

pH E pOH

01 - (Fuvest SP/2008/1ª Fase)

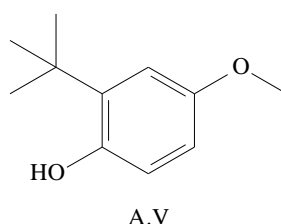
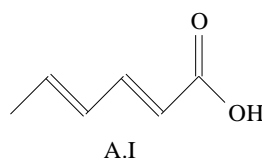
Para indicar a acidez de uma solução, usa-se o pH, que informa a concentração de íons H^+ que se encontram na solução. A água pura tem pH igual a 7, o que significa que existe 1 mol de H^+ para cada 10^7 litros. Do mesmo modo, numa solução de pH igual a 3 existe 1 mol de H^+ para cada 10^3 litros. Se determinada solução tem pH igual a 6, pode-se concluir que a concentração de íons H^+ nessa solução é

- duas vezes maior que a existente em uma solução de pH = 3.
- dez vezes maior que a existente em água pura.
- mil vezes maior que a existente em uma solução de pH = 3.
- três vezes menor que a existente em uma solução de pH = 3.
- aproximadamente 16% menor que a existente em água pura.

Gab: B

02 - (Unifesp SP/2008/2ª Fase)

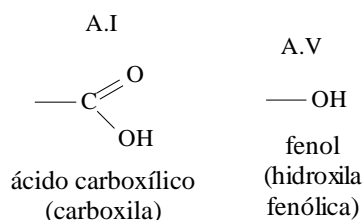
Usam-se aditivos para melhorar o aspecto e a preservação dos alimentos industrializados. O aditivo A.I é um agente antimicrobiano utilizado em alimentos como suco de frutas cítricas. O aditivo A.V é um agente antioxidante utilizado em alimentos como as margarinas.



- Dê os nomes dos grupos funcionais que contêm átomos de H encontrados nas duas estruturas. Qual dos dois aditivos pode apresentar maior solubilidade num solvente apolar? Justifique.
- Dentre os aditivos, qual seria o mais indicado par ser utilizado em alimentos de baixos valores de pH? Justifique. Dê o nome do aditivo A.I.

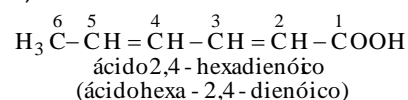
Gab:

a)



O A.V é o mais solúvel em um solvente apolar por apresentar maior estrutura apolar formada de átomos de carbono e hidrogênio, e seus grupos polares estão em posição para do anel aromático.

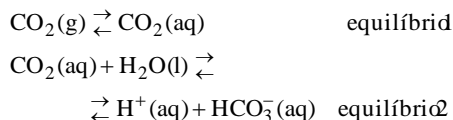
b)



O enunciado afirma que o A.I é usado em suco de frutas cítricas que apresenta características ácidas. Logo, o A.I é o aditivo mais indicado para alimentos de baixos valores de pH. Além disso, a adição do A.I, ao acentuar a acidez do alimento, aumenta a ação antimicrobiana, devido ao baixo pH.

03 - (Fuvest SP/2008/2ªFase)

Mesmo em regiões não poluídas, a água da chuva não apresenta pH igual a 7, devido ao CO₂ atmosférico, que nela se dissolve, estabelecendo-se os equilíbrios



No equilíbrio 1, o valor da concentração de CO₂ dissolvido na água, [CO₂(aq)], é obtido pela lei de Henry, que fornece a solubilidade do CO₂ na água, em função da pressão parcial desse gás, P_{CO₂}, no ar:

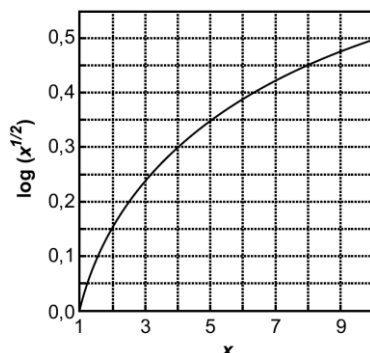
$$[\text{CO}_2(\text{aq})] = k \cdot P_{\text{CO}_2},$$

onde $k = 3,5 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1} \text{ atm}^{-1}$, a 25 °C.

O valor da constante do equilíbrio 2, a 25 °C, é $4,4 \times 10^{-7} \text{ molL}^{-1}$.

- a) Atualmente, a concentração de CO₂ na atmosfera se aproxima de 400 ppm. Calcule a pressão parcial de CO₂ para um local em que a pressão do ar é 1,0 atm.
- b) Escreva a expressão da constante do equilíbrio 2.
- c) Calcule o pH da água da chuva (o gráfico a seguir poderá ajudar, evitando operações como extração de raiz quadrada e de logaritmo).

Observação: ppm = partes por milhão.



Gab:

- a) $P_{\text{CO}_2} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$
- b) A expressão da constante do equilíbrio 2 é:

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$
- c) $\text{pH} \cong 5,6$

04 - (Unesp SP/2008/Conh. Gerais)

Quando o pH da água da chuva fica abaixo de 5,0 ocorre o fenômeno denominado *chuva ácida*. Assinale a alternativa na qual a concentração de HNO₃ (massa molar = 63 g.mol⁻¹), isoladamente, seria suficiente para que se considerasse a chuva como ácida.

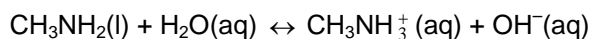
- a) $7 \cdot 10^{-2} \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.
- b) 10^{-3} mM .
- c) $7 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- d) $7 \cdot 10^{-6} \% \text{ (m/m)}$.

e) $2 \cdot 10^{-7}$ M.

Gab: C

05 - (Ufms MS/2008/Conh. Gerais)

A metilamina é uma base fraca que se ioniza de acordo com a seguinte equação:



Se uma solução de concentração 0,25 mol/L dessa base estiver 4% ionizada, o valor do pH será igual a

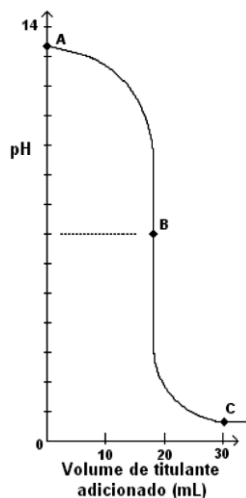
- a) 2.
- b) 7.
- c) 12.
- d) 10.
- e) 13.

Gab: C

06 - (Ufms MS/2008/Biológicas)

A figura abaixo apresenta um gráfico da curva do pH durante a titulação de uma base forte, 25mL de NaOH (aq) $0,200\text{molL}^{-1}$, com um ácido forte, HCl (aq) $0,320\text{molL}^{-1}$. Em razão da reação que ocorre entre o ácido e a base, analise as afirmativas e assinale a(s) correta(s).

Dado: $\log 0,2 = 0,698$.



- 01. No ponto **A** do gráfico, o pH da solução vale aproximadamente 13,3.
- 02. Após a adição de 5,00mL de titulante, a concentração molar de OH^- no meio será de $0,113\text{molL}^{-1}$.
- 04. O volume de HCl $0,320\text{molL}^{-1}$, necessário para atingir o ponto **B**, será de aproximadamente 25,0mL.
- 08. Após a adição de 20mL de ácido, a quantidade de íons H^+ remanescente será de $1,4 \times 10^{-3}$ mol.
- 16. Após a adição de 20mL de ácido, a concentração molar de íons H_3O^+ deverá ser de $0,031\text{molL}^{-1}$.
- 32. O ponto **C** corresponde à concentração final da base.

Gab: 027

07 - (Ufam AM/2008)

A 10 mL de uma solução aquosa com concentração hidrogeniônica igual a $10^{-4} \text{mol.L}^{-1}$ foi acrescentado 90 mL de água. Qual o pH da solução original e da solução diluída, respectivamente?

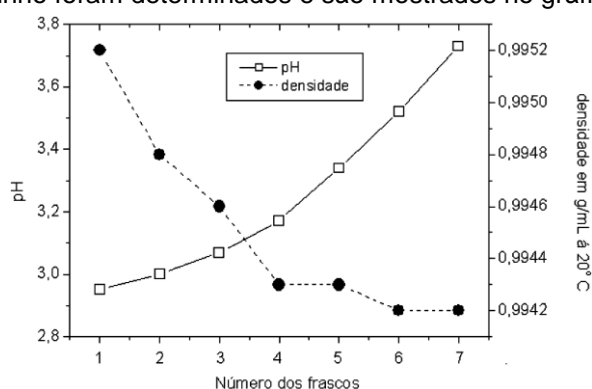
- a) 5,0 e 9,0

- b) 5,0 e 4,0
- c) 4,0 e 9,0
- d) 3,0 e 5,0
- e) 4,0 e 5,0

Gab: E

08 - (Uei PR/2008)

A uva Isabel (*Vitis labrusca*) é utilizada para a elaboração de vinho tinto de mesa, o qual, geralmente, apresenta acidez elevada, devido ao alto teor de ácido tartárico livre. Um estudo avaliou o efeito de diferentes doses de carbonato de cálcio (CaCO_3) na correção da acidez e nas propriedades do vinho. Em 7 recipientes, enumerados de 1 a 7, foram transferidos 3 litros de vinho para cada um deles. Em seguida, exceto no frasco 1, foi dissolvido (CaCO_3) sólido suficiente para obter concentrações deste sal iguais a 0,0; 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 2,5 e 3,0 g/l, respectivamente. O conteúdo dos recipientes foi homogeneizado e mantido em repouso por 10 dias à temperatura ambiente. Após este período, o pH e a densidade do vinho foram determinados e são mostrados no gráfico.



Com base no texto e nos resultados descritos no gráfico, analise as afirmativas.

- I. Após 10 dias em repouso, a acidez do vinho nos frascos de 2 a 7 aumentou.
- II. O comportamento do pH está associado à neutralização do ácido tartárico.
- III. O carbonato de cálcio provocou redução da densidade do vinho em consequência da precipitação do tartarato de cálcio.
- IV. A concentração molar do carbonato de cálcio, nos frascos de 2 a 7 no início do experimento, é igual a concentração em g/l multiplicada pela massa molar do carbonato de cálcio.

Com base no texto e nos conhecimentos sobre o tema, assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

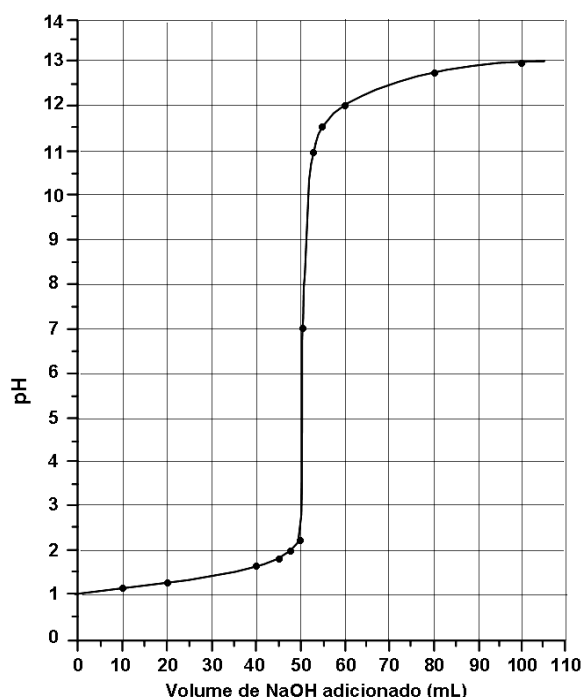
- a) I e III.
- b) II e III.
- c) II e IV.
- d) I, II e IV.
- e) I, III e IV.

Gab: B

09 - (Ufsc SC/2008)

Uma aplicação prática importante decorrente da mistura de soluções, que reagem quimicamente entre si, é a utilização da técnica de titulação. Essa técnica é empregada em laboratórios de pesquisa e de indústrias para determinar a concentração de soluções, por meio da reação química entre volumes conhecidos de uma solução problema com uma solução de concentração conhecida.

A figura abaixo mostra a variação do pH durante a titulação de uma solução de HCl $0,10 \text{ molL}^{-1}$ com uma solução de NaOH $0,10 \text{ molL}^{-1}$, sendo utilizado um indicador ácido-base para sinalizar o ponto de equivalência da titulação.



De acordo com as informações acima, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- 01. O pH da solução no ponto de equivalência é 7,0.
- 02. O pH da solução de HCl, antes do início da titulação, é igual a 2,0.
- 04. À medida que a base é adicionada à solução de ácido, a concentração de íons H^+ aumenta.
- 08. O pH aumenta muito rapidamente próximo do ponto de equivalência.
- 16. A figura indica que foram titulados 50 mL de HCl $0,10 \text{ molL}^{-1}$.
- 32. Após o ponto de equivalência, a solução resultante adquire caráter básico.
- 64. No ponto de equivalência há quantidades diferentes de mol de HCl e de NaOH.

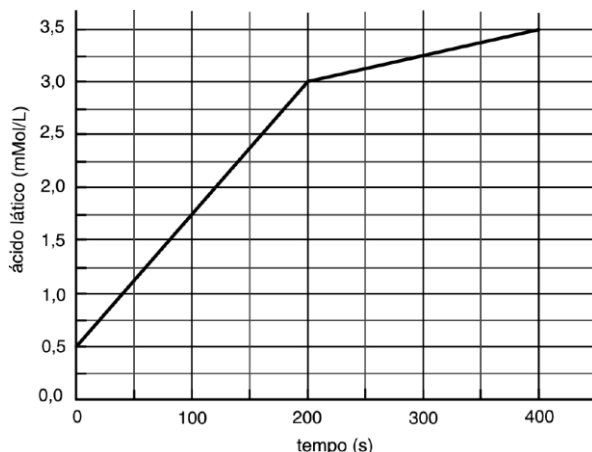
Gab: 57

10 - (Ufrj RJ/2008)

Quando um atleta pratica exercícios físicos vigorosos, o oxigênio disponível na corrente sanguínea é rapidamente consumido, levando seu metabolismo a trabalhar em condições anaeróbicas. Nessas condições, o processo de geração de energia para a contração de músculos envolve a quebra de glicose ($C_6H_{12}O_6$), produzindo ácido láctico ($C_3H_6O_3$) e provocando fadiga muscular.



O gráfico a seguir mostra a variação da concentração de ácido láctico no sangue de um atleta durante uma competição em função do tempo t.



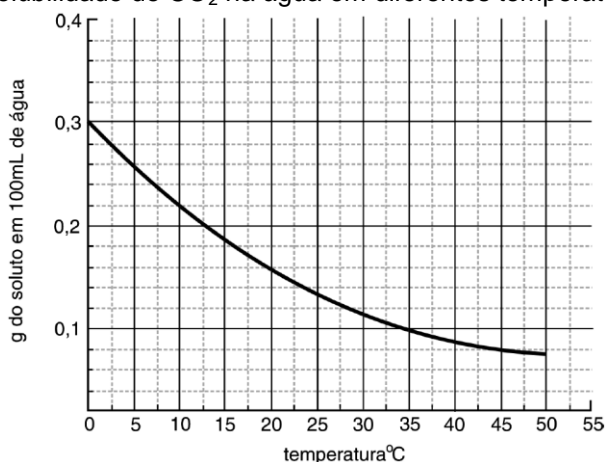
- a) Calcule a taxa de formação de ácido láctico entre o estado de repouso (t = 0s) e o instante t = 200s.
- b) Como o ácido láctico é um ácido fraco, de cada 100 moléculas de ácido láctico dissolvidas em água, apenas quatro sofrem ionização. Calcule o pH de uma solução aquosa de ácido láctico com concentração igual a 2,5 mMol/L.

Gab:

- a) Taxa de formação de ácido láctico: $1,25 \times 10^{-2}$ mMol/L.s
- b) pH = 4

11 - (Ufrj RJ/2008)

O gráfico a seguir representa a solubilidade de CO₂ na água em diferentes temperaturas.



Após a dissolução, o CO₂ reage com a água segundo a equação:



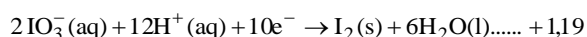
- a) Determine a molaridade de uma solução saturada de CO₂ em água a 10°C.
- b) Explique o efeito do aumento de temperatura na concentração de CO₂ dissolvido e no pH do sistema.

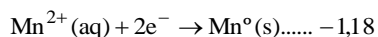
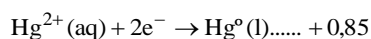
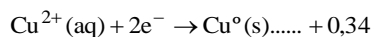
Gab:

- a) M = 0,05
- b) Com o aumento da temperatura, a concentração de CO₂ no sistema diminui, deslocando o equilíbrio para a esquerda. Como conseqüência, a concentração de H⁺ diminui, aumentando o pH do meio.

12 - (Unifor CE/2007/Janeiro)

Potenciais padrão de redução,E⁰





Nas reações representadas abaixo os íons envolvidos estão na concentração padrão (1 mol/L). Dentre elas, a reação espontânea é

- a) $\text{I}_2(\text{s}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 5\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + 12\text{H}^{+}(\text{aq}) + 5\text{Cu}^{\circ}(\text{s})$
- b) $\text{I}_2(\text{s}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + 12\text{H}^{+}(\text{aq}) + 5\text{Mn}^{\circ}(\text{s})$
- c) $\text{I}_2(\text{s}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 5\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + 12\text{H}^{+}(\text{aq}) + 5\text{Hg}^{\circ}(\text{l})$
- d) $\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Hg}^{\circ}(\text{l}) \rightarrow \text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + \text{Mn}^{\circ}(\text{s})$
- e) $\text{Cu}^{\circ}(\text{s}) + \text{Hg}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Hg}^{\circ}(\text{l})$

Gab: E

13 - (Uem PR/2007/Julho)

Assinale a alternativa **incorreta**.

- a) A massa molar do ZrB_2 é de 113 g/mol.
- b) O elemento cloro possui maior potencial de ionização do que o elemento alumínio.
- c) A reação $2\text{HCl}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ é uma reação de decomposição.
- d) Uma solução aquosa a 25°C com $[\text{H}^{+}] = 0,0001$ possui $\text{pOH} = 10$.
- e) A molécula de ozônio é linear e possui momento dipolar igual a zero.

Gab: E

14 - (Uem PR/2007/Julho)

Sobre a escala de pH e as diversas substâncias que nos cercam, assinale a alternativa **correta**.

- a) A água da chuva tem pH neutro.
- b) Os xampus são levemente ácidos, ou seja, têm pH um pouco superior a 7.
- c) A água do mar apresenta pH inferior a 7, em parte devido à decomposição das carapaças de animais, como as conchas.
- d) Os solos ácidos estão relacionados à decomposição de bases pouco solúveis, presentes nas rochas básicas como o basalto.
- e) Adicionando-se barrilha aos solos, esses se tornam mais básicos.

Gab: E

15 - (UFCG PB/2007/Julho)

Nas compotas de pêssego, o pH da calda está em torno de 4,0 e, nas compotas de figo, está em torno de 5,0. O pH mais alto da calda, na compota de figo, faz com que ocorra a possibilidade de proliferação do *Clostridium botulinum*, que se desenvolve em meios com pH acima de 5,0.

Considerando uma calda de compota de pêssego com $\text{pH}=4,0$ e uma calda de compota de figo com $\text{pH}=5,0$, podemos afirmar que:

- a) A calda da compota de figo é mais ácida que a da compota de pêssego.
- b) O pOH da calda da compota de pêssego é 9,0 e o da calda da compota de figo são 8,0.
- c) A concentração hidrogeniônica da calda com $\text{pH}=4,0$ é 10^{-4} mol/L e da calda com $\text{pH}=5,0$ é 10^{-5} mol/L.

- d) Quanto maior o pOH da calda em uma compota, menor será sua concentração hidrogeniônica.
 e) Uma amostra de calda, com concentração de oxidrilas igual a 10^{-3} mol/L, tem pH igual a 3,0.

Gab: C

16 - (Ueg GO/2007/Julho)

Considere uma solução aquosa $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ de um ácido hipotético HA. Sabendo que essa solução apresenta o mesmo pH de uma solução aquosa com concentração $8,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de um outro ácido hipotético HB, responda ao que se pede.

Dados: α (HB) = 100%; $\log 8 = 0,9$

- a) Calcule o pH da solução que contém o ácido HB.
 b) Calcule o grau de ionização do ácido HA.

Gab:

- a) pH = 2,1
 b) $\alpha = 0,8\%$

17 - (Unifesp SP/2007/1ªFase)

Alguns medicamentos, à base de AAS (monoácido acetil-salicílico), são utilizados como analgésicos, anti-inflamatórios e desplaquetadores sanguíneos. Nas suas propagandas, consta:

O Ministério da Saúde adverte: este medicamento é contraindicado em caso de suspeita de dengue.

