Soluções tampão são sistemas químicos muito importantes na Medicina e Biologia visto que muitos fluidos biológicos necessitam de um pH adequado para que as reações químicas aconteçam apropriadamente. O plasma sanguíneo é um exemplo de um meio tamponado que resiste a variações bruscas de pH quando se adicionam pequenas quantidades de ácidos ou bases. Se a uma solução 0,01 mol.L⁻¹ de ácido nitroso (HNO₂; $K_a = 5 \times 10^{-4}$) adicionado igual volume de nitrito de sódio (NaNO₂) também 0,01 mol.L⁻¹, determine:

a) o pH da solução do ácido.

b) o pH da solução tampão resultante depois da adição do sal à solução do ácido.

(Dado: $\log 5 = 0,7$)

24 (UFES-ES) O pH de uma solução que contém 2,7g de ácido cianídrico ($K_a = 7,0 \cdot 10^{-10}$) e 0,65g de cianeto de potássio por litro é: (Dado: $\log 7 = 0,85$)

a) 9,15

b) 4,85

c) 8,15

d) 3,85

e) 10,15

25 Calcular o pH de uma solução tampão formada por ácido acético 0,01M e acetato de sódio 0,01M. Dado: $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$ e $\log 2 = 0,3$

26 Calcular o pH de uma solução tampão formada por hidróxido de amônio 0,1M e cloreto de amônio 0,02M. Dado: $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$ e $\log 2 = 0,3$

27 Uma solução tampão contém 0,1 mol/L de ácido acético e 0,1 mol/L de acetato de sódio. Sabendo que a constante de ionização do ácido é igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, determine o pH da solução. ($\log 1,8 = 0,26$)

28 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 tripsina pela enzima quimotripsina, 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 (CH_3COOH) $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ com 0,50 L de hidróxido de sódio (NaOH) $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

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

a) Determine o pH da solução-tampão.

b) Determine o pH da solução-tampão após a adição de 0,01 mol de NaOH em 1,00 L da solução preparada.

Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

29 (UPE-PE) Preparou-se um tampão misturando-se “X” mL de uma solução de ácido acético 0,40M com “Y” mL de uma solução de acetato de sódio 0,8M. Os volumes em mL das soluções que devem ser misturadas para se obter 500,0mL de um tampão de $\text{pOH} = 8,96$, são respectivamente:

$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$; $\log 2 = 0,30$; $\log 1,8 = 0,26$.

a) 200,00 e 300,00

b) 400,00 e 100,00

c) 250,00 e 250,00

d) 300,00 e 200,00

e) 100,00 e 400,00

30 (UPE-PE) Adiciona-se 0,01 mol de NaOH(s) a um litro de um tampão HA/A^- , contendo 0,31 mol de HA e 0,59 mol de A^- . O pH da solução resultante será:

Dados: $K_a = 10^{-4}$ $\log 2 = 0,30$

a) 3,70.

b) 4,30.

c) 4,28.

d) 0,02.

e) 2,00.

31 (UNIMONTES-MG) Um litro de solução tampão contém 0,2 mol/L de acetato de sódio e 0,2 mol/L de ácido acético. Ao acrescentar hidróxido de sódio, o pH da solução alterou-se para 4,94. Considerando que o pK_a do ácido acético é de 4,76 a 25°C , a mudança no pH da solução tampão é de, aproximadamente,

a) 1,94.

b) 0,20.

c) 0,18.

d) 1,76.

32 (UNIFOR-CE) Para preparar uma determinada solução, foram misturados 2,0 mols de CH_3COOH e 1,0 mol de NaOH , completando-se o volume com água, até 1,0 L. Ao final do processo, espera-se que a solução resultante

I. possua propriedade tamponante.

II. mude para azul a cor do papel tornassol vermelho.

III. tenha caráter ácido.

Está correto o que se afirma SOMENTE em

a) I.

b) II.

c) III.

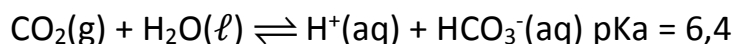
d) I e II.

e) I e III.

33 (UESPI-PI) Uma solução tampão é obtida pela mistura de ácidos fracos e de suas bases conjugadas. Esta solução apresenta a propriedade de resistir às variações de pH, quando a ela, são adicionados pequenas quantidades de ácidos ou bases. Em um tampão contendo: ácido acético 0,50 M ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) e acetato de sódio 0,50 M ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$), qual será a concentração de íons $[\text{H}^+]$?

- a) $0,5 \times 10^{-5}$ M
- b) $0,9 \times 10^{-5}$ M
- c) $1,4 \times 10^{-5}$ M
- d) $1,8 \times 10^{-5}$ M
- e) $2,2 \times 10^{-5}$ M

34 (UPE-PE) Um dos sistemas tamponantes do sangue pode ser representado pela equação abaixo:



É conhecido que os fluidos constituintes dos processos metabólicos do corpo humano são tamponados. O sangue é tamponado com um pH em torno de 7,4. Em relação ao sistema tampão acima, é CORRETO afirmar que

- a) quando a respiração se torna lenta, ocorre o acúmulo de dióxido de carbono no sangue, e, conseqüentemente, o pH aumenta para valores superiores a 7,4.
- b) quando a respiração se torna acelerada pela prática de exercícios físicos, exala-se muito dióxido de carbono, e, em consequência, há aumento de pH sanguíneo.
- c) quando o valor de pH do sangue for igual a 6,4, a concentração em mol/L de $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ é 10 vezes maior que a do dióxido de carbono dissolvido.
- d) quando a concentração do $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ for 100 vezes maior que a do dióxido de carbono dissolvido, o pH do sangue diminuirá para 6,4.
- e) em caso de pneumonia em que o paciente respira com muita dificuldade, espera-se como consequência uma subida abrupta do pH sanguíneo.

35 (UEM-PR) Qual é o pH aproximado de uma solução obtida através da mistura de 100 mL de uma solução aquosa de HCN 1×10^{-2} mol. L^{-1} com 100 mL de uma solução aquosa de KCN 5×10^{-2} mol. L^{-1} , sabendo-se que o K_a do HCN é $4,9 \times 10^{-10}$ ($\text{p}K_a = 9,31$)? (Dados: $\log 5 = 0,7$)

- a) pH = 2
- b) pH = 12
- c) pH = 10
- d) pH = 7
- e) pH = 4

36 (UNIFOR-CE) Considere um litro de solução aquosa 0,10 mol/L de ácido acético (CH_3COOH). Para obter-se uma solução-tampão (aquela cujo pH não se altera pela adição de ácidos ou bases), pode-se misturar essa solução com um litro de solução aquosa 0,10 mol/L de

- a) ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- b) hidróxido de sódio (NaOH).
- c) cloreto de sódio (NaCl).
- d) amônia (NH_3).
- e) acetato de sódio (CH_3COONa).

