

## EXERCÍCIOS SOBRE SOLUÇÕES TAMPÃO - TAMPONAMENTO

**Observações teóricas:**

Solução tampão é aquela na qual o pH, praticamente, não sofre variação quando uma pequena quantidade de ácido ou base é adicionada a ela.

$$[\text{sal}] \approx [\text{ânion}]$$

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

ou

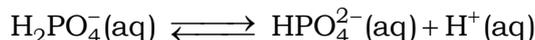
$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pK}_b - \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

**01.** (PUCRJ) O tampão acetato pode ser preparado pela mistura, em solução, de acetato de sódio anidro ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) e ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). 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.

**02.** (UEG) 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

**03.** (UECE) Por causa de soluções tampões, também chamadas de tamponantes, vacas dão mais leite e nós respiramos melhor. O tamponante representa uma categoria de compostos químicos. Um deles aparece no nosso corpo. É uma mistura derivada de gás carbônico e bicarbonato que facilita o fluxo de oxigênio no organismo. Assinale a alternativa em que o par de substâncias produz esta solução tampão.

- $\text{NaHCO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{NaHCO}_3$
- $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; NaOH

**04.** (UFG) 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:

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

**05.** (ENEM PPL 2016) As águas dos oceanos apresentam uma alta concentração de íons e pH entre 8,0 e 8,3. Dentre esses íons estão em equilíbrio as espécies carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) e bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ), representado pela equação química:  $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$ .

As águas dos rios, ao contrário, apresentam concentrações muito baixas de íons e substâncias básicas, com um pH em torno de 6. A alteração significativa do pH das águas dos rios e oceanos pode mudar suas composições químicas, por precipitação de espécies dissolvidas ou redissolução de espécies presentes nos sólidos suspensos ou nos sedimentos.

A composição dos oceanos é menos afetada pelo lançamento de efluentes ácidos, pois os oceanos

- a) contêm grande quantidade de cloreto de sódio.
- b) contêm um volume de água pura menor que o dos rios.
- c) possuem pH ácido, não sendo afetados pela adição de outros ácidos.
- d) têm a formação dos íons carbonato favorecida pela adição de ácido.
- e) apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam como sistema-tampão.

**06.** (UERJ) Soluções-tampão são sistemas nos quais ocorrem variações desprezíveis de pH, quando recebem a adição de pequenas quantidades de ácidos ou de bases.

Considere estes compostos para o preparo de uma solução-tampão:

- $\text{HCl}$
- $\text{NaCl}$
- $\text{NH}_4\text{Cl}$
- $\text{NaOH}$
- $\text{NH}_4\text{OH}$

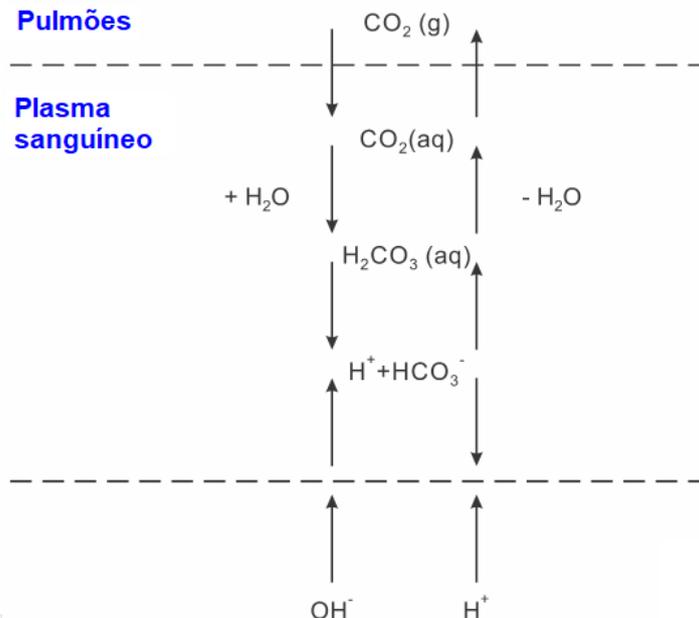
Indique, dentre os compostos disponíveis, os dois escolhidos para o preparo da solução-tampão.

Considere, agora, a adição de uma solução aquosa de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , completamente dissociado, na concentração de  $0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , a  $25^\circ\text{C}$ , à solução-tampão preparada. Calcule o pH inicial da solução de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  e apresente a equação química que demonstra não haver aumento do pH da solução-tampão com a adição da solução de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

**07.** (UEMA) Um sistema tampão mantém um pH quase constante porque neutraliza pequenas quantidades de ácido ou base adicionadas à solução.

No nosso corpo, o pH é mantido em torno de 7,4 por vários pares de tampões que impedem a acidose (pH sanguíneo abaixo de 7,35) como também a alcalose (pH acima de 7,45), pois a morte pode resultar de aumentos ou de diminuições relativamente pequenas de pH.