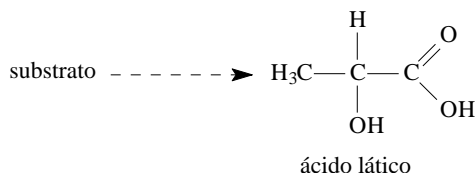
Como as plaquetas são as responsáveis pela coagulação sanguínea, esses medicamentos devem ser evitados para que um caso de dengue simples não se transforme em dengue hemorrágica. Sabendo-se que a constante de ionização do AAS é 3×10^{-5} , o valor que mais se aproxima do pH de uma solução aquosa de AAS $3,3 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ é

- a) 8.
 b) 6.
 c) 5.
 d) 4.
 e) 3.

Gab:D

18 - (Unimontes MG/2007/1ªFase)

O pH do leite de vaca é aproximadamente 6,5 e, quando armazenado em determinadas condições, favorece o crescimento bacteriano. No metabolismo das bactérias, ocorre a seguinte reação:



Sendo assim, após algum tempo, o leite perde suas características, coagulando-se ou, como se diz, o leite azeda. Sabendo-se que o leite contém, em grande quantidade, a proteína caseína e que esta se precipita em pH = 4,5, pode-se afirmar que

- a) as bactérias produzem o ácido que aumenta o pH do leite, desnaturando a caseína.
 b) o leite coagula devido à morte das bactérias que não sobrevivem em pH igual a 6,5.
 c) o metabolismo bacteriano aumenta a concentração de cátions H^+ , reduzindo o pH.
 d) a concentração de íons H^+ no leite azedo é 10 vezes maior que a no leite normal.

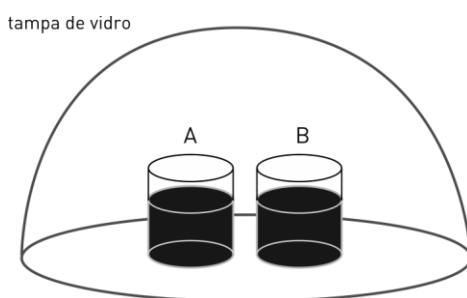
Gab: C

19 - (Uerj RJ/2007/2ªFase)

Considere dois frascos, A e B, contendo soluções distintas, descritas na seguinte tabela:

FRASCO	Composição das Soluções			
	concentração (mol x L ⁻¹)	volume (mL)	soluto	solvente
A	1,00x10 ⁻²	5,00x10 ²	hidróxido de bário	água
B	5,00x10 ⁻²			

Os frascos são cobertos com uma tampa de vidro que impede a troca de matéria com o meio externo, como ilustrado a seguir.



Após o fechamento do sistema ocorrem alterações dos volumes contidos nos frascos devido a diferenças de pressão de vapor das soluções.

Admita que o soluto está completamente dissociado, não é volátil, e que as condições de pressão e temperatura são respectivamente iguais a 1 atm e 25°C.

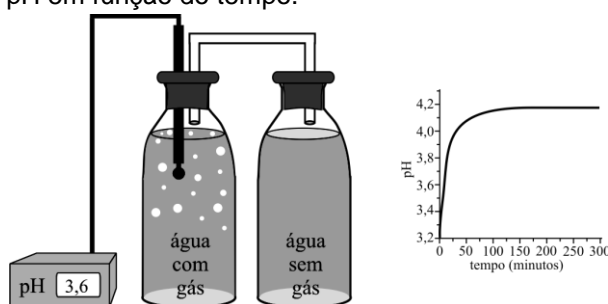
Usando os dados fornecidos na tabela de composição das soluções, calcule o pH da solução contida no frasco B. Indique, também, as alterações de volume ocorridas em cada frasco, algum tempo após o fechamento do sistema.

Gab:

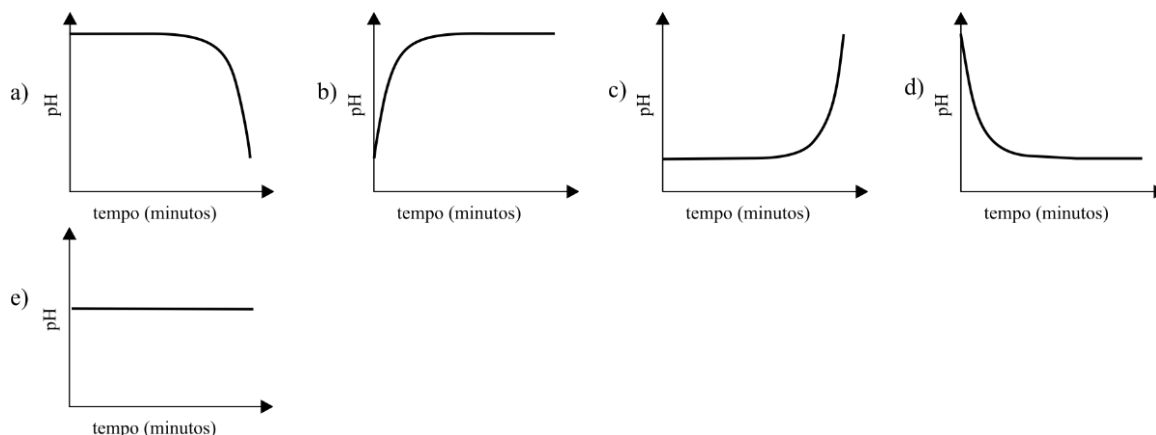
pH = 13. O volume diminui no frasco A e aumenta no frasco B.

20 - (Unesp SP/2007/Conh. Gerais)

Um estudante conectou, por meio de uma mangueira, duas garrafas de água mineral, sendo uma com gás e outra sem. Por meio de um peagâmetro inserido na água com gás, ele acompanhou a variação de pH e pode construir um gráfico registrando a variação de pH em função do tempo.



Com relação à garrafa não monitorada pelo peagâmetro, pode-se concluir que o gráfico que melhor representaria a variação de pH é:



Gab: D

21 - (Ufms MS/2007/Exatas)

Considerando-se a tabela abaixo, pode-se verificar que o produto iônico da água (K_w) tem seu valor alterado com a variação da temperatura:

T(°C)	K_w
25	$1,0 \times 10^{-14}$
30	$1,3 \times 10^{-14}$

Sobre esse comportamento, é correto afirmar:

- 01. Trata-se de um processo endotérmico.
- 02. O pH da água pura a 30 °C é maior que 7.
- 04. Aumentando-se a temperatura, o equilíbrio desloca-se para a direita.
- 08. A temperatura não influencia o equilíbrio da auto-ionização da água.
- 16. A adição de um catalisador, a 30°C, provocaria uma redução no valor de K_w .

Gab: 05

22 - (FFCMPA RS/2007)

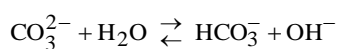
Em 10,0 mL de uma solução de HCl, cujo pH é 2,0, são adicionados mais 90,0 mL de água pura. Podemos afirmar que o pH da nova solução será

- a) 10% do valor da solução de origem.
- b) 90% do valor da solução de origem.
- c) o mesmo.
- d) 50% maior que a solução de origem.
- e) 100% maior que a solução de origem.

Gab: D

23 - (Ufal AL/2007)

Na reação de combustão da pólvora ocorre a formação de carbonato de potássio, entre outras substâncias químicas. Em contato com água presente na atmosfera o carbonato sofre a reação representada abaixo que provoca corrosão nos canos das armas.



Supondo que o cano da arma é constituído principalmente de ferro metálico, pode-se concluir que

- a) o interior do cano da arma fica ácido após o disparo.
- b) o ferro metálico, no processo de corrosão, ganha elétrons.

- c) o número de oxidação do ferro, no processo de corrosão, permanece inalterado.
- d) pela ação do carbonato, o interior do cano torna-se alcalino.
- e) o pH no interior do cano, após o disparo, diminui.

Gab: D

24 - (Fepcs DF/2007)

A tabela a seguir fornece a concentração hidrogeniônica ou hidroxiliônica a 25°C, em mol/L, de alguns produtos:

produto	concentração em mol / L
Coca - Cola	$[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-11}$
Leite de vaca	$[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-6}$
Clara de ovo	$[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-6}$
Água com gás	$[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-4}$
Água do mar	$[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-8}$

Com base nesses dados, NÃO é correto afirmar que:

- a) a água do mar tem $\text{pOH} = 6$;
- b) a água com gás tem pH maior do que a Coca-Cola e menor do que o leite de vaca;
- c) a água do mar tem pH básico;
- d) a clara de ovo é mais básica que o leite de vaca;
- e) a clara de ovo tem maior pH do que a água do mar.

Gab: E

25 - (Furg RS/2007)

O quadro abaixo contém informações a respeito do pH aproximado de algumas soluções cujas concentrações são iguais a 0,1 mol/L, a 25°C.

Solução	pH
HCl	1,0
NaOH	13,0
CH_3COOH	3,0
HCN	5,0

A respeito dessas soluções, nas condições descritas, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. A solução de HCl é a que apresenta uma maior concentração de H^+ .
- II. 10 mL da solução de NaOH são suficientes para neutralizar 10 mL da solução de HCl.
- III. A solução de CH_3COOH apresenta menor concentração de H^+ em relação à de HCN.
- IV. A concentração de íons OH^- na solução de NaOH é igual a 1×10^{-13} mol/L.

Assinale a alternativa com as afirmativas corretas.

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

Gab: A

26 - (Ufam AM/2007)

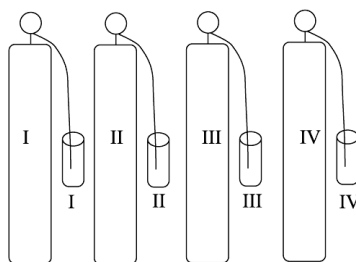
100 mL de uma solução aquosa de 0,1 mol/L de ácido clorídrico foram diluídos a 1 L, a 25°C. O pOH da solução resultante é igual:

- a) 12,0
- b) 11,0
- c) 2,0
- d) 1,0
- e) 0,1

Gab: A

27 - (Fgv SP/2007)

Em um laboratório, encontram-se quatro cilindros identificados pelos números I, II, III e IV, contendo os gases puros NH₃, NO₂, CO, e SO₂, respectivamente. Esses gases foram individualmente borbulhados em água destilada a 25°C, com pH = 7, e os valores de pH das soluções formadas foram medidos por um potenciômetro.



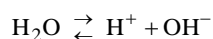
Considerando-se que a rotulagem dos frascos corresponde à dos cilindros, os resultados para as soluções dos frascos I, II, III e IV são, respectivamente,

- a) pH < 7, pH < 7, pH = 7, pH > 7.
- b) pH < 7, pH > 7, pH = 7, pH < 7.
- c) pH = 7, pH > 7, pH = 7, pH > 7.
- d) pH > 7, pH = 7, pH < 7, pH < 7.
- e) pH > 7, pH < 7, pH = 7, pH < 7.

Gab: E

28 - (Ufv MG/2007)

O equilíbrio de ionização da água pura é dado pela equação abaixo, cuja constante do produto iônico é $2,5 \times 10^{-14}$, a 37 °C.



Assinale a alternativa que indica CORRETAMENTE o valor de pH da água pura, nessa temperatura:

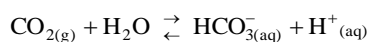
(Dado: $\log_{10} 2,5 = 0,4$)

- a) 7,0
- b) 6,8
- c) 7,8
- d) 9,0
- e) 5,0

Gab: B

29 - (Ufma MA/2007)

O pH do sangue de um ser humano, no estado de repouso, foi medido, e o resultado foi 7,5. Nessa situação, ocorre o seguinte equilíbrio no sangue:



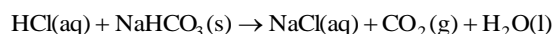
Após ser submetido a grande esforço físico, sua respiração tornou-se acelerada, retirando, assim, grande quantidade de CO_2 do sangue. De acordo com essas informações, é **correto** afirmar que:

- a) a $[\text{H}^+]$ aumenta e o pH do sangue diminui.
- b) a $[\text{H}^+]$ diminui e o pH do sangue aumenta.
- c) a $[\text{H}^+]$ diminui e o pH do sangue também diminui.
- d) a $[\text{H}^+]$ aumenta e o pH do sangue também aumenta.
- e) a $[\text{H}^+]$ diminui e o pH do sangue não se altera.

Gab: B

30 - (Ufpr PR/2007)

Em momentos de muita ansiedade, um indivíduo produziu no estômago uma solução de 100 mL de HCl, cuja concentração é de 1 mol L^{-1} . A ingestão de bicarbonato de sódio seria uma maneira de neutralizar completamente essa acidez, como descrita pela equação abaixo:



Massas atômicas: C = 12, H = 1, O = 16, Na = 23; R = $0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Com base nessa reação e considerando que o estômago apresenta o volume de 1,0 L, considere as seguintes afirmativas:

- 1. A quantidade de bicarbonato de sódio necessária para neutralizar completamente essa acidez estomacal seria de 84 g.
- 2. Considerando que o CO_2 tenha comportamento como gás ideal, o volume de CO_2 produzido na neutralização completa da acidez, em CNTP, seria 2,24 L.
- 3. O pH da solução de HCl produzido pelo indivíduo devido à ansiedade seria zero.
- 4. A quantidade de matéria de NaCl gerada no estômago devido à neutralização completa seria igual a 1,0 mol.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
- b) Somente as afirmativas 1 e 2 são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas 1 e 4 são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.

Gab: A

31 - (Mackenzie SP/2007)

A concentração hidrogeniônica de um ácido concentrado X é 10^{-3} mol/L .

O pOH de uma solução preparada com 40 mL desse ácido e água suficiente para completar 200 cm^3 é igual a

Dado: $\log 2 = 0,3$

- a) 4,0.
- b) 11,0.
- c) 3,7.
- d) 10,3.
- e) 4,3.

Gab: D

32 - (Puc MG/2007)

Considere duas soluções aquosas A e B de mesmo volume e de pH 3,0 e 5,0 respectivamente. Analise as afirmações a seguir:

- I. A solução A é ácida.
- II. A solução B é básica.
- III. A mistura de A com B é ácida.

São afirmativas **CORRETAS**:

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

Gab: B

33 - (Puc MG/2007)

Qual é a concentração de íons hidróxido numa solução aquosa $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl ?

- a) 0 mol L^{-1}
- b) $10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$
- c) $0,13 \text{ mol L}^{-1}$
- d) $10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$

Gab: D

34 - (Ufpe PE/2007)

Uma amostra de sódio metálico puro ($\text{Na} = 23 \text{ g/mol}$) pesando 2,3 g foi colocada lentamente em um béquer contendo água. Durante este procedimento, observou-se a formação de um gás (posteriormente identificado como sendo hidrogênio). A solução resultante foi completada para 1 L. Avalie as informações a seguir.

- 00. A solução resultante deve ter um pH em torno de 13.
- 01. Um dos produtos deste procedimento é o íon sódio.
- 02. O sódio atua como agente redutor.
- 03. O hidrogênio formado é o agente oxidante neste processo.
- 04. São produzidos 0,05 mols de gás hidrogênio.

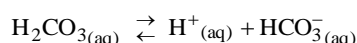
Gab: VVVFV

35 - (Ufpe PE/2007)

O pH de fluidos em partes distintas do corpo humano tem valores diferentes, apropriados para cada tipo de função que o fluido exerce no organismo. O pH da saliva é de 6,5; o do sangue é 7,5 e, no estômago, o pH está na faixa de 1,6 a 1,8.

O esmalte dos dentes é formado, principalmente por um mineral de composição $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$. Após as refeições, ocorre diminuição do pH bucal.

O pH do sangue é mantido aproximadamente constante pelo seguinte equilíbrio químico, envolvendo o íon bicarbonato:



Com base nestas informações avalie as seguintes proposições:

00. A concentração de íons H^+ é maior na saliva que no sangue.
 01. A concentração de H^+ no estômago é maior que 10^{-2} mol/L.
 02. Um aumento na acidez da saliva pode resultar em ataque ao esmalte dos dentes.
 03. O bicarbonato pode ser usado para elevar o pH do estômago.
 04. A adição de uma base em um meio contendo ácido carbônico, íons hidrogênio e bicarbonato causará deslocamento do equilíbrio mostrado no enunciado da questão no sentido da formação dos reagentes.

Gab: VVVVF

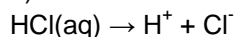
36 - (Ufes ES/2007)

Considere que sejam adicionados 100,0 mL de solução de HCl 0,5 mol/L a 200,0 mL de solução de NaOH, de concentração 0,2 mol/L.

- a) A solução resultante será **ácida, básica** ou **neutra**? Justifique sua resposta.
 b) Determine a concentração, em mol/L, do reagente em excesso.
 c) Determine o pH final da solução.

Gab:

- a) A solução resultante será **ácida**.
 b) A concentração, em mol/L, do reagente em excesso será:



$$[H^+] = 10,0 \text{ mmol de HCl} / 300,0 \text{ mL}$$

$$\boxed{[H^+] = 0,0333 \text{ mol/L}}$$

- c) O pH final da solução será:

$$[H^+] = 0,0333 \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$\boxed{pH = -\log (0,0333)}$$

37 - (UFRural RJ/2007)

Três soluções foram preparadas como descrito a seguir:

Solução I:

15,00 mL de ácido clorídrico (HCl) $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ com
 30,00 mL de hidróxido de sódio (NaOH) $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$.

Solução II:

5,00 mL de ácido clorídrico (HCl) $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ com
 5,00 mL de hidróxido de sódio (NaOH) $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Solução III:

30,00 mL de ácido clorídrico (HCl) $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ com
 15,00 mL de hidróxido de sódio (NaOH) $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

Qual das três soluções tem o menor valor de pH? Justifique a sua resposta.

Gab: A solução III tem o menor valor de pH.

Solução I:

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O \Rightarrow$ Na solução I, não há excesso de reagente, solução neutra, $pH=7$.

Solução II:

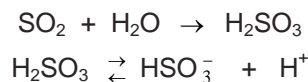
$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O \Rightarrow$ Na solução II, há excesso de base, solução alcalina, $pH>7$.

Solução III:

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O \Rightarrow$ Na solução III, há excesso de ácido, solução ácida, $pH<7$.

38 - (Puc RS/2006/Janeiro)

O dióxido de enxofre é um dos aditivos de uso mais freqüente na indústria de alimentos. É adicionado em alimentos para controle do escurecimento enzimático e não-enzimático, como agente antioxidante e clarificante. Quando dissolvido em água, produz íons hidrogenossulfito. As equações abaixo representam o equilíbrio que se estabelece quando dióxido de enxofre é dissolvido em água.



Considerando a equação em equilíbrio, acima, conclui-se que a adição de uma solução

- a) ácida (pH = 3) aumenta a concentração de H_2SO_3 .
- b) ácida (pH = 3) aumenta a concentração de HSO_3^- .
- c) ácida (pH = 3) não altera as concentrações de H_2SO_3 e HSO_3^- .
- d) básica (pH = 10) aumenta a concentração de H_2SO_3 .
- e) básica (pH = 10) aumenta a concentração de HSO_3^- .

Gab: E

39 - (Uem PR/2006/Janeiro)

Considerando 100 mL de uma solução aquosa que contém 0,4 g de NaOH, assinale o que for **correto**.

(Dados: Na = 23; O = 16; H = 1; Cl = 35,5)

- a) O pH dessa solução é igual a 13.
- b) O pH dessa solução é igual a 11.
- c) Ao se adicionar 0,4 g de HCl a essa solução, o pH será igual a 7.
- d) Ao se adicionarem 100 mL de água a essa solução, o pH será maior que 13.
- e) Ao se adicionar 0,4 g de HNO_3 a essa solução, o pH será igual a zero.

Gab: E

40 - (Uepg PR/2006/Julho)

Constatou-se que uma solução aquosa de KOH apresentava uma concentração de $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L. Com base nesta informação, calcule o pH dessa solução.

Gab: 12

41 - (Ueg GO/2006/Julho)

Nos laboratórios de química e em áreas correlatas, rotineiramente, faz-se uso de soluções de ácido clorídrico em várias atividades experimentais. Considerando a preparação de 500 mL de uma solução de pH igual a 2 desse ácido, responda aos itens abaixo.

- a) Calcule a massa do soluto em gramas, considerando o HCl completamente ionizável.
- b) Calcule o volume de uma solução de hidróxido de sódio $0,012 \text{ mol.L}^{-1}$, necessário para neutralizar 20 mL dessa solução.

Gab:

- a) $m = 0,1825\text{g}$
- b) $16,67 \text{ mL}$

42 - (Uff RJ/2006/1ªFase)

As vinícolas do Vale do São Francisco têm-se destacado como produtoras de vinho de alta qualidade. Além do sabor e do teor alcoólico, um outro parâmetro importante na qualidade do vinho é a acidez. O índice rotineiramente usado para medir a acidez é o pH.