37 (UESPI-PI) O pH da urina varia entre 4,5 e 8,0, e isto acontece devido à capacidade tamponante dos rins. Um dos tampões mais importantes nesse processo é o fosfato.



Com base na equação acima, supondo que uma amostra de urina coletada tenha indicado pH=7,8, a relação será:

$[\text{HPO}_4^{2-}]/[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$

- a) 0,01
- b) 0,1
- c) 1,0
- d) 10,0
- e) 100,0

38 (UESPI-PI) Soluções tampão são soluções que atenuam a variação dos valores de pH (ácido ou básico), mesmo com adição de pequenas quantidades de ácidos ou bases. Nosso organismo apresenta uma série de sistemas tampões. Um dos tampões mais importantes é o do sangue, que permite a manutenção das trocas gasosas e das proteínas. Se quisermos preparar um tampão de pH=9,00, quantos moles de NH_4Cl devem ser adicionados a 2,0L de solução de NH_3 0,10M? (Dados: Constante de dissociação do NH_3 ($K_b=1,8 \times 10^{-5}$))

- a) 0,09 mol
- b) 0,18 mol
- c) 0,36 mol
- d) 0,72 mol
- e) 1,00 mol

39 (UNIFOR-CE) Uma mistura de ácido láctico, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$ e lactato de sódio $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COONa}$, em solução aquosa funciona como uma solução-tampão, ou seja, praticamente não muda seu pH pela adição de H^+ ou OH^- . Uma solução contendo 0,12 mol/L de ácido láctico e 0,12 mol/L de lactato de sódio. (Dado: $K_a = 1,0 \times 10^{-4}$ = constante de ionização do ácido. Negligenciando a quantidade de ácido que ioniza, o valor do pH será igual a :

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5
- e) 6

40 (UEPB-PB) O sangue possui diversos sistemas tampão, pois variações do pH podem produzir rompimento significativo da estabilidade das membranas celulares, da estrutura das proteínas e da atividade enzimática. Em casos de pH sanguíneo abaixo de 6,8 e acima de 7,8 ocorre o óbito.

De acordo com a equação de Henderson-Hassel Bach e sabendo que o principal sistema que promove o equilíbrio no sangue é o tampão ácido carbônico - carbonato ácido (bicarbonato), quais seriam as relações existentes entre bicarbonato/ácido carbônico que ocorreriam nos casos extremados (pH= 6,8 e pH=7,8)?

Dados: considere o pH do sangue igual a 7,4, o pK do ácido carbônico igual a 6,4 e $\log(2,51) = 0,4$.

- a) 7,49 e 12,51.
- b) 0,4 e 1,4.
- c) 2,51 e 25,1.
- d) 6,8 e 7,8.
- e) 2,51 e 12,51.

41 (UFG-GO) Um fator importante a ser controlado em uma piscina é o pH da água. Para evitar mudanças bruscas nesse valor, utiliza-se um sistema “tampão”. Qual o par adequado para a preparação de uma solução tampão?

- a) Al_2SO_4 e Al_2Cl_6
- b) Al_2Cl_6 e $\text{Al}(\text{OH})_3$
- c) Na_2CO_3 e NaHCO_3
- d) Na_2CO_3 e $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
- e) Al_2Cl_6 e NaHCO_3

42 (UEPB-PB) Qual deve ser a relação entre a concentração do ácido fluorídrico e a do íon fluoreto, na preparação de uma solução tampão de potencial hidrogeniônico igual a 4? $K_a = 8 \times 10^{-3}$

- a) 1/20
- b) 1/40
- c) 1/30
- d) 1/80
- e) 1/10

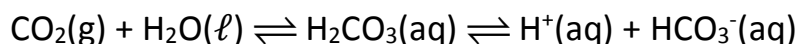
43 (UNIMONTES-MG) Muitos fármacos são ácidos ou bases fracas e podem estar presentes em solução sob duas formas: ionizadas e não ionizadas. A porção não ionizada, ao contrário da ionizada, é geralmente lipossolúvel, podendo difundir-se através da membrana celular. O grau de ionização do eletrólito fraco depende do pKa e pode ser avaliado através da expressão:

$$\text{pK}_a = \text{pH} + \log \frac{[\text{forma molecular}]}{[\text{forma ionizada}]}$$

Considerando que o pK_a da papaverina é igual a 6,4 e os valores de pH do suco gástrico, intestino e plasma são, respectivamente, 1,4, 7,4 e 7,4, é INCORRETO o que se afirma em:

- a) No intestino, a papaverina será encontrada mais sob a forma molecular.
- b) A difusão no sentido sangue-conteúdo estomacal ocorre totalmente.
- c) No estômago, prevalecerá a forma ionizada, não lipossolúvel.
- d) A absorção da papaverina será, principalmente, no intestino.

44 (UNIFOR-CE) O pH do sangue humano de um indivíduo saudável situa-se na faixa de 7,35 a 7,45. Para manter essa faixa de pH, o organismo utiliza vários tampões, sendo que o principal tampão do plasma sanguíneo é composto de ácido carbônico e íon bicarbonato. O equilíbrio químico deste tampão pode ser representado pela equação



Uma célula muscular produz normalmente CO_2 . Quando uma célula aumenta o seu trabalho, ela produz mais CO_2 . Analise as afirmações seguintes:

- I. Quando uma célula aumenta seu trabalho, o pH do sangue diminui.
- II. Quando a concentração de CO_2 no sangue diminui, o pH diminui.
- III. Quando a concentração de íons bicarbonato no sangue aumenta, o pH também aumenta.
- IV. O aumento da taxa de respiração, quando se praticam exercícios físicos, contribui para a diminuição do pH do sangue.

São corretas as afirmações:

- a) I, apenas.
- b) II, apenas.
- c) III, apenas.
- d) I e III, apenas.
- e) I, III e IV, apenas.

45 (UEG-GO) No cotidiano de um laboratório, o químico rotineiramente trabalha manipulando soluções. O caráter ácido ou básico dessas soluções dependerá da natureza química dos solutos presentes em cada uma. Sobre esse assunto e de acordo com seus conhecimentos adicionais sobre química, é CORRETO afirmar:

- a) O CaO é um composto molecular que, quando dissolvido em água, leva a uma solução de caráter básico e condutora de corrente elétrica.
- b) Ao considerarmos uma solução $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de KOH, esta apresentará um pH igual a 12.
- c) A adição de acetato de sódio a uma solução diluída de ácido acético provocará o aumento do grau de ionização do referido ácido.
- d) Uma solução contendo uma mistura de ácido carbônico e bicarbonato de sódio não terá seu pH alterado pela adição de ácido, dentro de certo limite.