Os principais sistemas tampão do sangue consistem de ácido carbônico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) e íon hidrogenocarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ) que atuam, conforme o seguinte esquema:



a) Com base no esquema, explique por meio de reação química, o que ocorre com a concentração de  $\text{CO}_2$  no sangue, ao se adicionarem íons  $\text{H}^+$ .

b) As concentrações dos principais sistemas tamponantes do sangue devem estar em equilíbrio, para que o pH do sangue fique dentro dos limites normais. Explique, por meio de reação química, o que ocorre ao equilíbrio quando uma base entra no sangue.

**08.** (UFG) 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.

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

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

- a) no estômago, com pH de 1,5.
- b) na bexiga, com pH de 2,5.
- c) no túbulo coletor do néfron, com pH de 3,5.
- d) na pele, com pH de 4,5.
- e) no duodeno, com pH de 6,5.

**09.** (UFG) 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)  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$  e  $\text{NaHCO}_3$
- b)  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$  e  $\text{Al}(\text{OH})_3$
- c)  $\text{Al}_2\text{SO}_4$  e  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$
- d)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
- e)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e  $\text{NaHCO}_3$

10. (UEL) Nos seres humanos, o pH do plasma sanguíneo está entre 7,35 e 7,45, assegurado pelo tamponamento característico associado à presença das espécies bicarbonato/ácido carbônico de acordo com a reação:  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .

Após atividade física intensa a contração muscular libera no organismo altas concentrações de ácido lático. Havendo adição de ácido lático ao equilíbrio químico descrito, é correto afirmar:

- a) A concentração dos produtos permanece inalterada.
- b) A concentração dos reagentes permanece inalterada.
- c) O equilíbrio desloca-se para uma maior concentração de reagentes.
- d) O equilíbrio desloca-se nos dois sentidos, aumentando a concentração de todas as espécies presentes nos reagentes e produtos.
- e) O equilíbrio desloca-se no sentido de formação dos produtos.

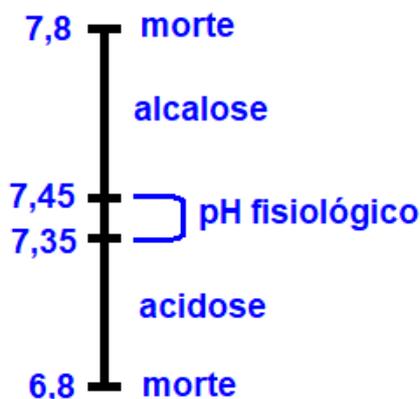
11. (UNESP) O sangue humano apresenta pH próximo a 7,4. Valores de pH abaixo ou acima desse valor indicam acidose ou alcalose do sangue. Para manter o pH na faixa adequada, o sangue comporta-se como uma solução-tampão. Dos equilíbrios químicos representados abaixo, representa o sistema presente no plasma sanguíneo:

- a)  $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- b)  $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
- c)  $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- d)  $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$
- e)  $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$

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

- a)  $\text{HNO}_3$  e  $\text{NaNO}_3$
- b) HI e KI
- c)  $\text{HCOOH}$  e  $\text{HCOO}^-\text{Na}^+$
- d)  $\text{NH}_4\text{OH}$  e  $\text{NH}_4\text{NO}_2$
- e)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  e  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

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



Entre os sistemas químicos a seguir qual representa um desses tampões?

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

14. (UNIRIO) Uma solução-tampão é preparada a partir de 6,4 g de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  e 0,10 L de solução aquosa 0,080 mol/L de  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Sendo assim, determine:

Dados :  $\text{H} = 1$ ;  $\text{N} = 14$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $K_B = 1,8 \times 10^{-5}$ ;  $\log 1,8 = 0,26$

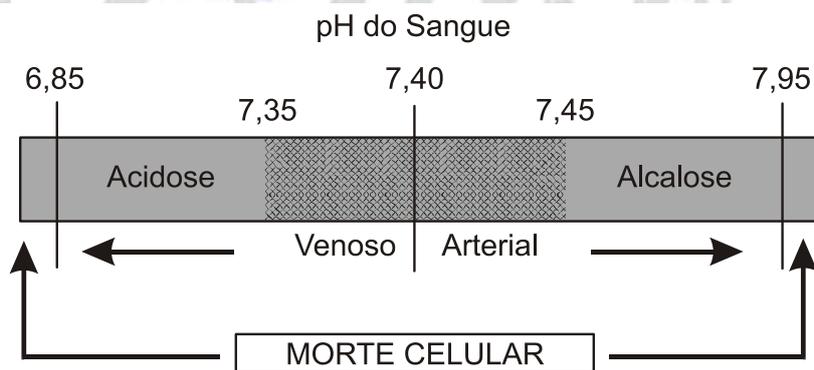
- a) o pH desta solução;
- b) o pH após adição de 700 ml de água destilada à solução-tampão, justificando com os cálculos.