Uma bebida ácida apresenta a concentração de íons OH^-

- a) maior ou igual a $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.
- b) igual a $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.
- c) maior do que $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.
- d) menor do que $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.
- e) maior ou igual a $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L

Gab: D

43 - (Efoa MG/2006/1ªFase)

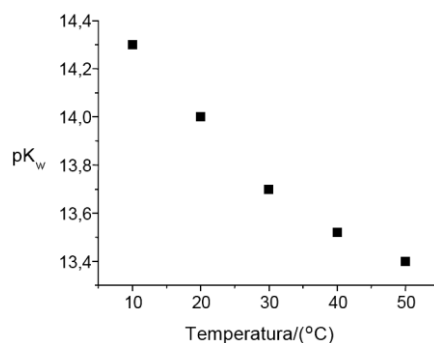
Usinas termoelétricas podem causar aquecimento nos rios que as cercam e com isso causar danos ao ecossistema. O gráfico abaixo mostra a variação de pK_w com a temperatura.

Onde:

$$\text{pK}_w = -\log K_w$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

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



Com o aumento da temperatura da água do rio, é CORRETO afirmar que:

- a) suas águas tornam-se mais ácidas.
- b) a condutividade elétrica de suas águas diminui.
- c) a concentração de íons OH^- em suas águas permanece constante.
- d) o pH de suas águas diminui.
- e) a concentração de íons H^+ em suas águas fica maior que a concentração de íons OH^- .

Gab: D

44 - (Ufjf MG/2006/1ªFase)

O leite de vaca possui um pH médio de 6,6. Em caso de mastite, ou seja, inflamação da glândula mamária causada por bactérias, o pH torna-se alcalino. As bactérias acidificam o leite, mas o organismo do animal, para compensar, libera substâncias alcalinas. Qual deve ser o valor do pH do leite de um animal com mastite?

- a) $\text{pH} = 6,6$
- b) $0 < \text{pH} < 6,6$
- c) $\text{pH} = 7,0$
- d) $7,0 < \text{pH} < 14$
- e) $6,6 < \text{pH} < 7,0$

Gab: D

45 - (Efoa MG/2006/1ªFase)

A concentração do ácido acético ($C_2H_4O_2$) em uma solução foi determinada, encontrando-se o valor de $5 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$. Considerando a constante de equilíbrio (K_a) do ácido acético igual a 2×10^{-5} , o pH dessa solução é:

- a) 2
- b) 8
- c) 5
- d) 3
- e) 4

Gab: D

46 - (Ufop MG/2006/1ªFase)

A ocorrência de casos de botulismo se deve à ingestão de alimentos contaminados por bacilos extremamente venenosos, mas incapazes de sobreviver em ambientes onde o pH é inferior a 4,5. Deseja-se embalar 495 mL de um certo alimento (inicialmente com pH neutro) em latas de 500 mL. Para impedir a proliferação de bacilos do botulismo, considerando que o alimento líquido não sofra reação ácido-base enquanto armazenado, é recomendado adicionar a essa embalagem:

- a) 5 mL de uma solução de NaOH $0,001 \text{ mol.L}^{-1}$
- b) 5 mL de uma solução de NaOH $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$
- c) 5 mL de uma solução de HCl $0,001 \text{ mol.L}^{-1}$
- d) 5 mL de uma solução de HCl $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$

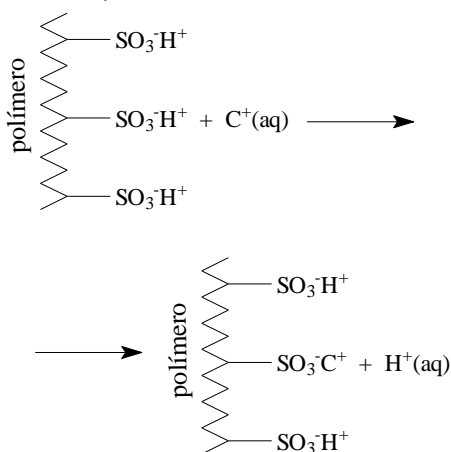
Gab: D

47 - (Fuvest SP/2006/2ªFase)

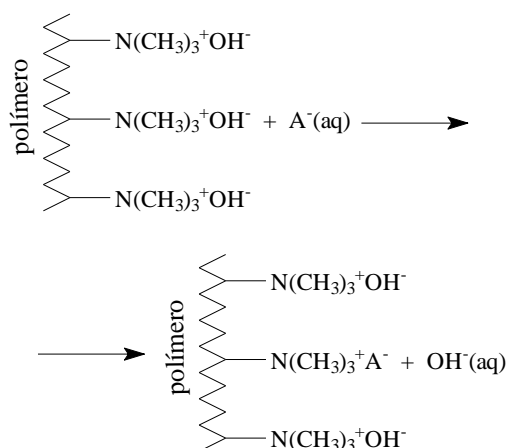
Íons indesejáveis podem ser removidos da água, tratando-a com resinas de troca iônica, que são constituídas por uma matriz polimérica, à qual estão ligados grupos que podem reter cátions ou ânions.

Assim, por exemplo, para o sal C^+A^- , dissolvido na água, a troca de cátions e ânions, com os íons da resina, pode ser representada por:

Resina tipo I – Removedora de cátions



Resina tipo II – Removedora de ânions



No tratamento da água com as resinas de troca iônica, a água atravessa colunas de vidro ou plástico, preenchidas com a resina sob a forma de pequenas esferas. O líquido que sai da coluna é chamado de eluído. Considere a seguinte experiência, em que água, contendo cloreto de sódio e sulfato de cobre (II) dissolvidos, atravessa uma coluna com resina do tipo I. A seguir, o eluído, assim obtido, atravessa outra coluna, desta vez preenchida com resina do tipo II.

Supondo que ambas as resinas tenham sido totalmente eficientes, indique

- os íons presentes no eluído da coluna com resina do tipo I.
- qual deve ser o pH do eluído da coluna com resina do tipo I (maior, menor ou igual a 7). Justifique.
- quais íons foram retidos pela coluna com resina do tipo II.
- qual deve ser o pH do eluído da coluna com resina do tipo II (maior, menor ou igual a 7). Justifique.

Gab:

- O eluído da coluna com resina do tipo I contém $H^+_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$ e $SO_4^{2-}_{(aq)}$.
- Como a resina removedora de cátions troca-os por $H^+_{(aq)}$, teremos $[H^+]$ maior que na água pura, na mesma temperatura, e conseqüentemente o eluído apresentará $pH < 7$ (solução ácida)
- Os íons retidos pela coluna II são os ânions $Cl^-_{(aq)}$ e $SO_4^{2-}_{(aq)}$.
- Após passar pela coluna II da resina que troca os ânions por $OH^-_{(aq)}$, teremos um eluído neutro ($pH = 7$) pois $[H^+] = [OH^-]$.

48 - (Uerj RJ/2006/2ª Fase)

Na avaliação da qualidade do ar atmosférico, um dos testes realizados é a determinação da quantidade de CO_2 . Esse teste consiste na passagem de certo volume de ar por uma solução de hidróxido de cálcio, de forma que todo o CO_2 presente seja convertido em carbonato de cálcio insolúvel.

Sabe-se que o CO_2 reage com a água produzindo ácido carbônico, cuja ionização ocorre em duas etapas e diminui o pH da água.

- Escreva a equação química completa e balanceada que representa a reação do gás carbônico com o hidróxido de cálcio e apresente uma fórmula estrutural plana do ânion carbonato.
- Certa amostra de água apresenta concentração de CO_2 dissolvido igual a $2,3 \times 10^{-2} \text{ mol} \times L^{-1}$.

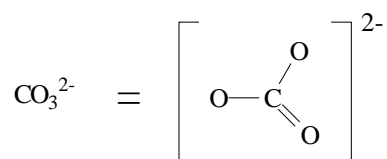
Admita que:

- 1,0 % do CO_2 dissolvido seja convertido em ácido carbônico;
- apenas a primeira etapa de ionização desse ácido influencie o pH da água;
- a constante da primeira etapa tenha valor igual a $4,4 \times 10^{-7} \text{ mol} \times L^{-1}$.

Determine o valor aproximado do pH dessa amostra de água.

Dado: $\sqrt{19,13} \cong 4,4$

Gab:



b) $\text{pH} \cong 5$

49 - (Uff RJ/2006/2ªFase)

Calcule o pH de uma solução de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ 0,010 M a 25 °C.

Considere que: $K_{a1} = \infty$ (muito grande) e, $K_{a2} = 1,2 \times 10^{-2}$ ($\text{p}K_{a2} = 1,92$)

Dados: $\log 2 \cong 0,30$; $\log 3 \cong 0,48$

Gab: $\text{pH} \cong 1,90$

50 - (Uftm MG/2006/2ªFase)

Um ácido que atua como monoprotico, massa molar 62 g/mol, com constante de dissociação $K_a = 5 \times 10^{-10}$ é empregado para compressas oftálmicas em soluções com concentração 12,4 g/L.

a) Calcule o pH da solução empregada nas compressas oftálmicas, considerando-se que a concentração de ácido dissociado é desprezível em relação à concentração do ácido não dissociado.

b) A padronização da solução desse ácido é feita por titulação ácido base, que consiste na reação de neutralização da solução do ácido com uma solução de base com concentração conhecida.

Calcule o volume de uma solução de NaOH 0,1 mol/L gasto na neutralização de uma amostra de 20 mL da solução empregada nas compressas oftálmicas.

Gab:

a) $\text{pH} = 5$

b) 40mL

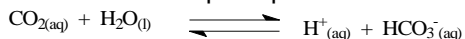
51 - (Ufjf MG/2006/2ªFase)

O pH é uma característica de diferentes materiais presentes no nosso cotidiano. Ele é determinado pela concentração de íons hidrogênio (H^+) presente em uma solução e pode variar de acordo com a composição, temperatura, concentração de sais, metais, ácidos, bases e substâncias orgânicas.

a) Qual dos exemplos mostrados na tabela apresenta maior caráter básico e maior caráter ácido?

<i>substância</i>	<i>pH</i>
<i>Leite de magnésia</i>	9,0
<i>Suco de limão</i>	2,0
<i>Refrigerante</i>	4,0
<i>Água do mar</i>	8,0
<i>Saliva humana</i>	6,3
<i>Vinagre</i>	3,0
<i>Suco gástrico</i>	2,5

b) A acidez de um refrigerante é dada, principalmente, pela presença de gás carbônico, que é dissolvido no líquido sob pressão maior do que a atmosférica. Depois de aberto, o que deve acontecer com o pH do refrigerante, de acordo com o princípio de Le Chatelier?



d) A acidez do suco de limão é causada, principalmente, pela presença do ácido cítrico ($K_{a1} = 7,4 \times 10^{-4}$), a do refrigerante, pelo ácido carbônico ($K_{a1} = 4,5 \times 10^{-7}$) e a do vinagre, pelo ácido acético ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$). Coloque os ácidos em questão **em ordem crescente** da força do ácido.

e) Sabendo-se que o indicador vermelho do congo apresenta coloração azul, em soluções aquosas de concentração hidrogeniônica (íons hidrogênio) maior ou igual a $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L, e vermelha, em soluções de concentração menor ou igual a $1,0 \times 10^{-5}$ mol/L, qual seria a coloração das seguintes soluções, com a adição de algumas gotas do indicador vermelho do congo?

Solução	Coloração
água do mar	
Saliva humana	
Suco gástrico	

Gab:

- a) Leite de magnésia → maior caráter básico;
 Suco gástrico → maior caráter ácido;
- b) O pH aumenta, uma vez que o equilíbrio se desloca, diminuindo a acidez.
- c) De maneira geral, podemos dizer que quanto maior a constante de acidez, maior a força ácida:
 $\text{H}_2\text{CO}_3 < \text{H}_3\text{C}-\text{COOH} < \text{ác. cítrico}$
- d)

Solução	Coloração
água do mar	<i>vermelho</i>
Saliva humana	<i>vermelho</i>
Suco gástrico	<i>azul</i>

52 - (Ufla MG/2006/2ª Fase)

Quando uma solução aquosa de ácido reage com uma solução aquosa de base, diz-se que houve uma reação de neutralização.

A reação entre ácido bromídrico e hidróxido de potássio é dada por: $\text{KOH}_{(aq)} + \text{HBr}_{(aq)} \rightarrow \text{KBr}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

- a) Determine o pH de uma solução formada pela mistura de volumes iguais de uma solução aquosa de hidróxido de potássio $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ com uma solução aquosa de ácido bromídrico $0,3 \text{ mol L}^{-1}$.
- b) Calcule a concentração molar (mol L^{-1}) obtida pela mistura de 150 mL de água destilada com 200 mL de ácido bromídrico $3,5 \text{ mol L}^{-1}$. (Considere o volume final como a soma dos volumes iniciais).
- c) Calcule a concentração em g L^{-1} de brometo de potássio (KBr) obtida pela reação de 10 mL de HBr $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ com 10 mL de KOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Gab:

- a) pH = 13
 b) 2 mol/L
 c) 59,5 g/L

53 - (Ufms MS/2006/Biológicas)

A tabela que segue fornece dados para soluções aquosas de HCl e NaOH, a 25°C.

Soluções	Concentração (mol/L)	Volume (mL)
I. NaOH _(aq)	0,10	70
II. HCl _(aq)	0,05	60

Considerando os dados da tabela, a mistura dos volumes totais das soluções I e II como sendo 130mL e os valores aproximados de logaritmos (log),

Números	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
log	0	0,30	0,48	0,60	0,70	0,78	0,85	0,90	0,95	1

é correto afirmar que

01. a mistura apresenta $\text{pH} \cong 2,4$.
02. a mistura apresenta $\text{pOH} \cong 1,5$.
04. a mistura apresenta $\text{pH} \cong 12,5$.
08. a mistura apresenta $\text{pH} \cong 1,5$.
16. as soluções I e II apresentam, respectivamente, $\text{pH}_I = 1,3$ e $\text{pH}_{II} = 1,0$.

Gab: 006

54 - (Umg MG/2006)

O tratamento para obtenção de água potável a partir da água dos rios pode envolver sete processos:

- . coagulação;
- . floculação;
- . decantação;
- . filtração;
- . desinfecção com cloro gasoso, Cl_2 ;
- . correção de pH com óxido de cálcio, CaO; e
- . fluoretação.

Considerando-se esses processos, é **CORRETO** afirmar que

- a) a decantação e a filtração são processos químicos.
- b) a adição de óxido de cálcio aumenta o pH da água.
- c) a desinfecção e a correção de pH são processos físicos.
- d) a água tratada é uma substância quimicamente pura.

Gab: B

55 - (Ufpr PR/2006)

De maneira geral, ácidos e bases são usados no cotidiano para ajustes de pH em medicamentos e alimentos, entre outros usos. O ácido cianídrico, extremamente tóxico, tendo sido usado até como arma química, pode ser neutralizado com hidróxido de sódio. Dada a mistura de 2,7 g de HCN (considerando $K_a = 1,0 \times 10^{-9}$) com 4,4 g de NaOH e água destilada suficiente para completar 1000 mL de solução, calcule o pH da solução resultante.

Massas atômicas: H = 1; C = 12; N = 14; Na = 23; O = 16.

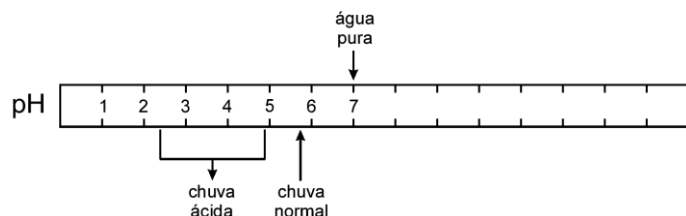
Assinale a alternativa correta.

- a) 12
- b) 2
- c) 9
- d) 5
- e) 14

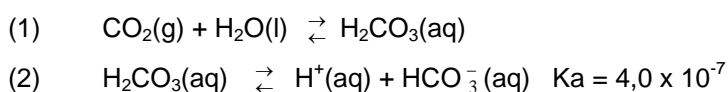
Gab: A

56 - (Ufrn RN/2006)

A figura abaixo mostra valores de pH medidos para a chuva ácida, chuva normal e água pura.

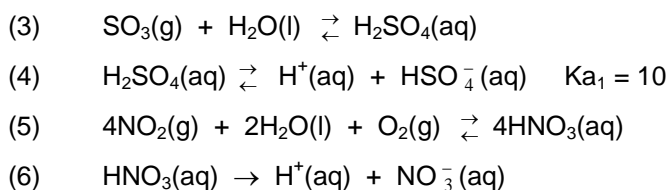


O pH da chuva normal é ácido (pH=5,6) devido, principalmente, às seguintes reações:



No caso da chuva ácida, além do CO_2 , contribuem para a acidez o SO_3 e o NO_2 .

As reações abaixo mostram como esses gases, em contato com a água, produzem ácidos e as respectivas ionizações desses ácidos:



A chuva ácida que cai sobre determinada cidade tem pH=3,6. Portanto, a $[\text{H}^+]$ da chuva ácida, em relação à $[\text{H}^+]$ da chuva normal, é

- a) 100 vezes menor.
- b) 100 vezes maior.
- c) 10 vezes menor.
- d) 10 vezes maior.

Gab: B

57 - (Puc PR/2006)

O pH define o grau de acidez de uma solução, ou seja, o teor de íons hidrogênio livres. Assim, a 100mL de uma solução de KOH, 0,2 molar, foi adicionado 100mL de água pura, resultando uma nova solução de pH igual a:

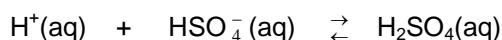
- a) 13
- b) 10
- c) 1
- d) 3
- e) 2

Gab: A

58 - (Mackenzie SP/2006)

Cientistas descobriram que águas de gêiseres, dentro do Parque Yellowstone (E.U.A.), são moradia de certos microorganismos. Essas águas, as mais quentes do mundo, são ricas em ácido sulfúrico. A descoberta permite supor

a existência de vida em outros ambientes inóspitos, dentro e fora da Terra. Considere que, nas águas dos gêiseres, predomine o equilíbrio



e que, numa amostra dessa água, se tenha verificado que $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,6 \text{ mol/L}$ e $[\text{HSO}_4^-] = 0,2 \text{ mol/L}$. O valor da constante de equilíbrio, na temperatura em que a experiência foi feita, é $K = 3,0 \cdot 10^1$.

Assim, o pH da água da amostra analisada é

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 6

Gab: A

59 - (Puc SP/2006)

Duas substâncias distintas foram dissolvidas em água, resultando em duas soluções, **X** e **Y**, de concentração 0,1 mol/L. A solução **X** apresentou pH igual a 4, medido a 25°C, enquanto que a solução **Y** apresentou pH igual a 1, nas mesmas condições.

Sobre as soluções e seus respectivos solutos foram feitas as seguintes considerações:

- I) Os dois solutos podem ser classificados como ácidos de alto grau de ionização (ácidos fortes).
- II) As temperaturas de congelamento das soluções **X** e **Y** são rigorosamente idênticas.
- III) A concentração de íons $\text{H}^+(\text{aq})$ na solução **X** é 1 000 vezes menor do que na solução **Y**.

Está correto o que se afirma apenas em

- a) II
- b) III
- c) I e II
- d) I e III
- e) II e III

Gab: B

60 - (Puc MG/2006)

O pH de uma solução aumentou de 4,0 para 7,0. A concentração de H_3O^+ presente na solução foi multiplicada por:

- a) 0,001
- b) 0,330
- c) 3,000
- d) 1000,0

Gab: A

61 - (Upe PE/2006)

Analise os fatores abaixo que influenciam no equilíbrio químico e em outras propriedades.

- 00. Adicionando-se 99L de água destilada a 1L de solução de ácido clorídrico de pH = 4, o pH da solução diluída aumentará de duas unidades.
- 01. O valor do produto iônico da água decresce linearmente com o aumento da temperatura.
- 02. Numa série de ácidos HXO , onde X é um halogênio, o que apresenta o maior pK, é o ácido cujo X é o menos eletronegativo.

03. A concentração de H^{1+} de uma solução aquosa de ácido acético de concentração, $C(\text{mol/L})$, é dada de forma aproximada por $[H^{1+}]^2 = k_a \cdot C(\text{mol/L})$.

04. Espera-se uma diminuição de pH da água pura, à medida que a temperatura aumenta de 0°C a 100°C , isto indica que o produto iônico da água aumenta, à medida que a temperatura aumenta.