46 (UPE-PE) Deseja-se preparar uma solução tampão envolvendo o ácido acético e o acetato de sódio. Para que o pH da solução tampão seja 4,74, é necessário que: (Dados: $\log 1,8 = 0,26$ $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

- a) A concentração do acetato seja o dobro da concentração do ácido acético.
- b) A concentração do ácido acético seja o dobro da concentração do acetato de sódio.
- c) A soma dos volumes das soluções do ácido acético e do acetato de sódio, seja rigorosamente igual a 1.000 mL, a 25°C .
- d) As soluções de ácido acético e acetato de sódio sejam extremamente diluídas.
- e) As concentrações das soluções de ácido acético e acetato de sódio sejam iguais.

47 (UPE-PE) Preparou-se 1,0L de um tampão, misturando-se 0,10 mol de um sal BA com 0,001 mol de um ácido fraco HA. O pH do tampão é igual a 5,85. Qual o K_a do ácido utilizado na preparação do tampão? (Dado: $10^{0,15} = 1,41$)

- a) $1,51 \times 10^{-4}$
- b) $1,41 \times 10^{-4}$
- c) $1,85 \times 10^{-4}$
- d) $1,85 \times 10^{-5}$
- e) $1,51 \times 10^{-5}$

48 (FESP-PE) Têm-se 25 mL de uma solução de ácido acético 0,10M. Adicionam-se a essa solução 15 mL de uma solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L. O pH da solução após a adição da base será:

(Dados: $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$; $\log 1,8 = 0,26$; $\log 15 = 1,18$)

- a) 4,92
- b) 4,56
- c) 4,74
- d) 5,11
- e) 0,46

49 (FESP-PE) Dispõe-se de 1,0 L de solução de acetato de sódio contendo 1,0 mol/L. A massa de ácido clorídrico que se deve adicionar à solução de acetato de sódio para que seu pH seja igual a 5,34 é: (Dados: $H = 1\text{u}$; $Cl = 35,5\text{u}$; $\log 1,8 = 0,26$; $10^{0,6} = 4$; $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

- a) 36,5g;
- b) 73,0g;
- c) 7,30g;
- d) 0,20g;
- e) 3,65g;

50 (UPE-PE) Um recipiente contém 800 mL de acetato de potássio 1,0 mol/L. Adicionou-se ao recipiente uma determinada quantidade de ácido clorídrico gasoso, de tal modo que o pH final da solução ficou igual a 5,21. Com relação a esse sistema, é *correto* afirmar que: (considere que não houve variação de volume)

Dados: $\log 3 = 0,47$; $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $Cl = 35,5 \text{ u}$; $C = 12 \text{ u}$; $K = 39 \text{ u}$; $\log 1,8 = 0,26$

- a) A quantidade de ácido clorídrico adicionada em gramas é igual a 0,73g;
- b) A quantidade obtida de ácido acético, após a adição do ácido clorídrico, é igual a 1,2g;
- c) A quantidade de acetato de potássio que resta, após o término da reação com o ácido clorídrico, é igual a 0,6 mol;
- d) A quantidade em gramas de acetato de potássio que resta no sistema, após o término da reação com o ácido clorídrico, é igual a 0,588g;
- e) O ácido clorídrico não reage com o acetato de potássio, pois as substâncias formadas são bastante solúveis em água.

GABARITO

01- Alternativa C

Sistema tampão ácido é constituído por um ácido fraco e um sal que contenha o cátion proveniente do ácido fraco.

02- Alternativa E

Sistema tampão básico é constituído por uma base fraca e um sal que contenha o cátion proveniente da base fraca.

03- Alternativa C

Sistema tampão ácido é constituído por um ácido fraco (CH_3COOH) e um sal que contenha o cátion proveniente do ácido fraco (CH_3COONa).

04- Alternativa A

A manutenção do pH sanguíneo é realizado pelo sistema tampão $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$, constituído por um ácido fraco e um sal com o cátion proveniente do ácido fraco.

05-

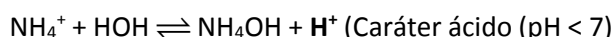
a) A prática de exercícios físicos provoca uma rápida eliminação de CO_2 e com isso sua concentração diminui, desta forma o equilíbrio será deslocado para a esquerda, com consumo dos íons H^+ do meio, diminuindo a sua concentração provocando um aumento o pH do sangue causando alcalose respiratória.

b) O uso de diuréticos em excesso implica em perda de água pela urina, com isso a $[\text{H}_2\text{O}]$ do equilíbrio diminui, desta forma o equilíbrio será deslocado para a esquerda, com consumo dos íons H^+ do meio, diminuindo a sua concentração provocando um aumento do pH do sangue causando alcalose metabólica.

06-

a) Para uma mesma pressão de oxigênio, há maior porcentagem de oxigênio transportado no pH 7,6.

b) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ sal proveniente de base fraca e ácido forte, ocorre hidrólise do cátion em solução aquosa:



Sendo assim, a solução aquosa deste sal é utilizado na alcalose (alto pH) com a finalidade de abaixar o pH do sangue.

07-

- A eliminação de CO_2 (hiperventilação) provoca uma diminuição na $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio deslocando-o para a esquerda implicando no consumo de H^+ do meio, diminuindo a sua concentração provocando aumento no pH do sangue (alcalose respiratória).

- A eliminação de HCO_3^- (uso de diuréticos) pela urina provoca uma diminuição na $[\text{HCO}_3^-]$ do equilíbrio deslocando-o para a direita causando um aumento na concentração de H^+ provocando uma diminuição do pH do sangue (acidose metabólica).

(Falso.) Se deslocariam para a esquerda em ambos os casos.

(Falso.) Se deslocariam para a direita em ambos os casos.

(Falso.) Não se deslocariam porque se trata de um sistema tampão, capaz de manter o pH constante.

(Verdadeiro.) Se deslocariam para a esquerda no caso de hiperventilação

(Verdadeiro.) Se deslocariam para a direita no caso do uso intenso de diuréticos

08- Alternativa C

- A eliminação de CO_2 (hiperventilação) provoca uma diminuição na $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio deslocando-o para a esquerda implicando no consumo de H^+ do meio, diminuindo a sua concentração provocando aumento no pH do sangue (alcalose respiratória).
- O aumento de CO_2 no sangue (insuficiência respiratória) provoca um aumento na $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio deslocando-o para a direita implicando no aumento da concentração de H^+ provocando diminuição no pH do sangue (acidose respiratória).

I- Pessoas com ansiedade respiram em excesso e causam diminuição da quantidade de CO_2 no sangue aumentando o seu pH.

Verdadeiro.

II- Indivíduos com insuficiência respiratória aumentam a quantidade de CO_2 no sangue, diminuindo seu pH.

Verdadeiro.

III- Pessoas com respiração acelerada deslocam o equilíbrio da reação no sentido direto.

Falso. O equilíbrio é deslocado no sentido da reação inversa devido à diminuição da $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio.