15. (UFPR) Em muitos experimentos químicos em solução, em que são necessárias condições controladas, torna-se imprescindível o uso de soluções tampão. Na medicina e na biologia, o conceito de solução tampão também é muito importante, pois os fluidos biológicos (animais ou vegetais) são, em geral, meios aquosos tamponados. O sangue é um dos sistemas tampão mais importantes e é esse sistema que permite a manutenção das trocas gasosas.

- a) Explique o que é um sistema tampão.
- b) Para simular condições próximas às do fisiológico, precisa-se preparar uma solução tamponada de pH 7,2. Qual a condição necessária para se preparar esse sistema utilizando hidrogenofosfato de sódio e diidrogenofosfato de sódio?

Dado:  $\text{pKa} : \text{NaH}_2\text{PO}_4 : 7,2$ ;  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 : 12,7$ .

16. (UERN) 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.

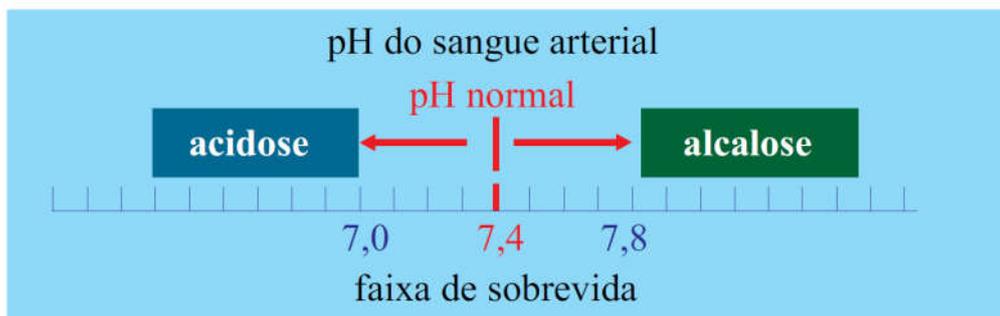
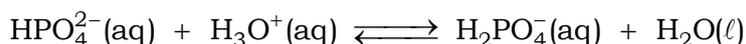


(Disponível em: [brasilescola.com/quimica/solucaotampao-no-sangue-humano](http://brasilescola.com/quimica/solucaotampao-no-sangue-humano))

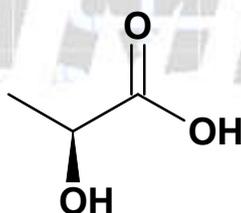
Um litro de solução contém 1,24 g de ácido carbônico e 16,8 g de bicarbonato de sódio. Sabendo-se que  $K_a = 2 \times 10^{-7}$ , determine o pOH dessa solução-tampão. (Considere:  $\log 2 = 0,3$ )

- a) 7,7
- b) 7,4
- c) 6,6
- d) 6,3

17. (UFTM) 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.



a) Quando o sistema é perturbado com solução de  $\text{NaHCO}_3$ , o que se verifica com o deslocamento do equilíbrio representado na equação?

b) A presença no sangue da substância em excesso, relacionada com a contração muscular, pode ser considerada um caso de acidose ou de alcalose? Justifique.

18. (UEL) 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 ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )  $0,20 \text{ mol L}^{-1}$  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  $\log 0,666 = -0,1765$

a) Determine o pH da solução-tampão.

b) 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.

19. (UFF) As soluções tampão apresentam a notável propriedade de resistir a uma modificação de pH por efeito de diluição ou adição de pequenas quantidades de ácidos ou bases fortes. As soluções tampão têm uma enorme importância, pois elas servem para preparar soluções com pH definido ou para manter o pH em torno de um valor desejado.

Suponha uma solução tampão obtida pela mistura de acetato de potássio e ácido acético. Ambos na concentração de 1,0 mol/L. Considere que para esse caso o valor de  $K_a$  é  $1,0 \times 10^{-5}$  e  $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ .

Pode-se afirmar que, após adição de 5,0 mL de NaOH 1,0 mol/L a 10,0 mL do tampão, o pH da solução resultante

- a) é igual ao valor do  $pK_a$ .
- b) é igual ao valor do  $pK_b$ .
- c) é maior do que o valor do  $pK_b$ .
- d) é a metade do valor do  $pK_a$ .
- e) é maior do que o valor do  $pK_a$ .

**20.** (UDESC) 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  $4,16 \times 10^{-10}$  íons - g/L (mantissa de 4,16 = 0,61 ou  $\log 4,16 = 0,61$ ).

**21.** (ITA) A saliva humana pode ser considerada uma solução tampão. Cite quais espécies químicas inorgânicas compõem este tampão e explique como elas atuam.

**22.** (ITA) 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)  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  e completando-se o volume do balão com água destilada.

Dado eventualmente necessário:

$pK_a = -\log K_a = 7,2$ , em que  $K_a$  = constante de dissociação do  $H_2PO_4^-$  em água a  $25^\circ\text{C}$ .

- 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 da solução aquosa preparada, mostrando os cálculos realizados.
- c) 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  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ ? Justifique sua resposta.
- d) 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  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ ? Justifique sua resposta.