Gab: VFVVV

62 - (Upe PE/2006)

100,0 mL de uma solução aquosa de uma base $M(\text{OH})_2$ de massa molar 81 g/mol contém 0,081 mg desse hidróxido.

log2 = 0,30

É correto afirmar que o

- a) pH da solução é igual a 6.
- b) pH da solução será igual a 5, se o grau de ionização da base for 100%.
- c) pOH da solução será igual a 5, se o grau de ionização da base for igual a 50%.
- d) pOH da solução será igual a 6, se o grau de ionização da base for igual a 100%.
- e) pH da solução será igual a 11, se o grau de ionização da base for igual a 1.

Gab: C

63 - (UFRural RJ/2006)

Dois soluções são preparadas, separadamente, pela mistura de:

Solução I: 30 mL de hidróxido de sódio (NaOH) $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ com 40 mL de ácido clorídrico (HCl) $0,1 \text{ mol L}^{-1}$

Solução II: 10 mL de ácido nítrico (HNO_3) $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ com 50 mL de hidróxido de sódio (NaOH) $0,1 \text{ mol L}^{-1}$

Com relação às soluções preparadas, é **incorreto** afirmar que:

- a) a solução II tem $\text{pH} > 7$.
- b) a solução I apresenta coloração rosa na presença de fenolftaleína (indicador ácido-base, que é incolor em meio ácido e rosa em meio básico).
- c) o pH da solução I é maior que o pH da solução II.
- d) a solução II não é uma solução-tampão.
- e) a adição de água altera o pH das duas soluções.

Gab: A

64 - (Fgv SP/2006)

Um empresário de agronegócios resolveu fazer uma tentativa de diversificar sua produção e iniciar a criação de rãs. Ele esperou a estação das chuvas e coletou 1 m^3 de água para dispor os girinos. Entretanto, devido à proximidade de indústrias poluidoras na região, a água da chuva coletada apresentou $\text{pH} = 4$, o que tornou necessário um tratamento químico com adição de carbonato de cálcio, CaCO_3 , para se atingir $\text{pH} = 7$. Para a correção do pH no tanque de água, a massa em gramas, de carbonato de cálcio necessária é, aproximadamente, igual a

- a) 0,1.
- b) 0,2.
- c) 0,5.
- d) 5,0.
- e) 10.

Gab: D

65 - (Mackenzie SP/2006)

Uma solução de amoníaco de uso doméstico tem $\text{pH} = 11$, medido a 25°C . Dessa solução, é correto afirmar que

- a) é uma solução ácida.
- b) tem $[\text{OH}^{1-}]$ igual a 10^{-11} mol/L.
- c) tem $[\text{H}^+]$ igual a 10^{-3} mol/L.
- d) é uma solução neutra.
- e) tem $\text{pOH} = 3$.

Gab: E

66 - (Ufam AM/2006)

A água do Rio Negro é reconhecidamente uma água ácida, em parte devido os ácidos húmicos presentes em sua composição. A água do Rio Solimões por sua vez é menos ácida, quase neutra dependendo da região de coleta e da época. Considerando que o pOH do Rio Negro é 9.0 e do Rio Solimões uma unidade mais básica, a somatória da concentração total de íons H^+ presentes nos dois rios é:

- a) $1,7 \times 10^{-5}$
- b) $1,1 \times 10^{-5}$
- c) $1,7 \times 10^{-6}$
- d) $1,1 \times 10^{-8}$
- e) $3,2 \times 10^{-5}$

Gab: B

67 - (Udesc SC/2006)

Foi constatado em um laboratório de análise de alimentos que o pH de um determinado suco de laranja é de 3,80 a 25°C . Sabendo-se que a concentração de íons OH^- é de $6,33 \times 10^{-11}$ mol/L, determine a concentração de íons H^+ nesse suco, e assinale a alternativa **correta**.

- a) $1,58 \times 10^{-3}$ mol/L
- b) $1,58 \times 10^{-4}$ mol/L
- c) $6,33 \times 10^{-4}$ mol/L
- d) $3,80 \times 10^{-4}$ mol/L
- e) 10^{-7} mol/L

Gab: B

68 - (Unioeste PR/2006)

A queima de enxofre na presença de oxigênio do ar forma o dióxido de enxofre, que, reagindo com água, forma o ácido sulfuroso. A oxidação do dióxido de enxofre a trióxido de enxofre e a reação deste com água forma o ácido sulfúrico, um dos principais e mais consumidos ácidos da indústria química, usado, entre outras finalidades, para catalisar reações de hidrólise. A respeito do exposto, podemos afirmar como correta(s) a(s) seguinte(s) sentença(s).

- 01. A catálise altera as energias dos reagentes e produtos, transformando uma reação endotérmica em exotérmica, acelerando a formação dos produtos.
- 02. O ácido sulfúrico é o mais consumido pelas indústrias químicas, pois, no processo de catálise, este ácido não é regenerado no final da reação.
- 04. A hidrólise é uma reação onde a água sofre eletrólise.
- 08. No átomo de enxofre, o orbital preenchido de maior energia é o orbital "s" e possui 2 elétrons.
- 16. Devido a seu brilho, condutividade térmica, condutividade elétrica e maleabilidade, o enxofre é classificado como um metal.
- 32. A fórmula química do ácido sulfuroso é H_2SO_3 .

64. Dado o fato de que o ácido sulfúrico possui comportamento de ácido forte, uma solução aquosa 0,01 mol/L deste ácido terá pH 1, considerando somente a primeira ionização.

Gab: 32

69 - (Unicap PE/2006)

00. Ao segurarmos um tubo de ensaio onde está ocorrendo uma reação exotérmica (liberação de calor), a sensação é de aquecimento da mão.

01. Na eletrólise do CuSO_4 , aquoso, obtém-se cobre metálico no cátodo e a solução final apresentará caráter ácido.

02. As reações de combustão sempre absorvem calor do meio.

03. Podemos construir baterias com diferentes voltagens, bastando para isso associar pilhas em série.

04. O suco de limão apresenta pH = 2 e o de tomate, pH = 4. Podemos afirmar que o tomate é duas vezes mais ácido que o limão.

Gab: VVVFV

70 - (Puc RJ/2006)

A reação entre uma solução aquosa de ácido com uma solução aquosa de base, chamada de reação de neutralização, forma uma solução aquosa de sal.

a) Escreva a reação química balanceada entre soluções aquosas de hidróxido de sódio e de ácido clorídrico.

b) Qual será o pH final de uma solução formada pela mistura de volumes iguais de uma solução aquosa 0,2 mol.L⁻¹ de hidróxido de sódio e de solução aquosa de ácido clorídrico 0,4 mol.L⁻¹.

c) Calcule qual será a molaridade de uma solução obtida pela mistura de 500 mL de água destilada com 500 mL de solução aquosa 1,0 mol.L⁻¹ de hidróxido de sódio.

Gab:

a) $\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

b) pH = 1

c) 0,5 mol.L⁻¹

71 - (Udesc SC/2006)

No Planalto Catarinense, a alta concentração de alumínio trocável (4-10 meq/100g) representa um dos principais fatores limitantes do rendimento vegetal. Dessa forma, o sulfato de cálcio (CaSO_4), um sal neutro, é utilizado para melhorar as condições químicas do solo.

a) Descreva a reação química para a formação do sulfato de cálcio.

b) O solo do Planalto Catarinense apresenta um caráter pH = 4. Determine a concentração de íons H^+ nesse solo.

c) Qual o procedimento utilizado para neutralizar uma solução ácida?

Gab:

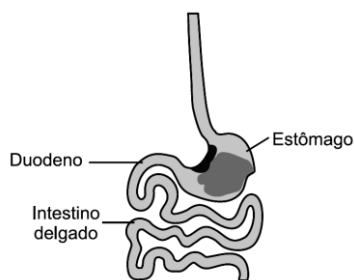
a) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

b) $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

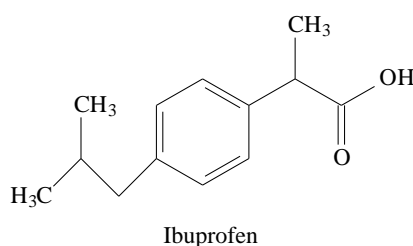
c) Deve-se acrescentar uma solução de caráter básico até que ocorra a neutralização total.

72 - (Unicamp SP/2006)

A figura abaixo esquematiza o sistema digestório humano que desempenha um importante papel na dissolução e absorção de substâncias fundamentais no processo vital. De maneira geral, um medicamento é absorvido quando suas moléculas se encontram na forma neutra. Como se sabe, o pH varia ao longo do sistema digestório.



- a) Associe as faixas de valores de pH (7,0 – 8,0; 1,0 – 3,0 e 6,0 – 6,5) com as partes do sistema digestório humano indicadas no desenho.
- b) Calcule a concentração média de H^+ em mol/L no estômago. (Dados: $\log 2 = 0,30$; $\log 3 = 0,48$; $\log 5 = 0,70$ e $\log 7 = 0,85$).
- c) Em que parte do sistema digestório a substância representada abaixo será preferencialmente absorvida? Justifique.



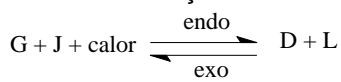
Gab:

- a) A associação correta é:
 estômago: 1,0 – 3,0
 duodeno: 7,0 – 8,0
 intestino delgado: 6,0 – 6,5
- b) O pH médio do estômago é igual a 2 (faixa 1,0 – 3,0), então: $pH = 2 \Leftrightarrow -\log[H^+] = 2 \Leftrightarrow [H^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$
- c) O Ibuprofen é um ácido fraco ($-\text{COOH}$) e a sua ionização aumenta com o aumento do pH do meio. Como o medicamento é absorvido quando as suas moléculas se encontram não ionizadas (neutras), o Ibuprofen é absorvido melhor no estômago (menor pH).

73 - (Uem PR/2005/Janeiro)

Assinale o que for correto.

01. Os fatores que podem afetar a situação de equilíbrio de um sistema são a concentração, a pressão e a temperatura.
02. O valor da constante de equilíbrio de uma reação depende somente da concentração.
04. Quando se aumenta a pressão sobre um equilíbrio gasoso, à temperatura constante, ele se desloca no sentido da reação capaz de diminuir esse aumento de pressão.
08. Na reação



um aumento de temperatura do sistema irá deslocá-lo no sentido da reação endotérmica.

16. Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade de uma reação pela diminuição da energia de ativação e, portanto, deslocam o equilíbrio no sentido dos produtos.
32. Uma amostra de água ardente (pinga, cachaça etc.) tem $pH = 2$. Portanto a concentração de íons H^+ é de 10^{-2} Mol/L .

Gab: 45

74 - (Ucg GO/2005/Janeiro)

() A enzima pepsina atua no estômago em pH situado entre 1,5 e 2,5. Assim, tem-se que a pepsina se manteria ativa em uma solução $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HCl .

Gab: V

75 - (Uem PR/2005/Julho)

Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01. A bile (nos seres humanos) é um líquido amargo que possui concentração de $\text{H}^+ = 1,0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$. Portanto a bile possui caráter básico.
- 02. Considerando que a bateria de carro possui $\text{pH} = 1,0$ e que o suco de laranja possui $\text{pH} = 2,0$, pode-se afirmar que a relação entre as respectivas concentrações de H^+ é 20.
- 04. A análise de uma amostra de urina revelou $[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$. Portanto o valor do pOH é 4,0.
- 08. O pH de uma solução-tampão contendo $0,5 \text{ mol/L}$ de ácido acético (HAc) e $0,5 \text{ mol/L}$ de acetato de sódio (NaAc) é igual a 0,474 (dados: $\text{KHac} = 1,8 \times 10^{-5}$ e $\log 1,8 = 0,26$).
- 16. $1,0 \text{ mL}$ de uma solução aquosa de HNO_3 , de $\text{pH} = 2,0$, foi diluído com água pura até um volume final de 100 mL . Portanto o pH da solução resultante é 8.

Gab: 05

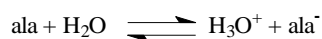
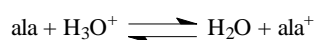
76 - (Ucg GO/2005/Julho)

() O hidróxido de cálcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é uma base pouco solúvel em água. A 25°C , dissolve-se somente $0,50\text{g}$ em 1 L de água. Considerando a substância dissolvida completamente ionizada, verifica-se que o pH da solução saturada é 12,13. Dados: $\log 1,35 = 0,13$ e $\log 6,76 = 0,83$.

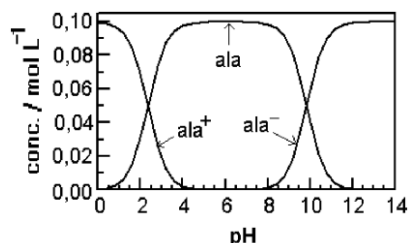
Gab: V

77 - (Fuvest SP/2005/1ªFase)

Em água, o aminoácido alanina pode ser protonado, formando um cátion que será designado por ala^+ ; pode ceder próton, formando um ânion designado por ala^- . Dessa forma, os seguintes equilíbrios podem ser escritos:



A concentração relativa dessas espécies depende do pH da solução, como mostrado no gráfico.



Quando $[Ala] = 0,08 \text{ mol L}^{-1}$, $[Ala^+] = 0,02 \text{ mol L}^{-1}$ e $[Ala^-]$ for desprezível, a concentração hidrogeniônica na solução, em mol L^{-1} , será aproximadamente igual a:

- a) 10^{-11}
- b) 10^{-9}
- c) 10^{-6}
- d) 10^{-3}
- e) 10^{-1}

Gab: D

78 - (Ufg GO/2005/1ªFase)

As queimadas que ocorrem, principalmente, na época seca do ano deixam no solo uma grande quantidade de óxidos metálicos. Com a dissolução desses óxidos metálicos. Com a dissolução desses óxidos, o pH do solo:

- a) torna-se ácido
- b) torna-se alcalino
- c) fica neutro
- d) diminui
- e) aumenta

Gab: E

79 - (Uftm MG/2005/1ªFase)

O fenol, também chamado de hidroxibenzeno, é um sólido incolor, corrosivo e tóxico. É um composto que apresenta diversas aplicações, incluindo sua utilização em desinfetantes e até como matéria-prima na produção de polímeros. A 25°C , em solução aquosa, a constante de dissociação do fenol, K_a , é igual a 10^{-10} . Um volume de 500 mL de solução aquosa contendo 0,47 g de fenol apresenta, a 25°C , o valor de pH igual a:

Dados: massas molares ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$): H = 1, C = 12 e O = 16

- a) 3.
- b) 5.
- c) 6.
- d) 10.
- e) 12.

Gab: C

80 - (Ufmg MG/2005/1ªFase)

A água da chuva em uma região poluída tem pH igual a 3,0. Considere estas duas misturas e seu respectivo pH:

o Suco de limão pH = 2,2
o Suco de tomate pH = 4,3

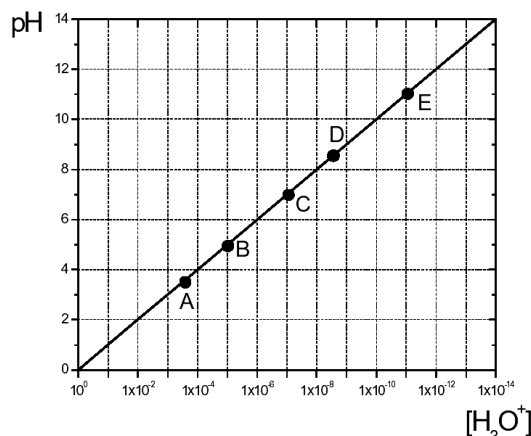
Com base nessas informações, é **CORRETO** afirmar que

- a) a concentração de H^+ na chuva é igual a $0,001 \text{ mol / L}$.
- b) a chuva é mais ácida que o suco de limão.
- c) a chuva é menos ácida que o suco de tomate.
- d) a concentração de OH^- nas duas misturas é igual a zero.

Gab: A

81 - (Ufjf MG/2005/1ªFase)

O caráter ácido ou básico de uma solução é determinado em função da concentração em mol/L dos íons H_3O^+ . Sabe-se que o café e o refrigerante são ácidos; o leite de magnésia e a água do mar são básicos; e a água pura é neutra. O café é menos ácido do que o refrigerante, e o leite de magnésia é mais básico do que a água do mar.



De acordo com essas informações, pode-se dizer que no gráfico ao lado, a água pura, a água do mar, o café, o leite de magnésia e o refrigerante são, respectivamente:

- a) C, E, A, D, B;
- b) C, E, A, B, D;
- c) C, B, D, A, E;
- d) C, D, B, E, A;
- e) A, B, C, D, E.

Gab: D

82 - (Uff RJ/2005/2ªFase)

Dissolveu-se 0,61 g do ácido orgânico (HÁ) de massa molar 122,0 g em quantidade suficiente de água para completar 0,5 L de solução.

Sabendo-se que sua constante de ionização vale 4.0×10^{-6} , determine:

- a) a molaridade da solução
- b) o pH da solução
- c) o grau de ionização do ácido na solução preparada

Dados: $\log 2 = 0,3010$ e $\log 3 = 0,4771$

Gab:

- a) 0,01 M.
- b) pH = 3,70.
- c) 2,0 %.

83 - (Ufpe PE/2005)

Uma substância sólida foi dissolvida em água, sem que aparentemente uma reação tenha ocorrido. A solução resultante apresentou pH maior que 8, e era condutora de eletricidade. Embora estes dados não sejam suficientes para identificar esta substância, podemos fazer algumas afirmações sobre a natureza da mesma.

Assinale a afirmativa que melhor descreve a natureza mais provável deste sólido.

- a) É uma substância covalente apolar.
- b) É um composto iônico.
- c) É uma mistura de pelo menos dois compostos.
- d) Contém um metal alcalino.
- e) É uma substância simples.

Gab: B

84 - (Puc PR/2005)

A operação na qual se adiciona a solução padrão, gota a gota, à solução problema, chama-se titulação. Este tipo de análise é muito importante e pode ser usado inclusive para determinação de pureza. Titulou-se 10 mL de uma solução aquosa de HCl gastando-se 20 mL de NaOH de concentração igual a 0,1 mol/L.

Sobre esse procedimento, assinale a alternativa FALSA.

(Dados: $\log 2 = 0,30$; Massas atômicas: H = 1; Cl = 35,5; Na = 23; O = 16.)

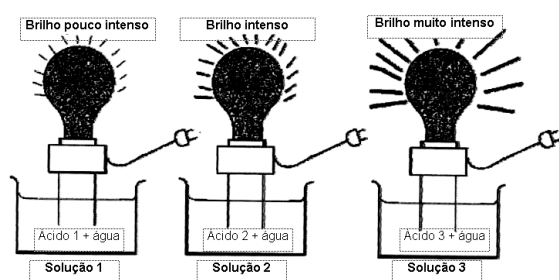
- a) Como houve neutralização total, a solução resultante terá pH = 7.
- b) A equação balanceada da reação é :

$$\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$
- c) O pH da solução padrão (NaOH) é igual a 1.
- d) A concentração do HCl em g/L é 7,3.
- e) Na titulação, o término da reação pode ser evidenciado com o uso de indicadores.

Gab: C

85 - (Puc MG/2005)

Um estudante classificou três ácidos utilizando a propriedade de condutividade elétrica das soluções aquosas contendo os ácidos. Nesse sentido, ele preparou três soluções aquosas de 1 mol L⁻¹ de cada ácido e elaborou as montagens a seguir.



A ordem CRESCENTE do pH das soluções é:

- a) solução 1 – solução 2 – solução 3
- b) solução 1 – solução 3 – solução 2
- c) solução 3 – solução 2 – solução 1
- d) solução 3 – solução 1 – solução 2

Gab: C

86 - (Uem PR/2004/Janeiro)

Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01. Após atingido o equilíbrio químico, uma solução aquosa de nitrito de potássio (KNO₂) é uma solução básica. (Dado: K_a do HNO₂ = 10⁻⁴)
- 02. O pH de uma solução aquosa de hidróxido de sódio 0,1 mol/L é igual a 1.
- 04. Na reação entre o HNO₂ e o SO₄²⁻, formando NO₂⁻ e HSO₄⁻, o HNO₂ atua como um ácido de Brønsted e o SO₄²⁻, como uma base de Lewis.
- 08. A 25°C, ao se misturarem volumes iguais de uma solução de AgNO₃(aq) 0,2 mol/L com uma solução de KCl(aq) 0,2 mol/L, o AgCl precipitará. (Dado: K_{ps} do AgCl = 1,6 x 10⁻¹⁰, a 25°C)
- 16. Se o pH dos fluidos estomacais humanos é cerca de 1,7 e a molaridade de H⁺ dos fluidos pancreáticos é 6 x 10⁻⁹ mol/L, então o fluido estomacal é mais ácido que o fluido pancreático.

32. Solução-tampão é aquela cujo pH praticamente não se altera com a adição de uma base ou de um ácido em quantidade limitada.