09- Alternativa D

I. A respiração rápida e profunda provoca a eliminação de dióxido de carbono, o que faz com os equilíbrios apresentados acima sejam deslocados para a esquerda. Esse deslocamento consome H^+ e, portanto, provoca um aumento do pH.

II. O confinamento de um indivíduo em um espaço pequeno e fechado faz com que o mesmo fique exposto a uma atmosfera rica em dióxido de carbono. O aumento da concentração de $\text{CO}_2(\text{g})$ desloca os equilíbrios acima para a direita, o que faz com que a concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ aumente e o pH, conseqüentemente, diminua.

III. O aumento da concentração de bicarbonato de sódio ($\text{HCO}_3^-(\text{aq})$) desloca os equilíbrios acima para a esquerda, o que consome parcialmente o $\text{H}^+(\text{aq})$ do equilíbrio e, portanto, aumenta o pH.

10- Alternativa C

Sistema tampão ácido é constituído por um ácido fraco (CH_3COOH) e um sal que contenha o cátion proveniente do ácido fraco (CH_3COONa). O pH varia pouco devido ao efeito tampão.

11-

a) Uma solução-tampão de pH ácido

$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$

b) Uma solução-tampão de pH básico.

$\text{NH}_4\text{OH}/\text{NH}_4\text{Cl}$

12- Alternativa D

Solução tampão é, em geral, uma solução de um ácido fraco e de um sal derivado desse ácido. Uma solução tampão apresenta pequenas variações de pH.

13- Alternativa C

Soluções tampão são formadas ou por um ácido fraco e um sal desse ácido (HCOOH e HCOONa , por exemplo) ou por uma base fraca e um sal dessa base.

14- Alternativa E

I. Verdadeira.

II. Verdadeira. O aumento na concentração de bicarbonato (HCO_3^-) faz com que os íons $\text{H}^+(\text{aq})$ sejam parcialmente consumidos, o que acarreta num aumento do pH.

III. Verdadeira. O aumento na concentração de $\text{CO}_2(\text{g})$ provoca um deslocamento dos equilíbrios no sentido da formação de $\text{H}^+(\text{aq})$, o que faz com que o pH diminua.

15-

a) o pH desta solução;

Condução de resolução:

1º) Cálculo da concentração molar de NH_4NO_3 : $[\text{NH}_4\text{NO}_3] = \frac{m}{M \cdot V(L)} = \frac{6,4}{80,0,1} = 0,8 \text{ mol/L}$

2º) Identifique a base fraca e ácido conjugado: $\text{NH}_3 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

3º) Rearranje a expressão do K_b de modo a isolar a $[\text{OH}^-]$:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_b \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow [\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

4º) Substituindo os dados e cálculo do pOH: $[\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,08}{0,8} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 1,8 \cdot 10^{-6} \rightarrow \text{pOH} = 5,74$

5º) Cálculo do pH da solução tampão: Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, para $\text{pOH} = 5,74$, logo temos: $\text{pH} = 8,26$

b) o pH após adição de 700ml de água destilada à solução-tampão, justificando com os cálculos.

A diluição de soluções tampão não acarreta em mudanças no valor de pH. O que muda é apenas a capacidade tamponante, isto é, uma mesma quantidade de um tampão bem diluído pode resistir menos a variação de pH do que em um tampão concentrado.

1º) Calculando a concentração do NH_4OH após a diluição: $[]_1 \cdot V_1 = []_2 \cdot V_2 \rightarrow 0,8 \text{ mol/L} \times 0,10 \text{ L} = []_2 \times 0,8 \text{ L}$

$\rightarrow []_2 = 0,1 \text{ mol/L} \rightarrow [\text{NH}_4\text{NO}_3] = 0,1 \text{ mol/L}$

2º) Calculando a concentração do NH_4OH após a diluição: $[]_1 \cdot V_1 = []_2 \cdot V_2 \rightarrow 0,10 \text{ L} \times 0,080 \text{ mol/L} = 0,8 \text{ L} \times []_2$

$\rightarrow []_2 = 0,01 \text{ mol/L} \rightarrow [\text{NH}_4\text{OH}] = 0,01 \text{ mol/L}$

3º) Cálculo do pH da solução tampão após a diluição:

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pK}_b - \log [\text{sal} / \text{base}]$$

$$\text{pH} = 14 - 4,74 - \log [0,1 / 0,01]$$

$$\text{pH} = 8,26$$

16-

Condução de resolução:

1º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^- + \text{H}^+$

2º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-][\text{H}^+]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H}]}$

3º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$ e calcular o pH:

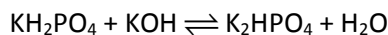
$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H}]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]} = K_a \cdot \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H}]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]}$$

4º) Substituindo os dados e calculando a $[\text{H}^+]$: $[\text{H}^+] = 1,4 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{0,12}{0,1} = 1,68 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

5º) Cálculo do pH da solução tampão: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -1,68 \cdot 10^{-4} \rightarrow \text{pH} = 3,8$

17-

a) Escreva a equação química referente à reação que ocorre no balão quando da adição do KH_2PO_4 à solução de KOH .

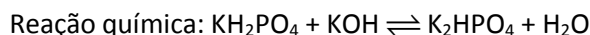


b) Determine o pH a solução aquosa preparada, mostrando os cálculos realizados.

Conduta de resolução:

1º) Cálculo do número de mols de KOH : $n = [\] \cdot V(L) = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,3\text{L} = 0,03 \text{ mol KOH}$

2º) Cálculo do número de mols de K_2HPO_4 :



Estequiometria: 1mol 1mol 1mol

Dados: 0,05mol 0,03mol X

Reage e forma: 0,03mol 0,03mol 0,03mol

Excesso: 0,02mol

3º) Cálculo da concentração molar de HPO_4^{2-} : $[\text{HPO}_4^{2-}] = \frac{n}{V(L)} = \frac{0,03\text{mol}}{1,0\text{L}} = 0,03\text{mol/L}$

4º) Cálculo da concentração molar de H_2PO_4^- : $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = \frac{n}{V(L)} = \frac{0,02\text{mol}}{1,0\text{L}} = 0,02\text{mol/L}$

5º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+$

6º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$

7º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$ e calcular o pH:

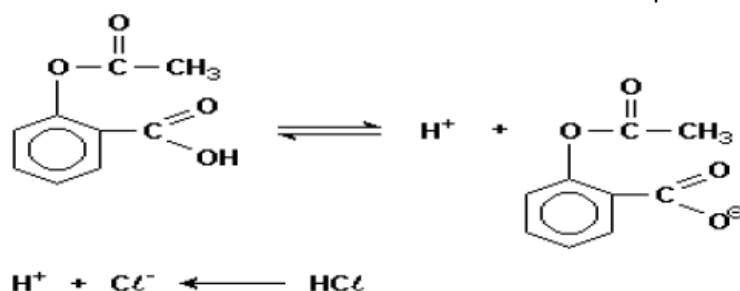
$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = K_a \cdot \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

5º) Substituindo os dados: $\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \rightarrow \text{pH} = 7,2 - \log \frac{0,02}{0,03} \rightarrow \text{pH} = 7,4$

c) e d) Tipicamente, a solução tampão formada por um ácido fraco (H_2PO_4^-) e seu ânion (HPO_4^{2-}) não sofrerá variações apreciáveis de pH quando da adição de pequenas quantidades de solução ácida (HCl) ou básica (NaOH).