**01. Alternativa 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**.

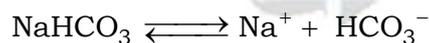
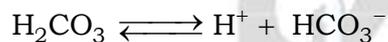
**02. Alternativa C**

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

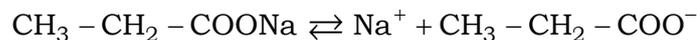
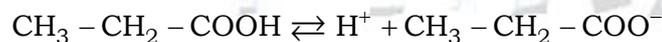
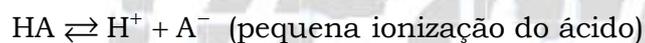
$$K_e = 0,1$$

**03. Alternativa C**

Uma solução tampão é uma solução que apresenta um equilíbrio no qual praticamente não ocorre variação de pH. Elas são formadas por uma base fraca e seu respectivo sal ou por um ácido fraco e seu respectivo sal ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{NaHCO}_3$ ).

**04. Alternativa C**

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

**Comentário:**

HA predomina na solução.



$\text{C}^+$  e  $\text{A}^-$  predominam na solução.

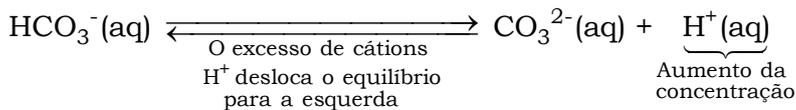
Ao misturarmos um ácido qualquer a esta solução, ele liberará cátions  $\text{H}^+$  que serão consumidos pelo equilíbrio  $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$  que será deslocado para a esquerda, no sentido de HA. Conseqüentemente, a acidez não aumenta e o pH não varia. Percebemos que não faltarão ânions  $\text{A}^-$ , pois a dissociação do sal fabrica uma grande quantidade deles garantindo a formação do ácido (HA).

Analogamente se misturarmos uma base qualquer a esta solução, ela liberará ânions  $\text{OH}^-$  que serão consumidos pelos cátions  $\text{H}^+$  formados pela ionização do ácido  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$ , conseqüentemente, a basicidade não aumenta e o pH não varia. Não faltarão cátions  $\text{H}^+$  para reagirem com os ânions  $\text{OH}^-$  da base, pois o ácido é fraco e por isso existirão muitas moléculas HA inteiras que continuarão a sofrer ionização fornecendo mais cátions  $\text{H}^+$ .

Uma solução tampão apresentará pH estável até que todo o ácido e todo o sal sejam consumidos.

05. Alternativa E

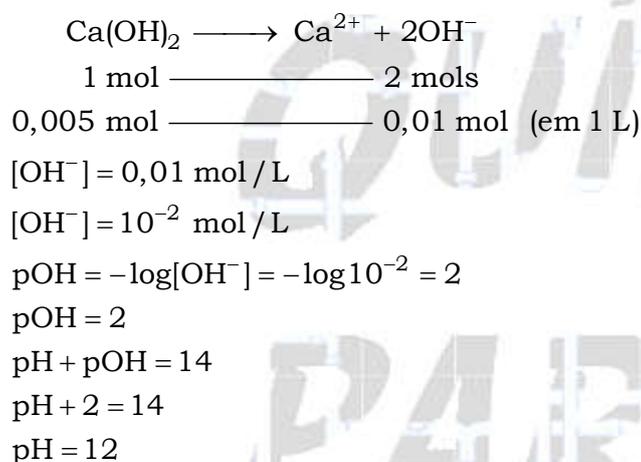
A composição dos oceanos é menos afetada pelo lançamento de efluentes ácidos ( $H^+$ ), pois os oceanos apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam como sistema-tampão consumindo o excesso de cátions  $H^+$ .



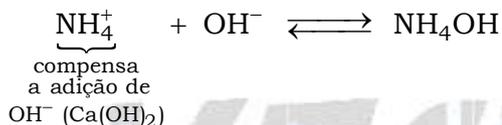
06. Uma solução tampão é uma solução que apresenta um equilíbrio no qual praticamente não ocorre variação de pH. Elas são formadas por uma base fraca e seu respectivo sal ou por um ácido fraco e seu respectivo sal.

Ou seja,  $NH_4OH$  (base fraca) e  $NH_4Cl$  (respectivo sal).