Gab: 61

87 - (Ueg GO/2004/Janeiro)

A concentração hidrogeniônica de uma solução constitui um critério para determinar a acidez, a basicidade ou a neutralidade do meio. Uma solução é ácida quando a concentração hidrogeniônica é superior a 10^{-7} e, conseqüentemente, a concentração de OH^- é inferior a 10^{-7} , de maneira que o produto das duas concentrações permanece constante, ou seja, 10^{-14} a 25 °C.

Considere as quatro soluções aquosas abaixo, todas de concentração 0,01M



Faça o que se pede:

- a) Usando a numeração dos frascos, coloque as quatro soluções em ordem crescente de pH.
- b) Estando o soluto da solução 1 totalmente dissociado, calcule o pH dessa solução.

Gab:

- a) frasco-3 < frasco-2 < frasco-1 < frasco-4
- b) pH = 12

88 - (Ueg GO/2004/Julho)

O valor da concentração hidrogeniônica de uma solução constitui critério para determinar a acidez, a basicidade ou a neutralidade do meio. Na prática, porém, acarreta o inconveniente de trabalhar com potência negativa de dez, o que corresponde sempre a valores pequenos.

- Água pura $[\text{H}^+] = 10^{-7}$;
- soluções ácidas $[\text{H}^+] > 10^{-7}$;
- soluções básicas $[\text{H}^+] < 10^{-7}$.

Considere as seguintes amostras:

- 1. material de limpeza com amoníaco (hidróxido de amônio)
- 2. sangue humano
- 3. suco de limão (ácido cítrico)

Da comparação de pH das amostras resulta

- a) $\text{pH}_3 > \text{pH}_2 > \text{pH}_1$
- b) $\text{pH}_1 > \text{pH}_2 > \text{pH}_3$
- c) $\text{pH}_1 = \text{pH}_2 > \text{pH}_3$
- d) $\text{pH}_1 > \text{pH}_2 = \text{pH}_3$
- e) $\text{pH}_1 < \text{pH}_2 > \text{pH}_3$

Gab: B

89 - (Unifesp SP/2004/1ªFase)

Os rótulos de três frascos que deveriam conter os sólidos brancos, Na_2CO_3 , KCl e glicose, não necessariamente nessa ordem, se misturaram. Deseja-se, por meio de testes qualitativos simples, identificar o conteúdo de cada frasco. O conjunto de testes que permite esta identificação é:

- a) condutibilidade elétrica e pH.
- b) solubilidade em água e pH.

- c) adição de gotas de um ácido forte e pH.
- d) aquecimento e solubilidade em água.
- e) adição de gotas de uma base forte e condutibilidade elétrica.

Gab: A

90 - (Uftm MG/2004/1ªFase)

A tabela apresenta alguns sistemas com seus respectivos valores aproximados de pH:

SISTEMAS	pH
Vinagre	3,0
Cafezinho	5,0
Sêmen	8,3
Leite de magnésia	10,5

Com base nas informações, conclui-se que:

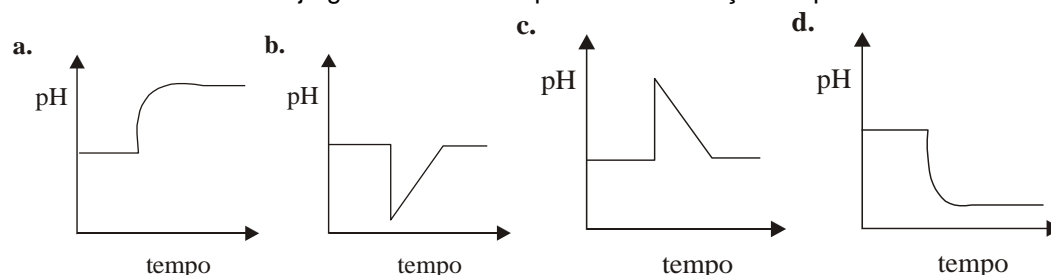
- a) o sistema com maior caráter básico apresenta $[OH^-]$ igual a $10^{-3,5} \text{ mol.L}^{-1}$.
- b) a $[OH^-]$ no vinagre é $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- c) o cafezinho e o sêmen são os únicos sistemas com caráter ácido.
- d) o sêmen é aquele que apresenta maior concentração de íons H^+ .
- e) a $[H^+]$ no cafezinho é $10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$.

Gab: A

91 - (Ufmg MG/2004/1ªFase)

Em recente acidente numa fábrica de papel, com graves conseqüências ambientais, 12 milhões de litros de um rejeito, contendo diversos contaminantes – entre eles, a soda cáustica (NaOH) –, foram derramados no leito de um rio. Considere um ponto do rio, abaixo do lugar onde ocorreu a entrada da soda cáustica. O pH da água foi medido, nesse local, num intervalo de tempo que vai da entrada da soda cáustica no rio até ocorrer a diluição desse contaminante.

Assinale a alternativa cujo gráfico **melhor** representa a variação do pH medido.



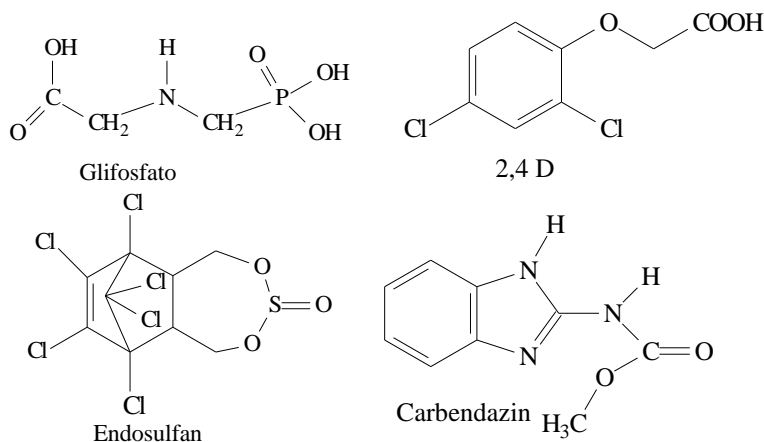
Gab: A

92 - (Ufmg MT/2004/1ªFase)

Mato Grosso: somos os maiores

A importância da agricultura para o estado de Mato Grosso (MT) é freqüentemente noticiada sob o ponto de vista do comércio e do censo agrícola, por exemplo, o complexo da soja exportou sozinho mais de 800 milhões de dólares no primeiro semestre de 2003; ou, a safra mato-grossense de algodão responde por 60% da produção nacional; ou ainda, MT é o maior produtor de soja e algodão do Brasil. Uma leitura crítica dessas manchetes desvela a outra face das “moedas e estatísticas da nossa produção agrícola”: somos também os maiores consumidores nacionais de biocidas. Segundo levantamentos preliminares feitos por estudantes de Agronomia da UFMT, na safra 2000/01,

somente os municípios de Rondonópolis e Campo Verde consumiram juntos, aproximadamente, 750 mil litros de herbicidas, 430 mil litros de inseticidas e 85 mil litros de fungicidas. Os mesmos estudos revelaram que os princípios ativos mais utilizados foram o Glifosato e o 2,4 D (em herbicidas), o Endosulfan (em inseticidas), e o Carbendazin (em fungicidas).



Esses agroquímicos são biologicamente ativos por desenho e, a despeito do potencial para atacarem o DNA ou interferirem no sistema de informação biológico (neste caso, atuam como “hackers”), transformaram-se em parte importante de nossa agricultura empresarial. A solubilidade em água do 2,4 D é 45g/dm³ (25°C e seu pKa é 2,6. A solubilidade do Glifosato, por outro lado, é 12 g/dm³ e seus pKa's são 0,8 (1º grupo fosfônico), 2,3 (grupo carboxílico), 6,0 (2º grupo fosfônico) e 11,0 (grupo amino).

A partir desses dados, assinale a afirmativa correta.

- Soluções aquosas de 2,4 D são mais ácidas que soluções aquosas de Glifosato de mesma concentração em mol/dm³.
- Numa mesma temperatura, volumes iguais de soluções saturadas de 2,4 D e de Glifosato possuem a mesma quantidade de matéria.
- A concentração de íons H⁺ de equilíbrio numa solução de Glifosato é resultante apenas da ionização do primeiro grupo fosfônico da molécula.
- A solubilidade em água do 2,4 D e do Glifosato aumenta com o aumento do pH.
- O pKb do grupo amina do Glifosato é 11.

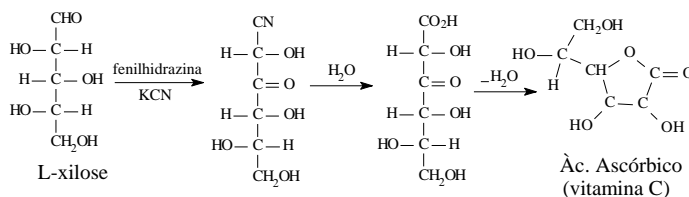
Gab: D

93 - (Ufmg MT/2004/1ªFase)

Quando a alimentação humana é deficiente em vitamina C, pode ocorrer uma séria doença cujos sintomas são gengivas inchadas e com sangramento fácil, dentes abalados e suscetíveis a queda, sangramentos subcutâneos e cicatrização lenta. Por séculos essa doença foi comum, principalmente no meio dos navegantes, que não dispunham de frutas cítricas ou verduras frescas em suas viagens. Não era incomum perder grande parte de uma tripulação numa jornada marítima. Essa trágica doença é descrita por Luiz de Camões em sua obra clássica *Os Lusíadas*:

E foi que, de doença crua e feia/ A mais que eu nunca vi, desepararam Muito a vida, e em terra estranha e alheia / os ossos para sempre sepultaram Quem haverá que, sem o ver, o creia / que tão disformemente ali lhe incharam As gengivas na boca, que crescia / a carne e juntamente apodrecia?

Há 70 anos, foi realizada a primeira síntese em laboratório da vitamina C, conforme a reação química abaixo:



Apesar de presentes no leite e no fígado, as melhores fontes de vitamina C são frutas frescas, batata assada e verduras. Como exemplo, temos limão (50 mg /100 g), laranja (47 mg/100 g), goiaba (302 mg /100 g), brócolis (109 mg/ 100 g), pimentão verde (720 mg/100 g).

A ingestão diária de ácido ascórbico deve ser igual à quantidade excretada ou destruída por oxidação. Um adulto sadio perde 3% a 4% de sua reserva corporal diariamente. Para um adulto não fumante manter uma reserva mínima de 1.500 mg de vitamina C, é necessária a absorção de 60 mg ao dia; para o fumante, são necessários 67% a mais. (Adaptação do artigo: A importância da Vitamina C – *Química Nova na Escola* – Maio/2003 - SBQ/ Divisão de Ensino)

A partir das informações do texto é **INCORRETO** afirmar que

- a) o pH de uma solução aquosa de vitamina C é menor do que 7.
- b) a “doença crua e feia”, citada por Camões, é conhecida como escorbuto.
- c) uma goiaba de 80 g contém menos do que a quantidade diária de vitamina C requerida por um adulto para manter a reserva de 1500 mg ou mais de vitamina C.
- d) a ingestão de 80 g de brócolis, como único alimento ingerido que contém vitamina C, não atende a necessidade de um fumante.
- e) o ácido ascórbico é comumente utilizado como antioxidante para preservar o sabor e a cor natural de muitos alimentos, como frutas, legumes processados e laticínios.

Gab: C

94 - (Uftm MG/2004/2ªFase)

Uma mineradora extrai um minério rico em pirita que, após ser moído, é deixado em grandes pilhas ao ar livre, submetido à ação do ar e da chuva. A equação que representa a reação que ocorre com a pirita é:



Considere as afirmações sobre esse fenômeno:

- I. a água que sai nas bases das pilhas, quando percolada no solo, causa um impacto ambiental, deixando o solo subjacente ácido, favorecendo a solubilização de íons solúveis em pH baixo;
- II. para minimizar o impacto ambiental, deve-se cobrir as pilhas com argila, evitando o contato do minério com o ar, minimizando, assim, a produção de ácido sulfúrico;
- III. a reação da pirita ao ar livre pela ação da chuva ocorre mais facilmente com o minério bruto do que com o minério moído.

Estão corretas as afirmações contidas apenas em

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

Gab: C

95 - (Uftm MG/2004/2ªFase)

Leia o texto a seguir.

O tratamento da água de piscina deve ser rigoroso, a fim de se evitar a proliferação de microrganismos indesejáveis que causam mau cheiro, turbidez da água e irritação da pele e dos olhos. Três parâmetros são utilizados para averiguar a qualidade da água tratada: cloro livre, pH e alcalinidade total. Os valores adequados para cada parâmetro são: cloro livre 1 a 3 ppm (parte por milhão); pH 7 a 8 e alcalinidade total 80 a 120 ppm.

Para uma água de piscina que tem o pH dentro do intervalo adequado, um possível valor para sua concentração de íons H^+ , em mol/L, é:

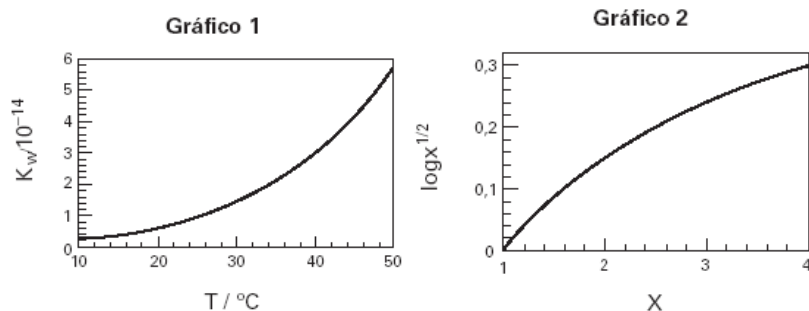
- a) $5,0 \times 10^{-5}$.
- b) $5,0 \times 10^{-6}$.
- c) $5,0 \times 10^{-7}$.

- d) $5,0 \times 10^{-8}$.
 e) $5,0 \times 10^{-9}$.

Gab: D

96 - (Fuvest SP/2004/2ªFase)

O produto iônico da água, K_w , varia com a temperatura conforme indicado no gráfico 1.



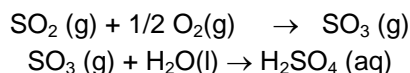
- a) Na temperatura do corpo humano, 36°C,
 1 — qual é o valor de K_w ?
 2 — qual é o valor do pH da água pura e neutra? Para seu cálculo, utilize o gráfico 2.
 b) A reação de auto-ionização da água é exotérmica ou endotérmica? Justifique sua resposta, analisando dados do gráfico 1.
 Assinale, por meio de linhas de chamada, todas as leituras feitas nos dois gráficos.

Gab:

- a)
 1. $K_w = 2,2 \cdot 10^{-14}$.
 2. pH = 6,83.
 b) O aumento da temperatura, que favorece a reação endotérmica, foi acompanhado por um aumento no valor da constante de ionização. Portanto, de acordo com o Princípio de Le Chatelier, a reação de autoionização da água é uma reação endotérmica.

97 - (Ufpel RS/2004/2ªFase)

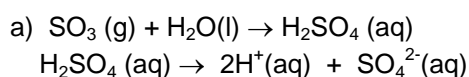
A água não poluída, que se precipita na forma de chuva, neblina ou neve é naturalmente ácida (com pH médio de aproximadamente 5,6), devido à presença natural do dióxido de carbono atmosférico nela dissolvido, originando o ácido carbônico, que se ioniza segundo o equilíbrio: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$. Em algumas regiões, a água da chuva pode apresentar valores de pH = 5,0 ou, inferiores, decorrentes da contribuição de ácidos fortes (ácido nítrico, ácido sulfúrico), causadores da chamada chuva ácida. Os ácidos inorgânicos têm origem nas emissões de SO_2 , NO e NO_2 , oriundos da queima de combustíveis fósseis, em veículos, indústrias e termelétricas, segundo as reações, por exemplo para os derivados do enxofre:



Com base no exposto e em seus conhecimentos, faça o que se pede.

- a) Demonstre por que a dissolução do trióxido de enxofre gasoso em água apresenta reação ácida.
 b) Ao dissolvermos 1,12 L de trióxido de enxofre gasoso em água, perfazendo 1L de solução, nas CNTP, considerando a dissociação do produto formado em 100%, calcule o pH da solução aquosa. $V_M = 22,4\text{L}$
 c) A chuva ácida corrói as estruturas metálicas com ferro. Equacione a reação.

Gab:



- b) pH = 1
 c) $\text{Fe(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

98 - (Unesp SP/2004/Biológicas)

O esmalte dos dentes é constituído por um material pouco solúvel em água. Seu principal componente é a hidroxiapatita $[\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}]$ e o controle do pH da saliva – normalmente muito próximo de 7 – é importante para evitar o desgaste desse esmalte, conforme o equilíbrio apresentado a seguir.



- a) Sabendo que, cerca de dez minutos após a ingestão de um refrigerante com açúcar, o pH da saliva pode alcançar, aproximadamente, o valor 5, e que $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$, calcule quantas vezes a concentração de H^+ na saliva nesta situação é maior do que o normal. Apresente seus cálculos.
 b) Explique, considerando o equilíbrio apresentado e o Princípio de Le Chatelier, o efeito da diminuição do pH sobre o esmalte dos dentes.

Gab:

- a) 100vezes
 b) com a diminuição do pH, implica em aumento da $[\text{H}^+]$, deslocando o equilíbrio para a direita, isto é, ocorrerá dissolução da hidroxiapatita (dismineralização).

99 - (Unesp SP/2004/Exatas)

Uma das substâncias responsáveis pelo odor desagradável em banheiros muito utilizados é o gás amônia (NH_3), resultante da decomposição da uréia presente na urina. Este gás é dissolvido na água e reage com ela, produzindo íons amônio (NH_4^+) em solução.

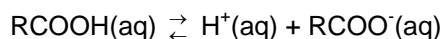
- a) Escreva a equação química para a reação da amônia com a água e informe qual o efeito dessa reação sobre o pH da solução resultante.
 b) Estando disponíveis soluções aquosas de ácido clorídrico (HCl), hidróxido de sódio (NaOH) e cloreto de sódio (NaCl), qual delas deveria ser utilizada para a diminuição imediata do odor da amônia? Utilize o Princípio de Le Chatelier para justificar sua resposta.

Gab:

- a) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
 ocorre aumento do pH
 b) ácido clorídrico, pois haverá consumo dos íons OH^- , deslocando o equilíbrio para a direita, o que diminuirá a concentração do gás amônia.

100 - (Puc RJ/2004)

Um ácido carboxílico RCOOH se dissocia em solução aquosa segundo a reação abaixo.



Se uma solução $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ desse ácido é 10% dissociada, qual o valor do pH da solução?

- a) pH = 1
 b) pH = 2
 c) pH = 7
 d) pH = 12
 e) pH = 13

Gab: B

101 - (Uespi PI/2004)

Considerando que, a 25°C, um refrigerante fechado, tem pH igual a 5 e que, ao abrir a garrafa, o CO₂ escapa, podemos dizer que o pH do refrigerante aberto será:

- a) pH < 5.
- b) 0 < pH < 5.
- c) 7 < pH < 14.
- d) 5 < pH < 7.
- e) pH = 7.

Gab: D

102 - (Ufsc SC/2004)

Dependendo da concentração dos íons H⁺ e OH⁻ presentes numa solução, temos:

Soluções		
Meio Neutro	pH = 7,0	pOH = 7,0
Meio Ácido	pH < 7,0	pOH > 7,0
Meio Básico	pH > 7,0	pOH < 7,0

A solução aquosa 0,1 molar de um HA possui acidez tanto maior quanto:

- I. menor for a constante de ionização do HA
- II. maior for a concentração de H⁺
- III. menor for o pH

Considerando as informações prestadas acima, assinale a(s) proposição(ões) CORRETA(S).

- 01. Somente I está correta.
- 02. Somente II está correta.
- 04. Somente II e III estão corretas.
- 08. Somente III está correta.
- 16. Somente I e III estão corretas.
- 32. Somente I e II estão corretas.

Gab: 04

103 - (Unicap PE/2004)

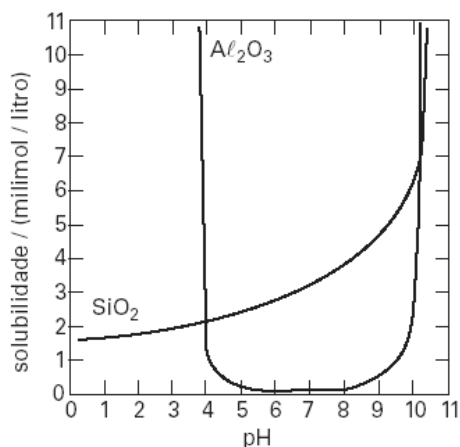
Julgue os itens

- 00. O número de oxidação do fósforo no ácido fosfórico é maior que no ácido metafosfórico.
- 01. No anidrido carbônico, o carbono se encontra na sua forma mais oxidada.
- 02. Uma solução aquosa de LiHCO₃ apresenta pH < 7.
- 03. O número de oxidação do ferro no ferrocianeto de potássio é 2+.
- 04. Volumes iguais de gases quaisquer, nas mesmas condições de temperatura e pressão, apresentam o mesmo número de átomos.