18-

a) O pH do estômago é baixo por causa da presença do HCl , um ácido forte. Assim, o AAS, um ácido fraco, encontra-se, predominantemente, em sua forma não ionizada devido ao deslocamento de equilíbrio para esquerda.



b) Porque um tampão é constituído pela associação de um ácido fraco com um de seus sais, na verdade é constituído por um par conjugado de Bronsted-Lowry. Esses sistemas impedem mudanças bruscas no valor do pH do meio, mantendo-o razoavelmente constante.

19-

a) $K = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

b) Após a adição do sal, teremos um aumento na concentração de A^- , e consequentemente o equilíbrio se desloca para esquerda, gastando H_3O^+ e aumentando o pH da solução.

c) Solução tampão é, em geral, uma solução de um ácido fraco e de um sal derivado desse ácido. Uma solução tampão apresenta pequenas variações de pH.

20-

a) o pH da solução;

Conduta de resolução:

1º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

2º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

3º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$ e o pH:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \rightarrow [\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

4º) Substituindo os dados: $\text{pH} = 4,74 - \log \frac{0,5}{0,5} = 4,74 - \log 1 = 4,74 - 0 \rightarrow \text{pH} = 4,74$

b) o pH da solução resultante após adição de pequena quantidade de solução de NaOH 0,010 M;

Conduta de resolução:

1º) Reação química da solução tampão consumindo os íons OH^- : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$

2º) Estequiometria da reação:

	1mol	1mol	1mol
	0,01mol	0,01mol	0,01mol

Reage e forma:

3º) Cálculo das concentrações molares:

Início	Final
$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,5\text{mol/L}$	$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,5\text{mol/L} - 0,01\text{mol/L} = 0,49\text{mol/L}$
$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,5\text{mol/L}$	$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,5\text{mol/L} + 0,01\text{mol/L} = 0,51\text{mol/L}$

4º) Cálculo do pH da solução resultante:

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 4,74 - \log \frac{0,49}{0,51} = 4,74 + 0,02 \rightarrow \text{pH} = 4,76$$

c) o pH da solução resultante após adição de pequena quantidade de solução de HCl 0,010 M;

1º) Reação química da solução tampão consumindo os íons H^+ : $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$

2º) Estequiometria da reação:

	1mol	1mol	1mol
	0,01mol	0,01mol	0,01mol

Reage e forma:

3º) Cálculo das concentrações molares:

Início	Final
$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,5\text{mol/L}$	$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,5\text{mol/L} + 0,01\text{mol/L} = 0,51\text{mol/L}$
$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,5\text{mol/L}$	$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,5\text{mol/L} - 0,01\text{mol/L} = 0,49\text{mol/L}$

4º) Cálculo do pH da solução resultante:

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 4,74 - \log \frac{0,51}{0,49} = 4,74 - 0,02 \rightarrow \text{pH} = 4,72$$

d) a conclusão que pode ser tirada em relação ao pH de um tampão (a) após adição de pequenas quantidades de ácido ou base forte.

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.

21-

a) Solução tampão é aquela que praticamente não sofre variação de pH quando adicionamos uma pequena quantidade de ácido ou base fortes.

b) $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = -\log(4,16 \cdot 10^{-10}) = 10 - \log 4,16 \rightarrow \text{pH} = 9,39$.

22- Alternativa A

Conduta de resolução:

1º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^- + \text{H}^+$

2º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H}]}$

3º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$ e calcular o pH:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H}]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]} = K_a \cdot \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H}]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H}]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]} \rightarrow \text{pH} = -\log \frac{0,1}{0,1} = 3,86 - 0 \rightarrow \text{pH} = 3,86$$

23-

a) o pH da solução do ácido.

1º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}^+$

2º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]}$

3º) Cálculo da $[\text{H}^+]$:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} \rightarrow 5 \cdot 10^{-4} = \frac{(X) \cdot (X)}{10^{-2}} \rightarrow X = \sqrt{5 \cdot 10^{-6}} \rightarrow X = [\text{H}^+] = 2,24 \cdot 10^{-3}$$

4º) Cálculo do pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 2,24 \cdot 10^{-3} = -(\log 2,24 + \log 10^{-3}) = -(0,35 + (-3) \cdot \log 10) = -0,35 + 3,0 = 2,65$

b) o pH da solução tampão resultante depois da adição do sal à solução do ácido.

Conduta de resolução:

1º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}^+$

2º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]}$

3º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} \rightarrow [\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]}$$

4º) Substituindo os dados: $[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = 5 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{0,01}{0,01} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

5º) Cálculo do pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 5 \cdot 10^{-4} = -(\log 5 + \log 10^{-4}) = -(0,7 + (-4) \cdot \log 10) = -0,7 + 4,0 = 3,3$

24- Alternativa C

Procedimento de resolução:

1º) Cálculo da concentração molar do HCN: $[\text{HCN}] = \frac{m}{M \cdot V(L)} = \frac{2,7}{27 \cdot 1,0} = 0,1 \text{ mol/L}$

2º) Cálculo da concentração molar do KCN: $[\text{KCN}] = \frac{m}{M \cdot V(L)} = \frac{0,65}{65 \cdot 1,0} = 0,01 \text{ mol/L}$

3º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}^+$

2º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HCN}]}$

3º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = K_a \cdot \frac{[\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = 7 \cdot 10^{-10} \cdot \frac{0,1}{0,01} = 7 \cdot 10^{-10} \cdot 10^1 \rightarrow [\text{H}^+] = 7 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

4º) Cálculo do pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 7 \cdot 10^{-9} = -(\log 7 + (-9) \cdot \log 10) = -(0,85 - 9,0) = 8,15$

25-

Conduta de resolução:

1º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

2º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

3º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$:

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

4º) Substituindo os dados: $[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 2 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,01}{0,01} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

5º) Cálculo do pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 2 \cdot 10^{-5} = -(\log 2 + (-5) \cdot \log 10) = -(0,3 - 5,0) = 4,7$

26-

Conduta de resolução:

1º) Identifique a base fraca e ácido conjugado: $\text{NH}_3 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

2º) Rearranje a expressão do K_b de modo a isolar a $[\text{OH}^-]$:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_b \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow [\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

4º) Substituindo os dados e cálculo do pOH: $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,1}{0,02} = 2 \cdot 10^{-5} \cdot 5 = 10^{-4} \rightarrow \text{pOH} = 4$

5º) Cálculo do pH da solução tampão: Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, para $\text{pOH} = 4$, logo temos: $\text{pH} = 10$

27-

Conduta de resolução:

1º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

2º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

3º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$:

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

4º) Substituindo os dados: $[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,1}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

5º) Cálculo do pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = -(\log 1,8 + (-5) \cdot \log 10) = -(0,26 - 5,0) = 4,74$

28-

a) Determine o pH da solução-tampão.