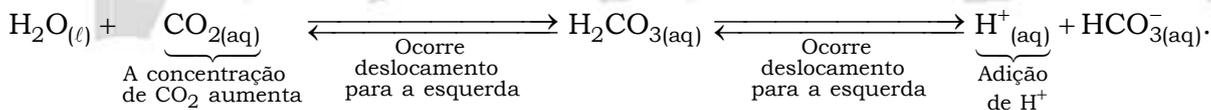
A partir de uma solução aquosa de  $Ca(OH)_2$ , completamente dissociado, na concentração de  $0,005 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ , vem :



Equação química associada:

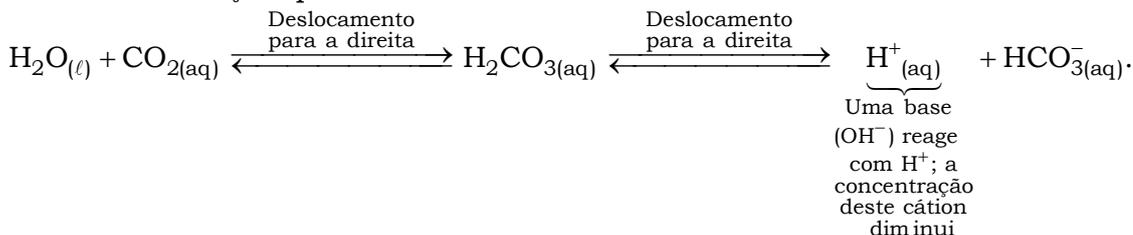


07. a) O equilíbrio será deslocado para a esquerda e a concentração de  $CO_2$  no sangue aumentará. Por meio de reação química, se adicionarem íons  $H^+$ :



b) O equilíbrio é deslocado para a direita quando uma base entra no sangue.

Por meio de reação química:



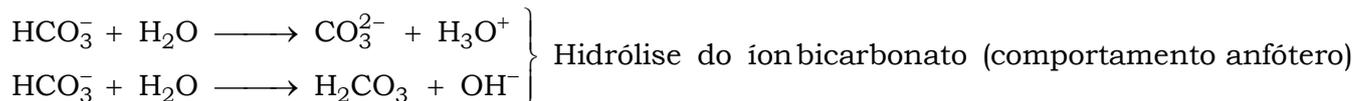
**08. Alternativa E**

A equação de Henderson-Hasselbach é válida com melhor aproximação entre pH 4 e pH 10, devido às simplificações feitas.

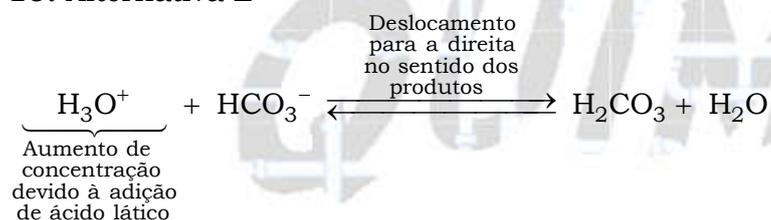
Nas alternativas o valor que melhor se encaixa é pH = 6,5 (duodeno).

**09. Alternativa E**

Um par adequado para a preparação de uma solução tampão é  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e  $\text{NaHCO}_3$ .



**10. Alternativa E**



**11. Alternativa D**

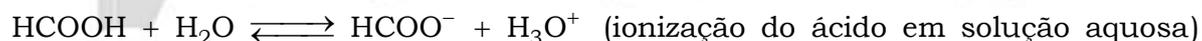
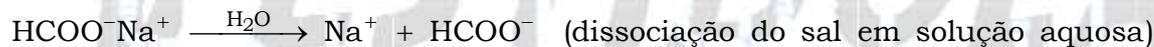
Numa solução tampão o pH permanece, praticamente, constante. O equilíbrio descrito no texto é dado por:



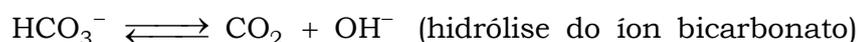
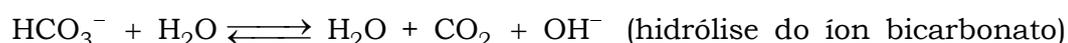
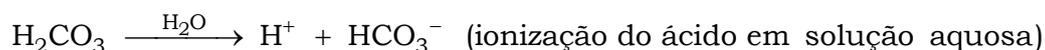
ou



**12. Alternativa C**



**13. Alternativa A**



14. a) Teremos:

$$\text{NH}_4\text{NO}_3 = 80; M_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 80 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 6,4 \text{ g}$$

$$n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = \frac{m_{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{M_{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = \frac{6,4}{80} \text{ mol}$$

$$V = 0,10 \text{ L}$$

$$[\text{NH}_4\text{NO}_3] = \frac{n_{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{V}$$

$$[\text{NH}_4\text{NO}_3] = \frac{\left(\frac{6,4}{80}\right)}{0,10} = 0,8 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,08 \text{ mol/L}$$

$$\text{Dados: } K_B = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$\text{p}K_B = -\log K_B$$

$$\text{p}K_B = -\log(1,8 \times 10^{-5})$$

$$\text{p}K_B = 5 - \underbrace{\log 1,8}_{0,26}$$

$$\text{p}K_B = 4,74$$

$$\text{p}K_w = -\log 10^{-14} = 14$$

$$\text{pH} = \text{p}K_w - \text{p}K_b - \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_w - \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_4\text{NO}_3]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$\text{pH} = 14 - 4,74 - \log \frac{0,8}{0,08} \Rightarrow \text{pH} = 14 - 4,74 - \log 10$$