Gab: FVFVF

104 - (Unicamp SP/2004)

Na superfície da Terra, muitos minerais constituintes de rochas sofrem transformações decorrentes das condições superficiais determinadas pelas chuvas, pelo calor fornecido pelo Sol e pela presença de matéria orgânica. Por exemplo, minerais de composição alumino-silicática poderão originar a bauxita (minério de alumínio rico em Al₂O₃), ou então, laterita ferruginosa (material rico em ferro), dependendo da retirada de sílica e a conseqüente concentração seletiva de óxidos de alumínio ou ferro, respectivamente. O gráfico representa as condições sob as quais se dá a solubilização em água da sílica (SiO₂) e da alumina (Al₂O₃) a partir desses minerais, em função do pH.



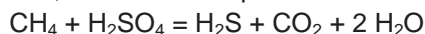
- Considerando o gráfico, diga que substância predomina, em solução aquosa, sob as condições de pH 3.
- E sob as condições de pH 8, que substância predomina em solução aquosa?
- Em que faixa de pH a solubilização seletiva favorece a formação de material residual rico em Al_2O_3 ? Justifique.
- A espécie H_4SiO_4 formada na dissolução do SiO_2 , que também pode ser escrita como $\text{Si}(\text{OH})_4$, em solução aquosa, apresenta caráter ácido ou básico? Justifique, usando as informações contidas no gráfico.

Gab:

- Al_2O_3
- SiO_2
- Para formar material residual rico em Al_2O_3 , a solubilidade do óxido de alumínio deve ser a menor possível. Isso ocorre entre $\text{pH} = 6$ e $\text{pH} = 8$, intervalo no qual a solubilidade do Al_2O_3 é praticamente igual a zero.
- Inicialmente temos o equilíbrio do $\text{SiO}_2(\text{s})$ ao ser dissolvido: $\text{SiO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_4\text{SiO}_4(\text{aq})$. A espécie H_4SiO_4 apresenta caráter ácido, permitindo a existência de um equilíbrio de ionização: $\text{H}_4\text{SiO}_4(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{H}_3\text{SiO}_4^-(\text{aq})$. Isso é evidenciado por um aumento na solubilidade do SiO_2 com o aumento do pH. A diminuição da $[\text{H}^+]$ tende a deslocar o equilíbrio de ionização para a direita, consumindo a espécie H_4SiO_4 , o que, de acordo com o Princípio de Le Chatelier, desloca o equilíbrio de dissolução do SiO_2 para a direita.

105 - (Unicamp SP/2004)

As condições oxidativas/redutoras e de pH desempenham importantes papéis em diversos processos naturais. Desses dois fatores dependem, por exemplo, a modificação de rochas e a presença ou não de determinados metais em ambientes aquáticos e terrestres, disponíveis à vida. Ambos os fatores se relacionam fortemente à presença de bactérias sulfato-redutoras atuantes em sistemas anaeróbicos. Em alguns sedimentos, essas bactérias podem decompor moléculas simples como o metano, como está simplificada representado pela equação abaixo:



Considerando o caráter ácido-base dos reagentes e produtos, assim como a sua força relativa, seria esperado um aumento ou diminuição do pH da solução onde a bactéria atua? Justifique.

Gab: Na reação, ocorreu consumo de H_2SO_4 (ácido forte) e formação de um ácido fraco (H_2S), o que acarreta elevação do pH.

106 - (Unicamp SP/2004)

Da caverna ao arranha-céu, o homem percorreu um longo caminho. Da aldeia, passou à cidade horizontal, e desta, à verticalização. O crescente domínio dos materiais e, portanto, o conhecimento de processos químicos teve papel fundamental nesse desenvolvimento. Uma descoberta muito antiga e muito significativa foi o uso de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ para a preparação da argamassa. O $\text{Ca}(\text{OH})_2$ tem sido muito usado, também, na pintura de paredes, processo conhecido como calagem, onde, reagindo com um dos constituintes minoritários do ar, forma carbonato de cálcio de cor branca.

- a) Dê o nome comum (comercial) ou o nome científico do Ca(OH)_2 .
- b) Que faixa de valores de pH pode-se esperar para uma solução aquosa contendo Ca(OH)_2 dissolvido, considerando o caráter ácido-base dessa substância? Justifique.
- c) Escreva a equação que representa a reação entre o Ca(OH)_2 e um dos constituintes minoritários do ar, formando carbonato de cálcio.

Gab:

a) Nome comum (comercial): cal apagada, extinta, queimada ou hidratada.

Nome científico: hidróxido de cálcio.

b) O Ca(OH)_2 é uma base. Em solução aquosa ocorre o seguinte: $\text{Ca(OH)}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$. Então, nessa solução teremos: $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$ e $[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$. Portanto, a faixa de valores de pH é a seguinte: $\text{pH} > 7$

c) O componente minoritário do ar que, ao reagir com o Ca(OH)_2 , forma o carbonato de cálcio é o CO_2 . A equação química desse processo é: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

107 - (Unicap PE/2004)

100.000L de água foram tratados inadequadamente para um determinado fim, ficando com $\text{pH} = 5$. Que massa de uma amostra de soda cáustica com 95,2% de pureza deve ser adicionada à água para neutralizá-la?

(Massa molar do $\text{NaOH} = 40$)

Gab: $\cong 42$

108 - (Ufrj RJ/2004)

A contaminação de solos por íons de metais pesados provenientes de rejeitos industriais, tais como Cd^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} e Hg^{2+} , representa uma ameaça ambiental. Em algumas regiões do Estado do Rio de Janeiro, o problema se torna mais grave, pois os solos são ácidos (pH entre 4,5 e 5,5), o que favorece a fixação desses íons e dificulta a sua remoção.

o pH de solos é, usualmente, determinado em suspensões de solos em água. Assim procedendo, determinou-se que a concentração de íons hidroxila $[\text{OH}^-]$ em uma certa amostra era de 10^{-9} mol/L .

Calcule a concentração de íons hidrogênio $[\text{H}^+]$ nessa amostra e indique se o seu pH está dentro da faixa que favorece a fixação dos íons contaminantes Cd^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} e Hg^{2+} .

Gab: $[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = 5$ (o pH encontra-se dentro da faixa mencionada de 4,5 a 5,5)

109 - (Acafe SC/2003/Janeiro)

Identifique os produtos abaixo com os conceitos: ácido, básico e neutro.

(.....) – Cerveja contendo $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ M}$.

(.....) – Um café preparado contendo $[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ M}$.

(.....) – Leite contendo $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$.

(.....) – Leite de magnésia contendo $[\text{H}^+] = 10^{-8} \text{ M}$.

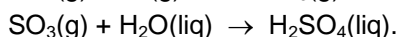
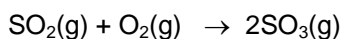
A seqüência **correta**, de cima para baixo, está na alternativa:

- a) ácido - básico - neutro - neutro
- b) básico - básico - ácido - neutro
- c) ácido - ácido - neutro - básico
- d) básico - neutro - ácido - neutro
- e) neutro - básico - ácido - neutro

Gab: C

110 - (Uem PR/2003/Janeiro)

A queima de carvão com alto teor de enxofre libera, na atmosfera, o dióxido de enxofre. Esse sofre as seguintes reações:



Próximo de uma usina termoeletrica que utiliza esse tipo de carvão, precipitaram 100 litros de chuva ácida por Km². Sabendo que a chuva é ácida devido à presença do H₂SO₄ e que o pH dessa chuva é 2, qual é a massa de H₂SO₄, em gramas, que precipitou por Km²?

(Dados: H = 1; O = 16; S = 32)

Gab: 49g

111 - (Unifor CE/2003/Julho)

Considere certa quantidade de água pura, no estado líquido, à temperatura de 25°C. Nestas condições, o produto iônico da água (KW) vale 1,0 x 10⁻¹⁴. Esse valor aumenta com o aumento de temperatura e diminui com a diminuição da temperatura.

Sendo assim, pode-se afirmar que, na água líquida pura,

- I. a 40 °C, o pH é maior do que 7.
- II. há maior concentração de íons OH⁻_(aq) a 0 °C do que a 25 °C.
- III. [H⁺(aq)] = [OH⁻(aq)], independentemente da temperatura.

É correto o que se afirma SOMENTE em:

- a) I
- b) II
- c) III
- d) I e II
- e) II e III

Gab: C

112 - (Uem PR/2003/Julho)

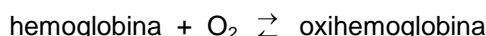
Assinale o que for correto.

- 01. Uma solução aquosa de H₂SO₄ 0,15 Mol/L tem pH igual a 1,5.
- 02. Uma solução aquosa de ácido acético 0,1 Mol/L terá pH igual a 1,0.
- 04. Uma solução aquosa alcalina é aquela que, a 25°C, [H⁺] < 10⁻⁷ Mol/L.
- 08. Se [OH⁻] < 10⁻³, pH < 11.
- 16. Uma solução de 34,2 g de sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁) em 500 g de água é uma solução de concentração 0,2 molal. (Dados: C = 12; H = 1; O = 16)
- 32. Ao misturar 30 mL de uma solução 0,1 Mol/L de NaCl com 20 mL de uma solução 0,2 Mol/L de NaCl, obtém-se uma solução com concentração de 0,3 Mol/L de NaCl.
- 64. Se pH = -log [H⁺], o pH diminui com o aumento da acidez.

Gab: 60

113 - (Ufc CE/2003/1ªFase)

O oxigênio (O₂), gás essencial ao processo de respiração humana, liga-se à proteína hemoglobina nos pulmões para formar a oxihemoglobina, que é transportada no sangue. O oxigênio é então liberado nos músculos a partir da oxihemoglobina, conforme o equilíbrio químico descrito abaixo, que é dependente do pH do sangue.



Um maior valor do pH do sangue, nos pulmões, favorece a reação de formação da oxihemoglobina, e um menor valor do pH do sangue nos músculos favorece a decomposição da oxihemoglobina com liberação de O₂.

Considerando o equilíbrio químico descrito, e assumindo os valores de pH = 7,8 nos pulmões e pH = 7,3 nos músculos, assinale a alternativa correta.

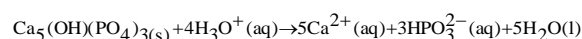
- a) A concentração de HO⁻ é menor nos pulmões que nos músculos, e o equilíbrio desloca-se para a direita.

- b) A concentração de H^+ é maior nos pulmões que nos músculos, e o equilíbrio desloca-se para a esquerda.
 c) As concentrações de H^+ e HO^- são iguais nos pulmões e nos músculos e não afetam o equilíbrio.
 d) A concentração de H^+ é menor nos pulmões que nos músculos, e o equilíbrio desloca-se para a direita.
 e) A concentração de H^+ é menor nos músculos que nos pulmões, e o equilíbrio desloca-se para a esquerda.

Gab: D

114 - (Uftm MG/2003/1ªFase)

A hidroxiapatita, $Ca_5(OH)(PO_4)_3$, um fosfato encontrado no solo, reage com solução ácida, conforme a equação química representada a seguir:



Admitindo-se que há reação completa (rendimento 100%) da hidroxiapatita com 100 mL de uma solução ácida de $pH = 2$, a massa, em gramas, de íons cálcio obtida é igual a:

Dado: massa molar do íon cálcio = $40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- a) $8,0 \times 10^{-1}$.
 b) $2,0 \times 10^{-1}$.
 c) $5,0 \times 10^{-2}$.
 d) $1,2 \times 10^{-3}$.
 e) $3,5 \times 10^{-4}$.

Gab: C

115 - (Ufscar SP/2003/1ªFase)

Em um béquer, um químico misturou 100 mL de uma solução diluída de base forte, XOH , de $pH = 13$ com 400 mL de uma solução diluída de ácido forte, HA , de $pH = 2$.

Dados $pH = -\log [H^+]$, $pOH = -\log [OH^-]$, $pH + pOH = 14$, e considerando os volumes aditivos e os eletrólitos 100% dissociados, o valor aproximado do pH da solução final é

- a) 2.
 b) 6.
 c) 8.
 d) 10.
 e) 12.

Gab: E

116 - (Ufu MG/2003/1ªFase)

A amônia (NH_3) é um gás incolor de odor muito irritante, fabricada na indústria, em enormes quantidades, pelo processo Haber-Bosh. Sua principal aplicação é na fabricação de ácido nítrico (HNO_3), sendo também largamente empregada na fabricação de fertilizantes como NH_4NO_3 e $(NH_4)_2SO_4$, e na fabricação de produtos de limpeza doméstica, como o amoníaco.

Em relação aos compostos citados no texto, considere as seguintes afirmativas.

- I. Nos compostos HNO_3 e $(NH_4)_2SO_4$, o N aparece com número de oxidação igual a +5 e -3, respectivamente.
 II. Os compostos NH_4NO_3 e $(NH_4)_2SO_4$ são compostos iônicos.
 III. As soluções aquosas de NH_4NO_3 e de $(NH_4)_2SO_4$ são más condutoras de eletricidade.
 IV. A solução aquosa de NH_3 deve apresentar $pH = 7$.

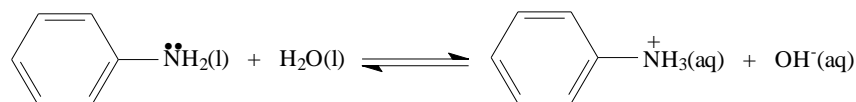
Marque a alternativa que apresenta afirmações corretas.

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

Gab: D

117 - (Ufu MG/2003/1ªFase)

A anilina é uma substância líquida, largamente empregada na indústria química para a fabricação de corantes, medicamentos, explosivos etc. Ela dissolve-se parcialmente em água, de acordo com o seguinte equilíbrio:



Com base nesse equilíbrio, pode afirmar que a solubilidade da anilina em água será maior quando:

- a) o pH da solução for menor que 5.
- b) o pOH da solução for menor que 6.
- c) o pOH da solução for igual a 7.
- d) se adiciona amônia (NH₃) á solução.

Gab: A

118 - (Uftm MG/2003/1ªFase)

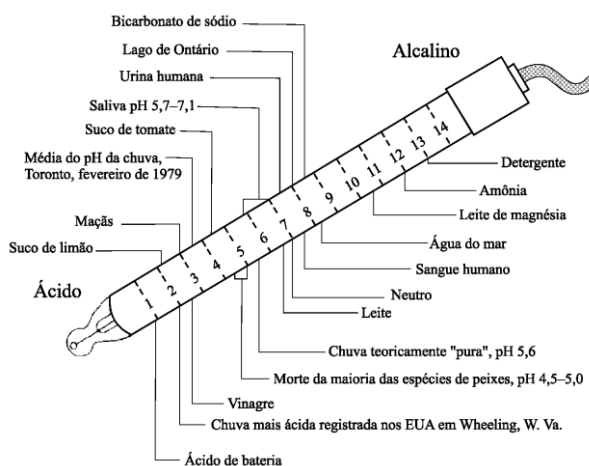
O pH da água nas piscinas deve estar na faixa de 7,2 a 7,8. Se o pH estiver acima de 7,8, o íon hipoclorito (ClO⁻) é decomposto pela luz solar e a ação germicida fica comprometida. A concentração, em quantidade de matéria, de íons OH⁻(aq) existentes no pH limite superior é igual a:

- a) 10^{-6,8}
- b) 10^{-6,2}
- c) 10^{-1,8}
- d) 10^{-1,6}
- e) 10^{-0,6}

Gab: B

119 - (Uftm MG/2003/2ªFase)

A figura a seguir representa um eletrodo com a medida de pH de várias substâncias.



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

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

(fonte: Daniel C. Harris, *Análise Química Quantitativa*, LTC, 2001.)

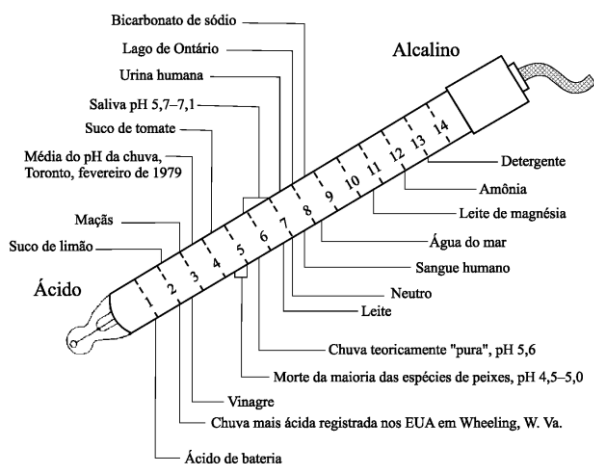
A razão das concentrações de íons H^+ entre a amônia e a água do lago de Ontário (divisa Canadá/EUA) é:

- a) 10^{-4} .
- b) 1,5.
- c) 4.
- d) 40.
- e) 10^4 .

Gab: A

120 - (Uftm MG/2003/2ªFase)

A figura a seguir representa um eletrodo com a medida de pH de várias substâncias.



$pH = -\log[H^+]$
 $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

(fonte: Daniel C. Harris, *Análise Química Quantitativa*, LTC, 2001.)

4 litros de solução de amônia são misturados com 1 litro de solução de ácido de bateria. Considere os volumes aditivos e que somente os íons OH^- provenientes da dissociação da amônia e os íons H^+ do ácido de bateria contribuem para o grau de acidez das soluções. O pH da solução final será próximo de:

- a) 2.
- b) 3.
- c) 7.
- d) 9.
- e) 10.

Gab: A

121 - (Ufpel RS/2003/2ªFase)

As cinzas advindas da combustão dos vegetais são ricas em potássio, na forma de óxidos e carbonatos. Ao colocarmos cinza de origem vegetal em um copo com água contendo fenolftaleína, observamos o aparecimento de uma coloração rósea.

A partir dessas informações, aliadas a seus conhecimentos,

- a) apresente a função e a fórmula química dos constituintes com potássio descritos no texto.
- b) descreva a reação do óxido de potássio com a água, dizendo o porquê do aparecimento da coloração rósea na solução.
- c) calcule o pH de uma solução aquosa a que foi adicionado 0,001 mol de óxido de potássio em 1 litro de água. Considere a dissociação como 100%.

Gab:

a) K_2O – óxido K_2CO_3 – sal

b) $K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$

Forma uma base e a fenolftaleína apresenta uma coloração rosa em meio alcalino.

c) $pH = 11,3$

122 - (Unesp SP/2003/Biológicas)

Dois comprimidos de aspirina, cada um com 0,36 g deste composto, foram dissolvidos em 200 mL de água.

a) Calcule a concentração molar da aspirina nesta solução, em mol/L.

Dado: massa molar da aspirina = 180 g/mol.

b) Considerando a ionização da aspirina segundo a equação $C_9H_8O_4(aq) \rightarrow C_9H_7O_4^-(aq) + H^+(aq)$ e sabendo que ela se encontra 5% ionizada, calcule o pH desta solução.

Gab:

a) $M = 0,02 \text{ mol/L}$

b) $pH = 3$

123 - (Ufms MS/2003/Exatas)

HCl e NaOH são eletrólitos fortes. Se misturarmos 40,00mL de solução aquosa de NaOH 0,10 mol/L com 10,00mL de solução aquosa de HCl 0,45 mol/L, é correto afirmar que:

01. $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$ nas soluções iniciais, antes da mistura, são, respectivamente, 0,45 mol/L e 0,10 mol/L.

02. as soluções aquosas de HCl e NaOH, antes da mistura, apresentam $pH < 7$.

04. a mistura resultante terá $pH < 7$.

08. na mistura resultante, $[H_3O^+] = 0,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

16. a concentração de NaCl na mistura resultante será de $8,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Gab:V–F–V–F–V

124 - (Unesp SP/2003/Exatas)

A cada um de quatro frascos foi adicionado um mol de hidróxido de metal alcalino terroso, conforme a tabela seguinte. A cada um deles foi adicionada água até que os volumes finais em todos os frascos fossem de 1 litro. A tabela também apresenta os valores para a solubilidade de cada um dos hidróxidos à mesma temperatura.

frasco	hidróxido	solubilidade (mol/L)
1	$Mg(OH)_2$	0,05
2	$Ca(OH)_2$	0,2
3	$Sr(OH)_2$	0,6
4	$Ba(OH)_2$	0,6

a) Escreva a equação para a reação de dissociação e calcule a concentração dos íons hidroxila, em mol/L, para a solução resultante no frasco 2.

b) Em qual dos frascos a solução terá valor de pH mais elevado? Justifique.