1º) Cálculo do número de mols de NaOH: $n = [] \cdot V(L) = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,5L = 0,05 \text{ mol KOH}$

2º) Cálculo do número de mols de CH_3COOH : $n = [] \cdot V(L) = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,5L = 0,1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$

Reação química: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaCH}_3\text{COO} + \text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1mol 1mol 1mol

Dados: 0,1mol 0,05mol X

Reage e forma: 0,05mol 0,05mol 0,05mol

Excesso: 0,05mol

3º) Cálculo da concentração molar de CH_3COOH : $[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{n}{V(L)} = \frac{0,05\text{mol}}{1,0L} = 0,05\text{mol/L}$

4º) Cálculo da concentração molar de CH_3COO^- : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{n}{V(L)} = \frac{0,05\text{mol}}{1,0L} = 0,05\text{mol/L}$

5º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

6º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

7º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$:

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

8º) Substituindo os dados e calculando o pH:

$$\text{pH} = \log K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 4,75 - \log \frac{0,05}{0,05} = 4,75 - \log 1 = 4,75 - 0 \rightarrow \text{pH} = 4,75$$

b) Determine o pH da solução-tampão após a adição de 0,01 mol de NaOH em 1,00 L da solução preparada. Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

1º) Reação química da solução tampão consumindo os íons OH^- : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$

2º) Estequiometria da reação:

Reage e forma:

1mol 1mol 1mol
0,01mol 0,01mol 0,01mol

3º) Cálculo das concentrações molares:

Início	Final
$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,05\text{mol/L}$	$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,05\text{mol/L} - 0,01\text{mol/L} = 0,04\text{mol/L}$
$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,05\text{mol/L}$	$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,05\text{mol/L} + 0,01\text{mol/L} = 0,06\text{mol/L}$

4º) Cálculo do pH da solução resultante:

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 4,74 - \log \frac{0,04}{0,06} = 4,74 + 0,18 \rightarrow \text{pH} = 4,92$$

29- Alternativa C

Para $pOH = 8,96$, sabendo que $pH + pOH = 14$, com isso temos: $pH = 5,04$

Sabemos que: $pH = pK_a + \log [sal]/[ácido]$, substituindo os dados teremos:

$$5,04 = 4,75 + \log [sal]/[ácido] \rightarrow \log [sal]/[ácido] = 0,3 \rightarrow [sal]/[ácido] = 10^{0,3} \rightarrow [sal]/[ácido] = 2$$

Com isso temos: $n^\circ \text{ mols sal} = 2 \cdot n^\circ \text{ ácido}$

Cálculo do volume das soluções que constituem a solução tampão, onde: $n = [] \cdot V$

Sabendo que: $n_{sal} = n_{ácido}$, substituindo: $[]_{sal} \cdot V_{sal} = 2 \cdot []_{ácido} \cdot V_{ácido} \rightarrow 0,8 \cdot V_{sal} = 2 \cdot 0,4 \cdot V_{ácido} \rightarrow V_{ácido} = V_{sal}$

30- Alternativa B

Procedimento de resolução:

$$1^\circ) \text{ Cálculo da concentração molar de } CH_3COOH: [HA] = \frac{n}{V(L)} = \frac{0,31 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,31 \text{ mol/L}$$

$$2^\circ) \text{ Cálculo da concentração molar de } CH_3COO^-: [A^-] = \frac{n}{V(L)} = \frac{0,59 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,59 \text{ mol/L}$$

3º) Reação química da solução tampão consumindo os íons OH^- : $HA + OH^- \rightarrow A^- + H_2O$

4º) Estequiometria da reação:

	1mol	1mol	1mol
Reage e forma:	0,01mol	0,01mol	0,01mol

5º) Cálculo das concentrações molares:

Início	Final
$[HA] = 0,31 \text{ mol/L}$	$[HA] = 0,31 \text{ mol/L} - 0,01 \text{ mol/L} = 0,3 \text{ mol/L}$
$[A^-] = 0,59 \text{ mol/L}$	$[A^-] = 0,59 \text{ mol/L} + 0,01 \text{ mol/L} = 0,6 \text{ mol/L}$

6º) Cálculo do pH da solução resultante:

$$pH = pK_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]} = 4 - \log \frac{0,3}{0,6} = 4 + 0,3 \rightarrow pH = 4,3$$

31- Alternativa C

Procedimento de resolução:

1º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

$$2^\circ) \text{ Escreva a equação da constante do equilíbrio: } K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

3º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[H^+]$:

$$[H^+] = \frac{K_a \cdot [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \rightarrow [H^+] = K_a \cdot \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \rightarrow pK_a = \log K_a - \log \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

4º) Substituindo os dados e calculando o pH:

$$pH = \log K_a - \log \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = 4,76 - \log \frac{0,2}{0,2} = 4,76 - \log 1 = 4,76 - 0 \rightarrow pH = 4,76$$

Após a adição da base o pH passou de 4,76 para 4,94, sendo assim, a mudança foi de 0,18.

32- Alternativa E

Determine o pH da solução-tampão.

1º) Cálculo do número de mols de NaOH: $n = [] \cdot V(L) = 1 \text{ mol/L} \cdot 1,0L = 1,0 \text{ mol KOH}$

2º) Cálculo do número de mols de CH_3COOH : $n = [] \cdot V(L) = 2 \text{ mol/L} \cdot 1,0L = 2,0 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$

Reação química: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaCH}_3\text{COO} + \text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1mol 1mol 1mol

Dados: 2,0mol 1mol X

Reage e forma: 1mol 1mol 1mol

Excesso: 1mol

3º) Cálculo da concentração molar de CH_3COOH : $[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{n}{V(L)} = \frac{1\text{mol}}{1,0L} = 1\text{mol/L}$

4º) Cálculo da concentração molar de CH_3COO^- : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{n}{V(L)} = \frac{1\text{mol}}{1,0L} = 1\text{mol/L}$

5º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

6º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

7º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$:

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

8º) Substituindo os dados e calculando o pH:

$$\text{pH} = \log K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 4,75 - \log \frac{1}{1} = 4,75 - \log 1 = 4,75 - 0 \rightarrow \text{pH} = 4,75$$

Com isso ficamos com:

I. possua propriedade tamponante.

Verdadeiro.

II. mude para azul a cor do papel tornassol vermelho.

Falso. A solução resultante continua ácido onde o papel de tornassol permanece azul.

III. tenha caráter ácido.

Verdadeiro.