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

b) Teremos:

$$\text{NH}_4\text{NO}_3 = 80; M_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 80 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 6,4 \text{ g}$$

$$n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = \frac{m_{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{M_{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = \frac{6,4}{80} \text{ mol}$$

$$V = 0,10 \text{ L}$$

$$V_{\text{adicionado}} = 700 \text{ mL} = 0,70 \text{ L}$$

$$V_{\text{total}} = 0,10 + 0,70 = 0,80 \text{ L}$$

$$[\text{NH}_4\text{NO}_3] = \frac{n_{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{V}$$

$$[\text{NH}_4\text{NO}_3] = \frac{\left(\frac{6,4}{80}\right)}{0,8} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,08 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_4\text{OH}] \times V = [\text{NH}_4\text{OH}]' \times V_{\text{total}}$$

$$0,08 \times 0,10 = [\text{NH}_4\text{OH}]' \times 0,80$$

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

$$\text{Dados : } K_B = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$pK_B = -\log K_B$$

$$pK_B = -\log(1,8 \times 10^{-5})$$

$$pK_B = 5 - \underbrace{\log 1,8}_{0,26}$$

$$pK_B = 4,74$$

$$pK_w = -\log 10^{-14} = 14$$

$$pH = pK_w - pK_b - \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

$$pH = pK_w - pK_b - \log \frac{[\text{NH}_4\text{NO}_3]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$pH = 14 - 4,74 - \log \frac{0,1}{0,01} \Rightarrow pH = 14 - 4,74 - \log 10$$

$$pH = 9,26 - 1$$

$$pH = 8,26$$

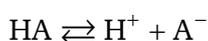
**15. a)** Resumidamente: sistema tampão é aquele no qual o pH se mantém constante.

Um sistema tampão é composto por um ácido fraco e o sal correspondente do mesmo ânion (ou base conjugada) ou ainda, uma base fraca e seu sal correspondente do mesmo cátion (ou ácido conjugado). Nestes sistemas as variações de pH são insignificantes quando eles são submetidos à adição de ácidos ou bases em pequenas quantidades.

b) Dados:

$$pK_a \text{ de } \text{NaH}_2\text{PO}_4 = 7,2; \quad pK_a \text{ de } \text{Na}_2\text{HPO}_4 : 12,7.$$

Para um ácido fraco :



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = [\text{H}^+] \times \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

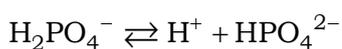
Aplicando  $-\log$  :

$$-\log K_a = -\log \left( [\text{H}^+] \times \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right)$$

$$pK_a = -\log K_a$$

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

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



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

Para uma solução tamponada de  $pH = 7,2$ , vem:

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

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

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

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

$$1 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Condição necessária :

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

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

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

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

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

$$1 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Condição necessária :

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

### 16. Alternativa D

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

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

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:

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

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

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

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

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

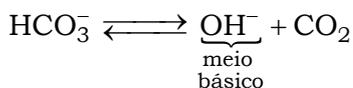
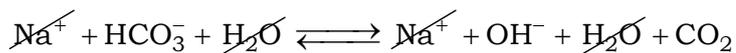
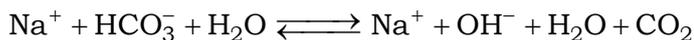
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

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

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

17. a) Hidrólise:

NaHCO<sub>3</sub> em água



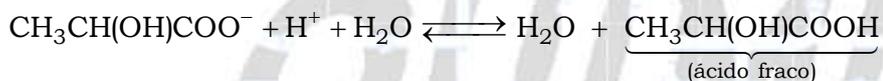
Então,



desloca para a esquerda

← devido ao consumo de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

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.

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

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{V_{\text{solução de CH}_3\text{COOH}}} \Rightarrow n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = [\text{CH}_3\text{COOH}] \times V_{\text{solução de CH}_3\text{COOH}}$$

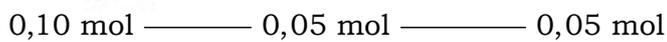
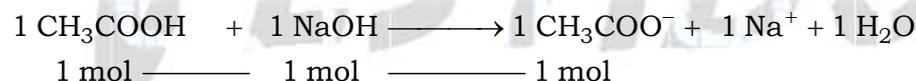
$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,50 \text{ L}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,10 \text{ mol}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{solução de NaOH}}} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \times V_{\text{solução de NaOH}}$$

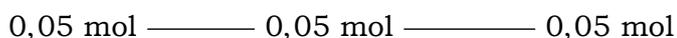
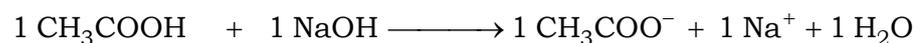
$$n_{\text{NaOH}} = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,50 \text{ L}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,05 \text{ mol}$$



$$n_{\text{CH}_3\text{COOH em excesso}} = 0,10 \text{ mol} - 0,05 \text{ mol} = 0,05 \text{ mol}$$