Gab:

a) $[OH^-] = 0,046 \text{ mol/L}$

b) Frasco 4, pois o $Ba(OH)_2$ é a base mais solúvel, apresentando maior concentração de OH^- (menor pOH, maior pH) na solução saturada.

125 - (Fepcs DF/2003)

Ácido e hidróxido de sódio são eletrólitos fortes que, em solução aquosa diluída (concentração inferior a 0,2 mol/L), encontram-se totalmente ionizados. Reagem estequiometricamente na proporção molar 1:1 e o pH resultante, a 25

°C, é igual a 7. Já na reação que ocorre entre eles quando se adicionam 40 mL de solução 0,125 mol/L de HCl a 60 mL de solução 0,100 mol/L de NaOH, o pH da solução resultante será igual a:

- a) 8
- b) 9
- c) 10
- d) 11
- e) 12

Gab: E

126 - (Puc SP/2003)

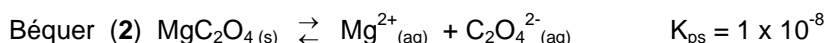
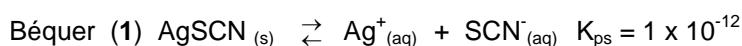
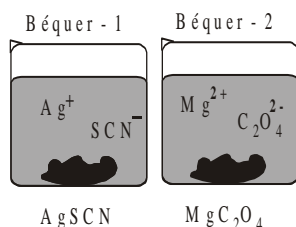
Um aluno adicionou 0,950 g de carbonato de cálcio (CaCO₃) a 100 mL de solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) de concentração 0,2 mol/L. É correto afirmar que, após cuidadosa agitação, o sistema final apresenta uma

- a) solução incolor, com pH igual a 7.
- b) mistura heterogênea, esbranquiçada, pois o CaCO₃ é insolúvel em água, com pH < 1.
- c) solução incolor, com pH igual a 1.
- d) solução incolor, com pH igual a 2.
- e) mistura heterogênea, contendo o excesso de CaCO₃ como corpo de fundo e pH > 7.

Gab: D

127 - (Ufv MG/2003)

A figura ao lado representa dois sistemas em equilíbrio químico aquoso. No béquer 1 têm-se AgSCN (tiocianato de prata) sólido, em equilíbrio com os íons Ag⁺, e SCN⁻; no béquer 2 têm-se MgC₂O₄ (oxalato de magnésio) sólido, em equilíbrio com os íons Mg²⁺, e C₂O₄²⁻. As equações abaixo representam os equilíbrios químicos e suas respectivas constantes do produto de solubilidade (K_{ps}).



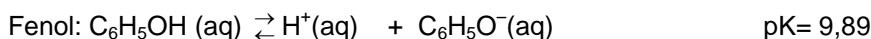
Assinale a alternativa CORRETA:

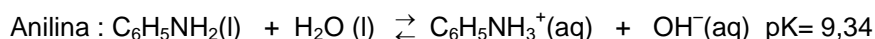
- a) O AgSCN é mais solúvel em água do que o MgC₂O₄.
- b) O valor de K_{ps} do AgSCN diminuirá após a adição, ao béquer 1, de solução aquosa de nitrato de prata (AgNO₃).
- c) A solubilidade, em água, do MgC₂O₄ é 1 x 10⁻⁵ mol L⁻¹.
- d) 11,23 g de MgC₂O₄ se dissolverão completamente em 100 L de água.
- e) A concentração de cátions Ag⁺ no béquer 1 é igual a 1 x 10⁻⁶ mol L⁻¹.

Gab: E

128 - (ITA SP/2003)

Considere os equilíbrios químicos abaixo e seus respectivos valores de pK (pK = - logK), válidos para a temperatura de 25°C (K representa constante de equilíbrio químico).





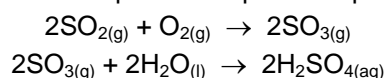
Na temperatura de 25°C e numa razão de volumes ≤ 10 , misturam-se pares de soluções aquosas de mesma concentração. Assinale a opção que apresenta o par de soluções aquosas que ao serem misturadas formam uma solução tampão com pH próximo de 10.

- a) $C_6H_5OH(aq) / C_6H_5NH_2(aq)$.
- b) $C_6H_5NH_2(aq) / C_6H_5NH_3Cl(aq)$.
- c) $CH_3COOH(aq) / NaCH_3COO(aq)$.
- d) $NH_3(aq) / NH_4Cl(aq)$.
- e) $NaCH_3COO(aq) / NH_4Cl(aq)$.

Gab: D

129 - (Ufpi PI/2003)

No semi-árido nordestino, considera-se a chuva como uma dádiva divina. Nessa região, é comum a coleta de água da chuva para beber, atribuindo-se a esta uma qualidade superior à daquelas oriundas de outras fontes. Entretanto, o fenômeno da chuva ácida (presença dos ácidos HNO_3 , H_2SO_4 ou HCO_3^- na água) ocorre, mesmo a centenas de quilômetros de uma fonte poluidora, podendo transformar essa dádiva em um presente de grego, se o pH for inferior a ($pH < 5,6$). Admitindo o gás SO_2 como um dos responsáveis por esse processo, uma vez que:



e considerando uma conversão de 100% em todas as etapas, qual o pH de um copo de 200mL de água da chuva, considerando inicialmente $1,00 \times 10^{-3}$ mol de SO_2 ?

- a) 0,5
- b) 2,0
- c) 3,5
- d) 5,0
- e) 7,0

Gab: B

130 - (Ufpr PR/2003)

Uma solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias, não importando seu estado físico. Quando algum dos componentes da solução encontra-se dissolvido além de seu limite de dissolução, diz-se que a solução está supersaturada em relação àquele componente. Uma garrafa de um refrigerante contém uma solução que geralmente é constituída por: água, sacarose, acidulante (o mais utilizado é o ácido fosfórico), um corante, um aromatizante (que pode funcionar também como corante) e dióxido de carbono dissolvido sob pressão.

Considerando as informações acima e o seu conhecimento sobre o assunto, é correto afirmar:

- 01. No refrigerante, o componente mais abundante é o solvente, ou seja, a água.
- 02. O refrigerante apresenta pH menor que 7.
- 04. A agitação do refrigerante provoca a saída do componente que se encontra dissolvido além do seu limite de dissolução.
- 08. Ao final do processo de evaporação do refrigerante não há resíduos sólidos.
- 32. A elevação da temperatura geralmente provoca a diminuição da solubilidade dos solutos gasosos.

Gab: V-V-V-F-V

131 - (UnB DF/2003)

O ácido benzóico (C_6H_5COOH) é empregado como conservante de refrigerantes, conservas vegetais e margarinas. nas margarinas, o limite máximo permitido desse ácido é 0,2% em massa. Sabendo que a constante de equilíbrio desse ácido (K_a) é igual a $6,5 \times 10^{-5}$ e que sua massa molar é igual a 122 g/mol e considerando desprezível a auto-ionização da água, escolha apenas uma das opções a seguir e faça o que se pede, desprezando, para a marcação na folha de respostas, a parte fracionária do resultado final obtido, após efetuar todos os cálculos solicitados.

- Calcule a quantidade máxima permitida, em mol de ácido benzóico, em 1 kg de margarina. Multiplique o valor obtido por 10^4 .
- Calcule a concentração de íon benzoato, em mol/L, quando o pH de uma solução aquosa desse ácido for igual a 3,0.
- Calcule a concentração de equilíbrio do ácido benzóico, em mol/L, em uma solução aquosa, quando o pH for igual a 3,0. Multiplique o valor encontrado por 10^4 .

Gab:

- 163
- 001
- 153

132 - (Uepg PR/2002/Janeiro)

Sobre uma solução preparada por meio da dissolução de $0,500 \times 10^{-3}$ mol de NaOH (um eletrólito forte) em água suficiente para preparar 500 mL de solução, assinale o que for correto.

(Massas molares: Na = 23,0 g ; O = 16,0 g ; H = 1,0 g)

- Seu pH é igual a 3
- É uma solução ácida.
- Sua concentração é igual a $1,0 \times 10^{-3}$ mol L⁻¹
- Contém $2,00 \times 10^{-2}$ g de hidróxido de sódio.
- Conduz a corrente elétrica.

Gab: 28

133 - (Acafe SC/2002/Julho)

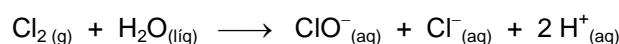
Uma solução 0,001 molar de hidróxido de sódio tem pH igual a:

- 10
- 3
- 4
- 11
- 12

Gab: D

134 - (Uepg PR/2002/Julho)

Soluções de sais de hipoclorito (de sódio, de potássio, de cálcio ou de magnésio) são utilizadas como alvejantes, desinfetantes e desodorantes. Uma solução de hipoclorito de sódio, por exemplo, pode ser preparada adicionando-se cloro gasoso a uma solução de hidróxido de sódio. O gás cloro reage com a água dessa solução, segundo a equação:



O gás cloro é adicionado à solução aquosa de NaOH a 15%, até que a alcalinidade seja neutralizada. A solução é então diluída a 5% em hipoclorito.

Sobre este assunto, assinale o que for correto.

- O pH de um meio alcalino é superior a 7
- Por se dissociar na água, liberando íons OH^- , o hidróxido de sódio é uma base de Arrhenius.
- O pH da solução de hidróxido de sódio aumenta quando nela é dissolvido o gás cloro.

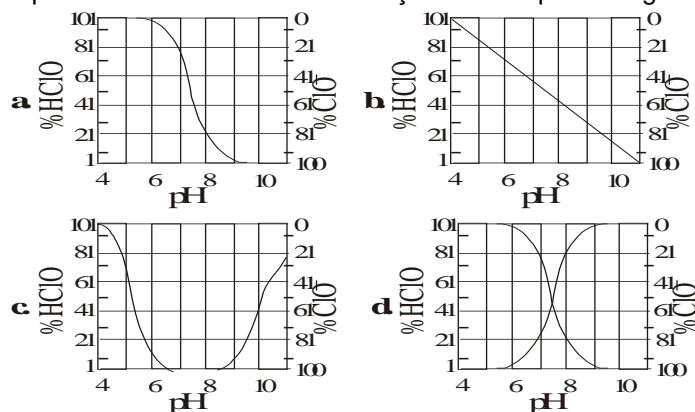
08. Soluções de hipoclorito de sódio e de hipoclorito de magnésio, de mesma concentração em mol L⁻¹, apresentam a mesma quantidade de íons ClO⁻_(aq)

16. A equação acima representa uma reação de oxidação-redução, na qual o cloro é simultaneamente o agente oxidante e o agente redutor.

Gab: 19

135 - (Fuvest SP/2002/1ª Fase)

O composto HClO, em água, dissocia-se de acordo com o equilíbrio: $\text{HClO(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{ClO}^-\text{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+\text{(aq)}$. As porcentagens relativas, em mols, das espécies ClO⁻ e HClO dependem do pH da solução aquosa. O gráfico que representa corretamente a alteração dessas porcentagens com a variação do pH da solução é:



Dado : Constante de Dissociação do HClO em água e a 25°C $4,0 \cdot 10^{-8}$

Gab: A

136 - (Ufms MS/2002/Conh. Gerais)

Qual é o pH de uma solução aquosa neutra a 50 °C, cujo pKw é igual a 13,26, nessa temperatura?

- a) pH > 7.
- b) pH = 7.
- c) pH = 6,63.
- d) pH < 6,63.
- e) pH = 6,26.

Gab: C

137 - (Ufms MS/2002/Biológicas)

Uma célula de “*E. coli*”, de forma cilíndrica, tem as seguintes dimensões: $2,0 \times 10^{-6}$ m de comprimento e $1,0 \times 10^{-6}$ m de diâmetro. Ela contém 80% de água. Se o pH intracelular é 6,4, o antilog de -6,4 é $3,98 \times 10^{-7}$ e $\pi = 3,14$, é correto afirmar que:

- 01. $[\text{H}^+] = 6,4$ mol/L.
- 02. numa célula de “*E. coli*”, há $5,01 \times 10^{-22}$ mol de H⁺.
- 04. numa célula de “*E. coli*”, há $6,25 \times 10^{-22}$ mol de H⁺.
- 08. numa célula de “*E. coli*”, há 302 íons H⁺.
- 16. numa célula de “*E. coli*”, há 376 íons H⁺.
- 32. numa célula de “*E. coli*”, há $4,85 \times 10^9$ íons H⁺.

Gab: 02-08

138 - (Ufms MS/2002/Biológicas)

Um estudante prepara 500 mL de uma solução 0,100 mol/L de ácido nitroso, HNO_2 , cujo $\text{pK}_a = 3,34$. O pH da solução é então ajustado a 3,34, pela adição de pequenas quantidades de NaOH(s) com agitação. Sabendo-se que $\log 10^0 = \log 1 = 0$, qual será a concentração final de NO_2^- , em mol/L? Para efeito de resposta, considere o resultado obtido multiplicado por 1000.

Gab: 50

139 - (Ufac AC/2002)

Uma substância apresenta $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Seu pH é:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

Gab: C

140 - (Ufac AC/2002)

Uma solução apresenta $\text{pH} = 5,8$. Portanto ela é:

- a) levemente básica
- b) levemente ácida
- c) neutra
- d) fortemente básica
- e) fortemente ácida

Gab: B

141 - (Ufrj RJ/2002)

As medidas de acidez da neve e da chuva nos Estados Unidos e na Europa indicam diminuição acentuada do pH nos últimos 200 anos. Como exemplo extremo, foi observada uma diminuição de 4 unidades na escala de pH da água da chuva na Escócia. Considerando que há 200 anos atrás o pH da água da chuva na Escócia era neutro, determine o valor da concentração atual de íons hidrogênio (em mol/L) na água da chuva na Escócia.

Gab:

$$\text{pH} = 7 - 4 = 3$$

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

Logo, $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$

142 - (Acafe SC/2001/Julho)

Para proteção do meio ambiente não é permitido lançar, nos rios, soluções cuja concentração hidrogeniônica não seja maior que 10^{-5} e menor que 10^{-9} .

A indústria que observa esta legislação lança, no rio, solução com:

- a) 0,1 mol H^+/L
- b) 0,0001 mol H^+/L
- c) 0,000001 mol H^+/L
- d) 0,001 mol H^+/L
- e) 0,01 mol H^+/L

Gab: C

143 - (Fuvest SP/2001/1ªFase)

A auto-ionização da água é uma reação endotérmica. Um estudante mediu o pH da água recém-destilada, isenta de CO_2 e a 50°C , encontrando o valor 6,6. Desconfiado de que o aparelho de medida estivesse com defeito, pois esperava o valor 7,0, consultou um colega que fez as seguintes afirmações:

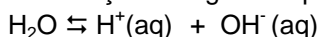
- I. O seu valor (6,6) pode estar correto, pois 7,0 é o pH da água pura, porém a 25°C .
- II. A aplicação do Princípio de Le Chatelier ao equilíbrio da ionização da água justifica que, com o aumento da temperatura, aumente a concentração de H^+ .
- III. Na água, o pH é tanto menor quanto maior a concentração de H^+ .

Está correto o que se afirma

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

Gab: E

A ionização da água é representada pela equação:



I e II. Corretas. Segundo o Princípio de Le Chatelier, com o aumento da temperatura (de 25°C a 50°C) o equilíbrio desloca-se no sentido direto (endotérmico), aumentando a concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ (diminuição do pH).

III. Correta. Quanto maior a concentração de H^+ menor será o pH.

144 - (Ufu MG/2001/1ªFase)

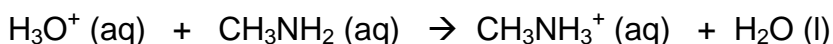
A água destilada, após contato com a atmosfera, durante certo tempo, apresenta um pH menor que 7,0. Esse valor de pH deve-se à dissolução do seguinte composto na água:

- a) H_2
- b) NO
- c) CO_2
- d) N_2O

Gab: C

145 - (Ufc CE/2001/1ªFase)

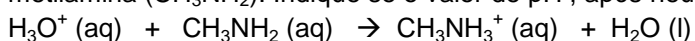
Escreva a equação iônica balanceada para a neutralização de iguais quantidades de ácido nítrico (HNO_3) e metilamina (CH_3NH_2). Indique se o valor de pH, após neutralização, será maior ou menor do que 7,0. Justifique.



Após a neutralização, a solução contém CH_3NH_3^+ , um ácido fraco, e NO_3^- , que não possui propriedades ácidas ou básicas. Portanto, o pH resultante será menor do que 7,0.

146 - (Ufc CE/2001/2ªFase)

Escreva a equação iônica balanceada para a neutralização de iguais quantidades de ácido nítrico (HNO_3) e metilamina (CH_3NH_2). Indique se o valor de pH, após neutralização, será maior ou menor do que 7,0. Justifique.



Gab: H_3O^+ (aq) + CH_3NH_2 (aq) \rightarrow CH_3NH_3^+ (aq) + H_2O (l). Após a neutralização, a solução contém CH_3NH_3^+ , um ácido fraco, e NO_3^- , que não possui propriedades ácidas ou básicas. Portanto, o pH resultante será menor do que 7,0.

147 - (ITA SP/2001)

A 25°C, adiciona-se 1mL de uma solução aquosa 0,10mol/L em HCl a 100mL de uma solução aquosa 1mol/L em HCl. O pH da mistura final é:

- a) 0
- b) 1
- c) 2
- d) 3
- e) 4

GAB: A

RESOLUÇÃO

Solução-I	Solução-II	Solução-Final
$[\text{H}^+]_I = 10^{-1} \text{ mol/L}$	$[\text{H}^+]_{II} = 1,0 \text{ mol/L}$	$[\text{H}^+]_F = ? \text{ mol/L}$
$V_I = 1,0 \text{ mL}$	$V_{II} = 100 \text{ mL}$	$V_F = 101 \text{ mL}$

Cálculo da concentração de H^+ na solução final

$$([\text{H}^+]_I \times V_I) + ([\text{H}^+]_{II} \times V_{II}) = [\text{H}^+]_F \times V_F$$

$$(10^{-1} \text{ mol/L} \times 1,0 \text{ mL}) + (1,0 \text{ mol/L} \times 100 \text{ mL}) = 101 \text{ mL} \times [\text{H}^+]_F$$

$$[\text{H}^+]_F = 1,0 \text{ mol/L}$$

Assim, podemos calcular o pH como sendo:

$$\text{pH} = -\log^{[H^+]} \rightarrow \text{pH} = -\log 1 \rightarrow \text{pH} = 0$$

148 - (Feevale RS/2001)

Efeito da chuva ácida na vida aquática

O mar é uma imensidão tão grande que não tem sua acidez alterada pela chuva ácida. Mas lagos e rios são bem afetados por ela. O aumento da acidez das águas libera, do solo sais de Na, K, Al e At, este último bastante tóxico para a vida aquática.

Quando a chuva ácida é bastante freqüente, ela acidifica os lagos de maneira permanente. Quando ocorre uma tempestade ácida os rios acidificam-se por um período curto; os efeitos disso dependem do pH que as águas passam a ter.

Os lagos têm uma grande variedade de algas e pequenos animais que servem de alimento aos peixes. A isso tudo se dá o nome de **plâncton**.

Os ovos dos peixes são os primeiros a sofrer com o aumento da acidez. O dano depende da concentração de cálcio na água. Quando não há cálcio e o pH é de 4,2, todos os ovos morrem. Com um pH de 4,5, as larvas não sobrevivem mais de dez dias. No sangue dos peixes, há altas concentrações de NaCl . Os sais que os peixes perdem pela urina e pelas guelras, estas que são os órgãos da respiração, devem ser substituídos através das próprias guelras.

Se, em lugar do sódio, entram os íons H^+ da água ácida, as células do corpo do peixe incham e ele morre em meio a incontáveis contrações.

A acidificação das águas, como já foi dito, libera Al do solo. Numa faixa de 5,0 a 5,5 de pH, o alumínio é tóxico para os peixe, interferindo na capacidade de filtragem das guelras, o que aumenta a perda de sódio. Além do mais, o Al provoca o entupimento das guelras, dificultando a respiração dos peixes. Por isso estão desaparecendo os peixes de lagos e rios cuja água torna-se ácida. E, quando não há vida aquática, um lago ou um rio estão mortos. (Fonte: Chang, R. Química. 4. ed. Buenos Aires, McGraw Hill, 1902.)

De acordo com o texto, quando não há cálcio na água e o pH é de 4,2, todos os ovos dos peixes morrem. Podemos afirmar que quando o pH é 4,2, a concentração molar dos íons OH^- é igual a

- a) $1,5849 \cdot 10^{-10}$.
 b) $6,3096 \cdot 10^{-5}$.
 c) $1,0000 \cdot 10^{-42}$.
 d) $1,0000 \cdot 10^{-98}$.
 e) $1,4230 \cdot 10^{-4}$.