33- Alternativa D

Calculando o pH:

$$\text{pH} = \log K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 4,75 - \log \frac{0,5}{0,5} = 4,75 - \log 1 = 4,75 - 0 \rightarrow \text{pH} = 4,75$$

Calculando a $[\text{H}^+]$: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,75} = 1,78 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

34- Alternativa B

- A eliminação de CO_2 (hiperventilação) provoca uma diminuição na $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio deslocando-o para a esquerda implicando no consumo de H^+ do meio, diminuindo a sua concentração provocando aumento no pH do sangue (alcalose respiratória).

- O aumento de CO_2 no sangue (insuficiência respiratória) provoca um aumento na $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio deslocando-o para a direita implicando no aumento da concentração de H^+ provocando diminuição no pH do sangue (acidose respiratória).

35- Alternativa C

1º) Cálculo do número de mols de HCN: $n = [] \cdot V(L) = 0,01 \text{ mol/L} \cdot 0,1L = 0,001 \text{ mol HCN}$

2º) Cálculo do número de mols de KCN: $n = [] \cdot V(L) = 0,05 \text{ mol/L} \cdot 0,1L = 0,005 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$

3º) Cálculo da concentração molar de HCN: $[\text{HCH}] = \frac{n}{V(L)} = \frac{0,001\text{mol}}{0,2L} = 0,005\text{mol/L}$

4º) Cálculo da concentração molar de CH_3COO^- : $[\text{KCN}] = \frac{n}{V(L)} = \frac{0,005\text{mol}}{0,2L} = 0,025\text{mol/L}$

5º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}^+$

6º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HCN}]}$

7º) Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = K_a \cdot \frac{[\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = 4,9 \cdot 10^{-10} \cdot \frac{0,005}{0,025} = 9 \cdot 10^{-10} \cdot 0,2 \rightarrow [\text{H}^+] = 9,8 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

8º) Cálculo do pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 9,8 \cdot 10^{-11} = -(\log 9,8 + (-11) \cdot \log 10) = -(1,0 - 11,0) = 10,0$

36- Alternativa E

Sistema tampão ácido é constituído por um ácido fraco (CH_3COOH) e um sal que contenha o cátion proveniente do ácido fraco (CH_3COONa).

37- Alternativa D

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \rightarrow 7,8 = 6,8 - \log \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \rightarrow \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = 10$$

38- Alternativa C

$$\text{pOH} = \log K_b - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow 5 = 4,74 - \log \frac{0,1}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow [\text{NH}_4^+] = 0,182 \text{ mol/L}$$

Cálculo do nº de mols: $2L \text{ solução} \cdot \frac{0,182 \text{ mol}}{1L \text{ solução}} = 0,364 \text{ mol}$

39- Alternativa C

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]} \rightarrow \text{pH} = 4,0 - \log \frac{0,12}{0,12} \rightarrow \text{pH} = 4,0 - \log 1 \rightarrow \text{pH} = 4,0$$

40- Alternativa C

→ para pH = 6,8

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \rightarrow 6,8 = 6,4 - \log \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-]} \rightarrow 0,4 = \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \rightarrow 10^{0,4} = \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \rightarrow \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 2,51$$

→ para pH = 7,8

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \rightarrow 7,8 = 6,4 - \log \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-]} \rightarrow 1,4 = \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \rightarrow 10^{1,4} = \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \rightarrow \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 25,1$$

41- Alternativa C

Sistema tampão ácido é constituído por um ácido fraco ($\text{H}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$) e um sal que contenha o cátion proveniente do ácido fraco (CO_3^{2-}).

42- Alternativa D

Para $\text{pH} = 4$, temos: $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$.

Rearranje a expressão do K_a de modo a isolar a $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} \rightarrow [\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{HF}]}{[\text{F}^-]} \rightarrow 10^{-4} = 8 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{[\text{HF}]}{[\text{F}^-]} \rightarrow \frac{[\text{HF}]}{[\text{F}^-]} = \frac{10^{-4}}{8 \cdot 10^{-3}} = \frac{1}{80}$$

43- Alternativa B

Calculando a razão forma molecular sobre forma ionizada da papaverina:

→ para $\text{pH} = 1,4$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{forma molecular}]}{[\text{forma ionizada}]} \rightarrow 1,4 = 6,4 + \log \frac{[\text{forma molecular}]}{[\text{forma ionizada}]} \rightarrow \frac{[\text{forma molecular}]}{[\text{forma ionizada}]} = 10^{-5} = \frac{1}{10^5}$$

→ $[\text{forma ionizada}] = 10^5 \cdot [\text{forma molecular}]$

Portanto no $\text{pH} = 1,4$ o fármaco predomina na forma ionizada que é melhor excretada.

→ para $\text{pH} = 7,4$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{forma molecular}]}{[\text{forma ionizada}]} \rightarrow 7,4 = 6,4 + \log \frac{[\text{forma molecular}]}{[\text{forma ionizada}]} \rightarrow \frac{[\text{forma molecular}]}{[\text{forma ionizada}]} = 10^1$$

→ $[\text{forma molecular}] = 10 \cdot [\text{forma ionizada}]$

Portanto no $\text{pH} = 7,4$ o fármaco predomina na forma molecular que é melhor absorvida.

44- Alternativa D

I. Quando uma célula aumenta seu trabalho, o pH do sangue diminui.

Verdadeiro. A produção de CO_2 pela célula produz um aumento na $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio, deslocando-o para a direita, aumentando a $[\text{H}^+]$ e diminuindo o pH do sangue.

II. Quando a concentração de CO_2 no sangue diminui, o pH diminui.

Falso. Quando diminui a $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio, ocorre um consumo dos íons H^+ do equilíbrio para produzir mais CO_2 deslocando o equilíbrio para a esquerda, com isso a $[\text{H}^+]$ diminuirá e o pH aumenta.

III. Quando a concentração de íons bicarbonato no sangue aumenta, o pH também aumenta.

Verdadeiro. Quando a $[\text{HCO}_3^-]$ aumenta ocorre um consumo dos íons H^+ do meio, provocando uma diminuição na $[\text{H}^+]$ do equilíbrio, causando um aumento do pH do sangue.

IV. O aumento da taxa de respiração, quando se praticam exercícios físicos, contribui para a diminuição do pH do sangue.

Falso. A eliminação de CO_2 (hiperventilação) provoca uma diminuição na $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio deslocando-o para a esquerda implicando no consumo de H^+ do meio, diminuindo a sua concentração provocando aumento no pH do sangue.

45- Alternativa D

Solução tampão é, em geral, uma solução de um ácido fraco (H_2CO_3) e de um sal (NaHCO_3) derivado desse ácido. Uma solução tampão apresenta pequenas variações de pH .