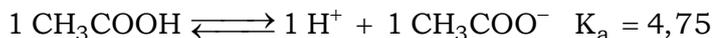
Então :



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

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0,05 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

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



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

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

$$-\log K_a = -\log([\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}^+]) + \log[\text{CH}_3\text{COOH}]$$

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

$$pK_a = -\log[\text{CH}_3\text{COO}^-] + \text{pH} + \log[\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$\text{pH} = pK_a + \log[\text{CH}_3\text{COO}^-] - \log[\text{CH}_3\text{COOH}]$$

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

$$\text{pH} = 4,75 + 0$$

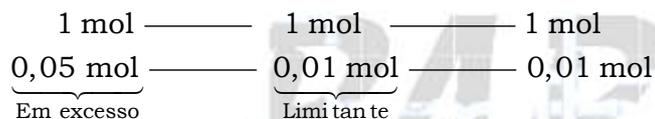
$$\text{pH} = 4,75$$

b) Determinação do pH da solução-tampão após a adição de 0,01 mol de NaOH em 1,00 L da solução preparada:

$$V = 1,00 \text{ L}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,01 \text{ mol}$$



$$n_{\text{CH}_3\text{COOH em excesso}} = 0,05 \text{ mol} - 0,01 \text{ mol} = 0,04 \text{ mol}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0,04 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = n_{\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (antes da adição)}} + n_{\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (depois da adição)}}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 0,05 \text{ mol} + 0,01 \text{ mol} = 0,06 \text{ mol}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{0,06 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = pK_a + \log[\text{CH}_3\text{COO}^-] - \log[\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$\text{pH} = pK_a - (-\log[\text{CH}_3\text{COO}^-] + \log[\text{CH}_3\text{COOH}])$$

$$\text{pH} = pK_a - (\log[\text{CH}_3\text{COOH}] - \log[\text{CH}_3\text{COO}^-])$$

$$\text{pH} = pK_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$\text{pH} = 4,75 - \log \frac{0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$\text{pH} = 4,75 - \log 0,666$$

$$\log 0,666 = -0,1765$$

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

$$\text{pH} = 4,9265$$

19. Alternativa E

Uma solução tampão é uma solução que apresenta um equilíbrio no qual praticamente não ocorre variação de pH.

Elas são formadas por uma base fraca e seu respectivo sal ou por um ácido fraco e seu respectivo sal.

A equação de Henderson-Hasselbach é muito utilizada quando se precisa relacionar o pH com o pKa ou pKb:

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

ou

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

Então,

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOK}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-5} + \log \frac{1 \text{ M}}{1 \text{ M}}$$

$$\text{pH} = 5$$

A adição de uma base forte provocará elevação do pH.

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOK}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \downarrow}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-5} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOK}] \uparrow}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = 5 + \text{acrécimo}$$

$$\text{pH} > 5 \Rightarrow \text{pH} > \text{pK}_a$$

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

$$\text{b) } [\text{H}^+] = 4,16 \times 10^{-10} \text{ íons-g/L} \Rightarrow [\text{H}^+] = 4,16 \times 10^{-10} \text{ mol/L; } \log 4,16 = 0,61.$$

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

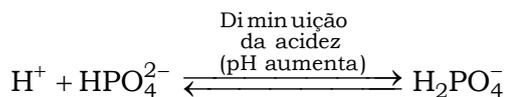
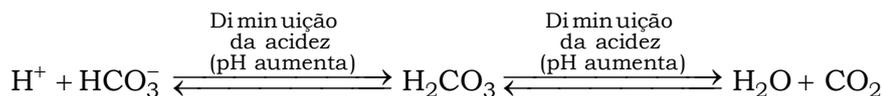
$$\text{pH} = -\log(4,16 \times 10^{-10}) = -[\log 4,16 + \log 10^{-10}] = -[0,61 - 10]$$

$$\text{pH} = 9,39.$$

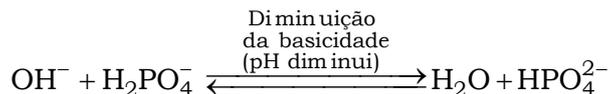
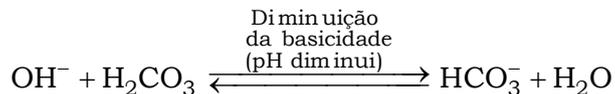
21. A saliva humana pode ser considerada uma solução tampão, pois o pH permanece praticamente constante, ou seja, apresenta pequena variação entre 6,9 e 7,0.

Os principais tampões inorgânicos são formados por  $\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$  e  $\text{HPO}_4^{2-} / \text{H}_2\text{PO}_4^-$  os quais diminuem a acidez e basicidade evitando grandes variações de pH que podem causar problemas bucais.

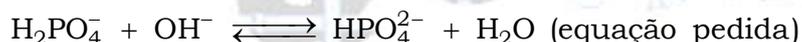
Para o excesso de acidez ( $H^+$ ):



Para o excesso de basicidade ( $OH^-$ ):



22. a) Equação química referente à reação que ocorre no balão quando da adição do  $KH_2PO_4$  à solução de KOH:



b) A partir da solução tampão obtida, vem:

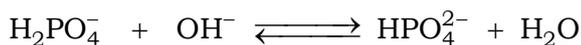
$$n_{KH_2PO_4} = n_{H_2PO_4^-} = 0,05 \text{ mol}$$

$$V_{\text{solução de KOH}} = V = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L}$$

$$[KOH] = [OH^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$n_{KOH} = [KOH] \times V_{\text{solução de KOH}}$$

$$n_{KOH} = n_{OH^-} = 0,1 \times 0,3 = 0,03 \text{ mol}$$



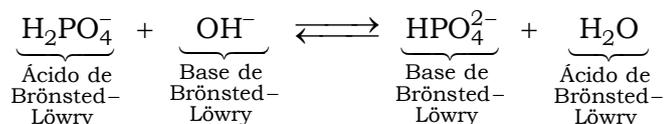
$$1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol}$$

$$0,05 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 0,03 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 0,03 \text{ mol}$$

$$\underbrace{0,05 \text{ mol}}_{\text{Excesso de}} - 0,03 \text{ mol} = 0,02 \text{ mol}$$

$$[H_2PO_4^-]_{\text{excesso}} = \frac{n_{H_2PO_4^-}(\text{excesso})}{V} = \frac{0,02 \text{ mol}}{0,3 \text{ L}}$$

$$[HPO_4^{2-}] = \frac{n_{HPO_4^{2-}}}{V} = \frac{0,03 \text{ mol}}{0,3 \text{ L}}$$



$$pH = pK_a - \log \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Base conjugada}]}$$

$$\text{pH} = \text{pKa} - \log \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

$$\text{pH} = 7,2 - \log \frac{\left(\frac{0,02 \text{ mol}}{0,3 \text{ L}}\right)}{\left(\frac{0,03 \text{ mol}}{0,3 \text{ L}}\right)}$$

$$\text{pH} = 7,2 - \log \frac{2}{3}$$

c) O pH não sofre alteração devido ao efeito tampão:

$$[\text{HCl}] = 0,1 \text{ mol/L}$$

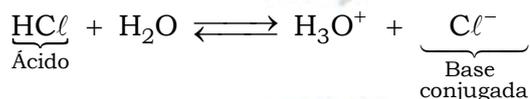
$$V = 1 \text{ mL} = 0,001 \text{ L}$$

$$n_{\text{HCl}} = [\text{HCl}] \times V$$

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{H}^+} = n_{\text{Cl}^-} = 0,1 \times 0,0001 = 0,0001 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total de H}^+} = 0,02 + 0,0001 = 0,0201 \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{n_{\text{total de H}^+}}{V} = \left(\frac{0,0201 \text{ mol}}{V}\right)$$



$$n_{\text{total de base}} = 0,03 + 0,0001 = 0,0301 \text{ mol}$$

$$[\text{Base}] = \frac{n_{\text{total de base}}}{V} = \left(\frac{0,0301 \text{ mol}}{V}\right)$$

$$\text{pH} = \text{pKa} - \log \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Base conjugada}]}$$

$$\text{pH} = 7,2 - \log \frac{\left(\frac{0,0201 \text{ mol}}{V}\right)}{\left(\frac{0,0301 \text{ mol}}{V}\right)} \Rightarrow \text{pH} = 7,2 - \log \frac{0,0201 \text{ mol}}{0,0301 \text{ mol}}$$

$$\text{pH} \approx 7,2 - \log \frac{2}{3}$$

d) O pH não sofre alteração devido ao efeito tampão:

$$[\text{KOH}] = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$V = 1 \text{ mL} = 0,001 \text{ L}$$

$$n_{\text{KOH}} = [\text{KOH}] \times V$$

$$n_{\text{KOH}} = n_{\text{OH}^-} = 0,1 \times 0,001 = 0,0001 \text{ mol}$$

$$n_{\text{base total}} = 0,03 + 0,0001 = 0,0301 \text{ mol}$$

$$[\text{Base}] = \frac{0,0301 \text{ mol}}{V}$$



$$n_{\text{ácido restante}} = 0,02 - 0,0001 \text{ mol} = 0,0199 \text{ mol}$$

$$[\text{Ácido}] = \frac{0,0199 \text{ mol}}{V}$$

$$\text{pH} = \text{pKa} - \log \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Base conjugada}]}$$

$$\text{pH} = 7,2 - \log \frac{\left(\frac{0,0199 \text{ mol}}{V}\right)}{\left(\frac{0,0301 \text{ mol}}{V}\right)} \Rightarrow \text{pH} = 7,2 - \log \frac{0,0199}{0,0301}$$

$$\text{pH} \approx 7,2 - \log \frac{2}{3}$$

# QUÍMICA PARA O VESTIBULAR