46- Alternativa E

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{H}_3\text{CCOOH}]}{[\text{H}_3\text{CCOO}^-]} \rightarrow 4,74 = 4,74 - \log \frac{[\text{H}_3\text{CCOOH}]}{[\text{H}_3\text{CCOO}^-]} \rightarrow 0 = -\log \frac{[\text{H}_3\text{CCOOH}]}{[\text{H}_3\text{CCOO}^-]} \rightarrow \frac{[\text{H}_3\text{CCOOH}]}{[\text{H}_3\text{CCOO}^-]} = 1$$

47- Alternativa B

1º) Para pH = 5,85 temos: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \rightarrow 5,85 = -\log [\text{H}^+] \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-5,85} \text{ mol/L}$

2º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{HA} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$

3º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HA}]}$

4º) Calculando o pK_a :

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \rightarrow \text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \rightarrow \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \rightarrow 5,85 = \text{pK}_a + \log \frac{0,1}{0,001} \rightarrow 5,85 = \text{pK}_a + \log 10^2$$
$$\rightarrow 5,85 = \text{pK}_a + 2,0 \rightarrow \text{pK}_a = 3,85$$

5º) Cálculo do K_a : $\text{pK}_a = -\log K_a \rightarrow K_a = 10^{-\text{pK}_a} = 10^{-3,85} = 1,41 \cdot 10^{-4}$

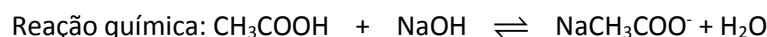
48- Alternativa A

Conduta de resolução:

1º) Cálculo do número de mols de CH_3COOH : $n = [\] \cdot V(\text{L}) = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{COOH}$

2º) Cálculo do número de mols de NaOH : $n = [\] \cdot V(\text{L}) = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 15 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$

3º) Cálculo do número de mols do excesso e do sal obtido:



Estequiometria: 1mol 1mol 1mol

Dados: 2,5.10⁻³mol 1,5.10⁻³mol X

Reage e forma: 1,5.10⁻³mol 1,5.10⁻³mol 1,5.10⁻³mol

Excesso: 1,0.10⁻³mol

4º) Cálculo da concentração molar de HPO_4^{2-} : $[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{n}{V(\text{L})} = \frac{10^{-3} \text{ mol}}{40 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,025 \text{ mol/L}$

5º) Cálculo da concentração molar de H_2PO_4^- : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{n}{V(\text{L})} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{40 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,0375 \text{ mol/L}$

6º) identifique o ácido fraco e a sua base conjugada: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

7º) Escreva a equação da constante do equilíbrio: $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \rightarrow [\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \rightarrow \text{pK}_a = \log K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

8º) Substituindo os dados e calculando o pH:

$$\text{pH} = -\log K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} + \log \frac{0,0375}{0,025} = -(\log 1,8 - 5,0 \cdot \log 10) + \log 1,5 = 4,74 + 0,18$$

$$\rightarrow \text{pH} = 4,92$$

49- Alternativa C

Conduta de resolução:

1º) Lembrando que: $\text{pH} = \text{pKa} + \log [\text{sal} / \text{ácido}]$

2º) Sabemos que a adição de HCl consumirá o sal e formará ácido acético. Escrevendo isso em forma de equação:

$\text{pH} = \text{pKa} + \log [(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x)]$ equação 1, onde x é o número de mmols de HCl .

3º) Calculando o pKa: $\text{pKa} = -\log \text{Ka} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = -(\log 1,8 + \log 10^{-5}) = -(0,26 - 5) = 4,74$

4º) Substituindo os dados na equação 1:

$\text{pH} = \text{pKa} + \log [(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x)] \rightarrow 5,34 = 4,74 + \log [(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x)] \rightarrow \log [(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x)] = 5,34 - 4,74 \rightarrow \log [(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x)] = 0,6$

5º) Extraíndo log: $(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x) = 10^{0,6} \rightarrow (\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x) = 4 \rightarrow (\text{sal} - x) = 4 \cdot (\text{ácido} + x) \rightarrow \text{sal} - x = 4 \cdot \text{ácido} + 4x \rightarrow \text{Sal} = 4 \cdot \text{ácido} + 5x$, onde: Sal = nº de mmols do sal (acetato de sódio), Ácido = nº de mmols de ácido acético e x = nº de mmol de HCl que devem ser adicionados

6º) Como a solução só tem acetato de sódio, neste caso ficamos com: Sal = 5x, Logo: nº de mmol de acetato de sódio (sal) = 1 mol/L x 1 000ml = 1 000mmol, Então: 1 000mmol = 5 · X \rightarrow X = 200 mmol de HCl devem ser adicionados.

7º) Como a massa molar do HCl é 36,5g/mol $\rightarrow 36,5 \text{ g/mol} \times 200 \text{ mmol} = 7\,300 \text{ mg}$ ou 7,3 g

50- Alternativa C

Conduta de resolução:

1º) Cálculo do número de mol de acetato adicionado: $n = [\text{ }] \cdot V(\text{L}) = 1,0 \text{ mol/L} \cdot 0,8 \text{ L} = 0,8 \text{ mol}$

2º) Lembrando que: $\text{pH} = \text{pKa} + \log [\text{sal} / \text{ácido}]$

3º) Sabemos que a adição de HCl consumirá o sal e formará ácido acético. Escrevendo isso em forma de equação:

$\text{pH} = \text{pKa} + \log [(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x)]$ equação 1, onde x é o número de mol de HCl .

4º) Calculando o pKa: $\text{pKa} = -\log \text{Ka} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = -(\log 1,8 + \log 10^{-5}) = -(0,26 - 5) = 4,74$

5º) Substituindo os dados na equação 1:

$\text{pH} = \text{pKa} + \log [(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x)] \rightarrow 5,21 = 4,74 + \log [(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x)] \rightarrow \log [(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x)] = 5,21 - 4,74 \rightarrow \log [(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x)] = 0,47$

6º) Extraíndo log: $(\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x) = 10^{0,47} \rightarrow (\text{sal} - x) / (\text{ácido} + x) = 3 \rightarrow (\text{sal} - x) = 3 \cdot (\text{ácido} + x) \rightarrow \text{sal} - x = 3 \cdot \text{ácido} + 3x \rightarrow \text{Sal} = 3 \cdot \text{ácido} + 4x$, onde: Sal = nº de mol do sal (acetato de sódio), Ácido = nº de mol de ácido acético e x = nº de mol de HCl que devem ser adicionados

7º) Como a solução só tem acetato de sódio, neste caso ficamos com: Sal = 4x, Logo: nº de mol de acetato de sódio (sal) = 1 mol/L x 0,8 L = 0,8 mol, Então: 0,8 mol = 4 · X \rightarrow X = 0,2 mol de HCl devem ser consumidos.

8º) Com isso temos: nº mols acetado excesso = nº mols acetato adicionado – nº mols consumido = 0,8mol – 0,2mol = 0,6mol em excesso.