Gab: A

149 - (Mackenzie SP/2001)

Assinale, das misturas citadas, aquela que apresenta maior caráter básico.

- a) Leite de magnésia, pH = 10
 b) Suco de laranja, pH = 3,0
 c) Água do mar, pH = 8,0
 d) Leite de vaca, pH = 6,3
 e) Cafezinho, pH = 5,0

Gab: A

O caráter básico se acentua com o aumento do pH do meio. Logo, o leite de magnésia é a mais alcalina (pH...

150 - (ITA SP/2001)

Uma célula eletrolítica foi construída utilizando-se 200mL de uma solução 1,0mol/L em NaCl com pH igual a 7 a 25°C, duas chapas de platina de mesma dimensões e uma fonte estabilizada de corrente elétrica. Antes de iniciar a eletrólise, a temperatura da solução foi aumentada e mantida num valor constante igual a 60°C. Nesta temperatura, foi permitido que corrente elétrica fluísse pelo circuito elétrico num certo intervalo de tempo. Decorrido esse intervalo de tempo, o pH da solução, ainda a 60°C, foi medido novamente e um valor igual a 7 foi encontrado.

Levando em consideração os fatos mencionados neste enunciado e sabendo que o valor numérico da constante de dissociação de água (K_w) para a temperatura de 60°C é igual a $9,6 \cdot 10^{-14}$, é **CORRETO** afirmar que:

- a) o caráter ácido-base da solução eletrolítica após a eletrólise é neutro.
 b) o caráter ácido-base da solução eletrolítica após a eletrólise é alcalino.
 c) a reação anódica predominante é aquela representada pela meia-equação:
 $4\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^-$ (CM)
 d) a reação catódica, durante a eletrólise, é aquela representada pela meia-equação:
 $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$ (CM) $\rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$
 e) a reação anódica, durante a eletrólise, é aquela representada pela meia-equação:
 $\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^-$ (CM)

Gab: B

RESOLUÇÃO

Cálculo da concentração de H^+ a 60°C:

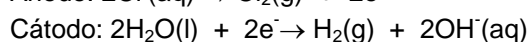
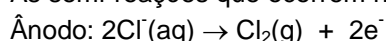
$$\text{pH} = 7 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

calculando a concentração de OH^- a 60°C:

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = K_w \rightarrow 10^{-7} \times [\text{OH}^-] = 9,6 \times 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = 9,6 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Assim, podemos afirmar que a solução é alcalina pois $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$

As semi-reações que ocorrem no processo de eletrólise são:



151 - (Ufpe PE/2001)

O sal propanoato de cálcio é usado na preservação de pães, bolos e queijos, pois impede o crescimento de bactérias e fungos ("bolor" ou "mofo"). Assinale a alternativa que descreve esse sal e o pH de sua solução aquosa obtida pela dissolução de **100 g** do mesmo em **500 mL** de água destilada:

	Fórmula Molecular	pH da solução aquosa
a)	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	básico
b)	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	ácido
c)	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})\text{Ca}$	básico
d)	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	básico
e)	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	neutro

Gab: D

Justificativa:

Correta, na fórmula e correta no pH.

152 - (Puc MG/2001)

Pés de tomate gostam de meio ácido. Um agricultor, querendo saber se a terra do seu campo é conveniente para plantar tomates, preparou uma solução misturando 50 mL de água destilada com 20 g de terra. Depois de deixar decantar, ele filtra a mistura e coloca o líquido filtrado num béquer.

Ele poderá considerar que seu campo é adaptado à plantação de tomate se:

- a) o pH do líquido filtrado for superior a 7.
- b) o pH do líquido filtrado for igual a 7.
- c) o líquido filtrado contiver uma concentração de íons OH^- maior que 10^{-7}mol L^{-1} .
- d) o líquido filtrado contiver uma concentração de íons H^+ maior que 10^{-7}mol L^{-1} .

Gab: C

153 - (Puc SP/2001) I. A chuva ácida é um problema ambiental que atinge os grandes centros industriais. A liberação de óxidos de enxofre na queima de combustível em larga escala é uma das principais causas desse problema. Para evitar que esses gases sejam despejados na atmosfera, as fábricas devem utilizar filtros contendo X.

II. O suco gástrico é o responsável pela etapa de digestão que ocorre no estômago. Esse suco contém uma solução aquosa de ácido clorídrico e as enzimas responsáveis pela hidrólise das proteínas. Uma disfunção comum no estômago é o excesso de acidez, causando azia e gastrite. Para combater o excesso de acidez no estômago, pode-se tomar Y como medicamento.

III. Os refrigerantes são soluções que contêm grande quantidade de açúcar, tornando-se um meio propício para o desenvolvimento de fungos e bactérias. Para conservá-los, é necessário manter o seu pH baixo (em torno de 3) e, para isso, é geralmente utilizado Z.

A alternativa que apresenta as substâncias adequadas para as situações descritas é

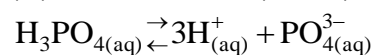
	X	Y	Z
a)	Dióxido de manganês	Hidróxido de magnésio	Hidróxido de sódio
b)	Cloreto de cálcio	Hidróxido de sódio	Ácido clorídrico
c)	Óxido de cálcio	Ácido ascórbico	Ácido acético
d)	Óxido de alumínio	Bicarbonato de sódio	Cloreto de sódio
e)	Óxido de cálcio	Carbonato de sódio	Ácido fosfórico

Gab: E

(I) Para evitar que o SO₂ seja liberado para a atmosfera, a indústria deve utilizar filtros contendo óxido de cálcio
 $(\text{CaO})_{(s)} + \text{CaO}_{2(g)} \rightarrow \text{CaSO}_{3(s)}$

(II) O excesso de acidez estomacal é combatido com o uso de anti-ácidos, tais como, o carbonato de sódio(Na₂CO₃).
 $\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)} + 2\text{H}^+_{(aq)} \rightarrow 2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$

(III) O ácido fosfórico(H₃PO₄) é comumente usado como acidulante em refrigerantes.



154 - (UCuiabá MT/2001)

As soluções aquosas X e Y têm pH respectivamente iguais a 2 e 4. Sobre essas soluções, afirma-se:

- I. A solução X é 100 vezes mais ácida que a solução Y.
- II. A solução Y conduz melhor a eletricidade que a solução X.
- III. A concentração hidrogeniônica na solução Y é 10⁴.

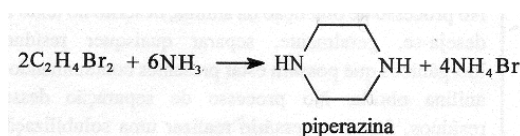
Marque:

- a) Se forem verdadeiras as afirmativas I e II;
- b) Se forem verdadeiras as afirmativas II e III;
- c) Se forem verdadeiras todas as afirmativas;
- d) Se for verdadeira apenas a afirmativa II;
- e) Se for verdadeira apenas a afirmativa I.

Gab: E

155 - (UnB DF/2001)

O 1,2-dibromoetano é um produto da indústria petroquímica utilizado como matéria-prima para obtenção de um anti-helmintico, comercialmente chamado piperazina, eficiente no tratamento de infecções por ascarídeos e, em menor grau, por oxiúros. O processo de obtenção da piperazina pode ser representado pela equação seguinte.



Esse processo ocorre em meio alcoólico, e a separação da piperazina pode ser feita por cristalização em solução aquosa.

Com relação ao texto acima e considerando que a bula de um determinado medicamento especifica que cada colher de chá desse medicamento (5mL) contém 0,500g de piperazina e esta deve ser ingerida em dose diária de 150mg por quilograma de massa corporal, não devendo ultrapassar 5g, julgue os itens a seguir.

01. Os helmintos citados vivem no cérebro de humanos, e os cuidados profiláticos relativos às infecções citadas incluem lavagem de alimentos, tratamento de água, tornando-a potável, e higiene de instalações sanitárias.
02. A estrutura da piperazina é classificada como cíclica, heterogênea e saturada.
03. Ao se dissolver em água o composto inorgânico obtido na reação apresentada, obtém-se uma solução com pH neutro.
04. A piperazina é mais solúvel em água que em meio alcoólico.
05. De acordo com a referida bula, uma criança de 13,5 kg de massa, em tratamento de infecção por ascarídeos, deve ingerir duas colheres de chá do medicamento ao dia.

Gab: E-C-E-E-E

156 - (Ufop MG/2000/1ªFase)

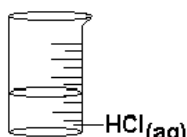
Considere um béquer contendo 1,0 L de uma solução 0,20 mol/L de ácido clorídrico (HCl). A esta solução foram adicionados 4,0 g de hidróxido de sódio sólido (NaOH), agitando-se até sua completa dissolução. Considerando que nenhuma variação significativa de volume ocorreu e que o experimento foi realizado a 25 °C, assinale a afirmativa CORRETA:

- a) A solução resultante será neutra e terá pH igual a 7.
- b) A solução resultante será básica e terá pH igual a 13.
- c) A solução resultante será ácida e terá pH igual a 2.
- d) A solução resultante será ácida e terá pH igual a 1.
- e) A solução resultante será básica e terá pH igual a 12.

D

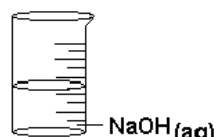
157 - (Ufop MG/2000/2ªFase)

Considere as soluções abaixo:



V = 45 mL

[HCl] = 0,1 mol L⁻¹
Solução I



V = 55 mL

[NaOH] = 0,1 mol L⁻¹
Solução II

- a) O pH da solução I é _____.
- b) O pH da solução II é _____.
- c) O pH da solução resultante da mistura das soluções I e II é _____.

Gab:

- a) pH = 1,0
- b) pH = 13
- c) pH = 12

158 - (ITA SP/2000)

Qual das opções a seguir contém a afirmação **ERRADA** a respeito do que se observa quando da adição de uma porção de níquel metálico, pulverizado, a uma solução aquosa, ligeiramente ácida, de sulfato de cobre?

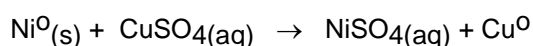
- a) A mistura muda gradualmente de cor.

- b) A concentração de íons $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}$ aumenta.
- c) A concentração de íons $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ diminui.
- d) A quantidade de níquel oxidado é igual à quantidade de cobre reduzido.
- e) O pH da solução aumenta.

GAB: E

RESOLUÇÃO

a) Verdadeiro, pois o cobre é reduzido enquanto o níquel é oxidado.



b) Verdadeiro, pois o níquel é oxidado dando uma solução de sulfato de níquel representada no item **a**.

c) Verdadeiro, o íon Cu^{2+} é reduzido a cobre metálico.

d) Verdadeiro, pois os equivalentes eletroquímicos de ambos são iguais.

e) Falso, não há variação de pH quando se adiciona o níquel.

159 - (Furg RS/2000)

A tabela abaixo mostra alguns valores do Produto Iônico da água a várias temperaturas.

Temperatura /°C	$K_w / (\text{mol} / \text{dm}^3)^2$	$-\log \sqrt{K_w}$
10	$2,91 \times 10^{-15}$	7,27
20	$6,80 \times 10^{-15}$	7,09
25	$1,00 \times 10^{-14}$	7,00
30	$1,31 \times 10^{-14}$	6,94
40	$1,46 \times 10^{-14}$	6,92
50	$5,47 \times 10^{-14}$	6,63

(Costa & Albuquerque, *Química Geral*, 1978, p 364).

No estado do Rio Grande do Sul, as temperaturas oscilam, em média, entre 10°C e 30°C. Portanto, a partir da análise da tabela, é correto concluir que um xampu neutro armazenado em cima de um armário, ao ambiente, na região sul do Brasil,

- a) pode ter pH = 7,00 num dia verão e pH = 5,47 num dia de inverno.
- b) não sofre variação de pH com a temperatura do meio ambiente.
- c) pode ter pH = 5,47 no verão e pH = 7,00 num rigoroso dia de inverno.
- d) pode ter pH = 7,27 num dia de inverno e pH = 6,94 no verão.
- e) por ser neutro, não pode ter pH diferente de 7,00.

Gab: D

160 - (Vunesp SP/2000)

As leis de proteção ao meio ambiente proíbem que as indústrias lancem nos rios efluentes com pH menor que 5 ou superior a 8. Os efluentes das indústrias I, II e III apresentam as seguintes concentrações (em mol/L) de H^+ ou OH^- :

Indústria	Concentração no
-----------	-----------------

	efluente (mol/L)
I	$[H^+] = 10^{-3}$
II	$[OH^-] = 10^{-5}$
III	$[OH^-] = 10^{-8}$

Considerando apenas a restrição referente ao pH, podem ser lançados em rios, sem tratamento prévio, os efluentes:

- da indústria I, somente.
- da indústria II, somente.
- da indústria III, somente.
- das indústrias I e II, somente.
- das indústrias I, II e III.

Gab: C

161 - (Furg RS/2000)

Na *Zero Hora* do dia 14 de setembro de 1999, páginas 4 e 5, há uma reportagem com o título:

“Nuvem tóxica aterroriza Tabaí – Carreta tombou com 22,4 mil litros de ácido clorídrico, causando danos à saúde e ao ambiente.”

Num dos trechos da matéria, é respondida a pergunta: **O que é ácido clorídrico?**

Entre as características do ácido clorídrico mencionadas, encontramos: **No ecossistema, a substância modifica o pH (nível de concentração de oxigênio)**. Há, neste caso, um erro grave em relação ao significado de pH. Visando corrigir o equívoco cometido, possivelmente por um redator pouco familiarizado com conceitos químicos, poderíamos informar-lhe que, num sistema aquoso em baixas concentrações, o pH está diretamente relacionado com:

- a concentração de íons OH^- .
- a concentração de hidrogênio molecular (H_2).
- os átomos livres de hidrogênio (H).
- a concentração de íons H^+ ou H_3O^+ .
- as moléculas de oxigênio gasoso (O_2).

Gab: D

162 - (Ufg GO/1999/1ªFase)

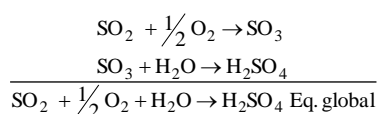
Os antiácidos comerciais são, em geral, constituídos por ácidos orgânicos e carbonatos de sódio. Na dissolução de um comprimido desse antiácido, em 100mL de H_2O destilada, ocorreu a liberação de gás(es), sendo o pH da solução resultante igual a 6,0. Baseando-se nesse sistema, julgue as proposições a seguir:

- o gás liberado é o O_2 ;
- a concentração hidrogeniônica aumenta dez vezes;
- ocorreu uma reação de oxi-redução;
- o pH da solução resultante depende do volume inicial de água.

Gab: 01-E; 02-C; 03-E; 04-C.

163 - (Ufop MG/1999/2ªFase)

Os vulcões ativos – uma das fontes naturais de poluição – emitem toneladas de dióxido de enxofre (SO_2) para a atmosfera. Segundo as equações abaixo, o SO_2 é convertido em ácido sulfúrico (H_2SO_4), o que torna a chuva ácida.



Em 1982, o vulcão El Chincon, no México, emitiu aproximadamente 3,21 milhões de toneladas ($3,21 \times 10^{12}$ g) de SO_2 .

- a) Supondo que todo esse SO_2 fosse convertido em H_2SO_4 , a quantidade de H_2SO_4 formada, em mol, seria: _____.
- b) Considerando este vulcão como a única fonte de SO_2 e supondo um volume total de chuvas de 1×10^{16} L, a concentração deste ácido na água de chuva, em mol/L, seria: _____.
- c) Considerando sua resposta ao item b e supondo ionização total do ácido sulfúrico, o pH da água de chuva resultante seria: _____.

Gab:

- a) $5,0 \cdot 10^{11}$ mol
 b) $5,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L
 c) 4,3

164 - (Ufv MG/1999)

A 1 litro de solução aquosa de HNO_3 0,2 mol/L é adicionado 1 litro de água.

- a) A concentração do íon NO_3^- na solução resultante é: _____
- b) A concentração do íon H^+ na solução resultante é: _____
- c) O pH da solução resultante é: _____

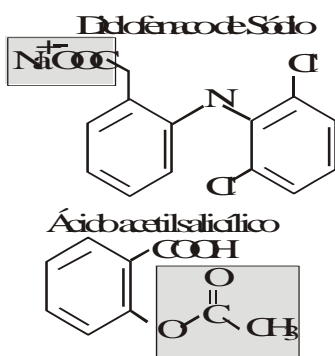
Gab:

- a) 0,1 mol/l, considerando o grau de ionização como sendo de 100%
- b) 0,1 mol/L, considerando o grau de ionização como sendo de 100%
- c) pH = 1,0

165 - (Ufrj RJ/1999)

“Piero Volpi, o médico do Internazionale de Milão, afirmou ontem, em depoimento perante o promotor Raffaele Guariniello, de Turim, que Ronaldinho pode ter sofrido uma crise convulsiva no dia da decisão da Copa do Mundo, devido ao uso contínuo do antiinflamatório Voltaren para recuperação de seu problema nos joelhos. Tal hipótese já havia sido levantada por Renato Maurício Prado em sua coluna no GLOBO do dia 15 de julho”. *Jornal O Globo*, 2/10/98

A literatura médica dá sustentação às suspeitas do médico do Inter, pois relata vários efeitos colaterais do diclofenaco de sódio (princípio ativo deste e de vários outros antiinflamatórios), especialmente quando utilizado em associação a analgésicos comuns como, por exemplo, o ácido acetilsalicílico (AAS).



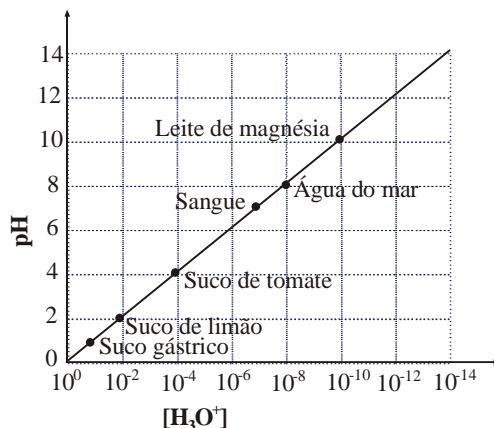
- a) Identifique as funções químicas destacadas por meio de retângulos nas estruturas do diclofenaco de sódio e do ácido acetilsalicílico (AAS).
- b) Sabendo que o ácido acetilsalicílico é um ácido fraco, calcule a concentração de íons hidrogênio e de íons hidroxila em uma solução diluída de AAS que apresenta pH = 5.

Gab:

- a) sal de ácido carboxílico e éster.
- b) $[H^+] = 10^{-5}$ e $[OH^-] = 10^{-9}$

166 - (Ufg GO/1998/1ªFase)

Observe o gráfico a seguir:



Sobre as informações presentes nesse gráfico, é correto afirmar-se que:

- 01. o suco de limão é 100 vezes mais ácido que o suco de tomate;
- 02. o leite de magnésia possui concentração de OH^- igual a 1×10^{-4} mol/L;
- 04. a concentração de hidrogênios ácidos é igual ao pH;
- 08. a ingestão de água pura diminui momentaneamente o pH do estômago;
- 16. o sangue é mais ácido que o suco gástrico;
- 32. misturando-se 505 mL, de uma solução de NaOH 0,01 mol/L a 495 mL de uma solução de HCl 0,01 mol/L, o pH final será igual ao da água do mar

Gab: VVFFFF

167 - (Puc RJ/1998)

Assinale a concentração de íons H^+ em uma solução aquosa cujo pH é igual a 5.

- a) 9M
- b) 5M
- c) $10^{-2}M$
- d) $10^{-5}M$
- e) $10^{-9}M$

Gab: D

168 - (ITA SP/1998)

Para qual das opções abaixo, o acréscimo de 1 mL de uma solução aquosa com 1 mol/L de HCl, produzirá a maior variação relativa do pH?

- a) 100 mL de H_2O pura.
- b) 100 mL de uma solução aquosa 1 mol/HCl.
- c) 100 mL de uma solução aquosa 1 mol/NaOH.
- d) 100 mL de uma solução aquosa 1 mol/L em CH_3COOH .
- e) 100 mL de uma solução aquosa contendo 1 mol/L de CH_3COOH e 1 mol de CH_3COONa .

Gab: A

RESOLUÇÃO

A variação de pH será maior no líquido em que o efeito tamponante é menor, logo, o item correto é o da alternativa **a**.

169 - (UFRural RJ/1998)

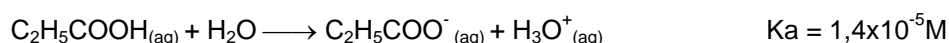
A 2,0 litros de solução de HCl de pH = 2,0 são adicionados 18 litros de água destilada. A concentração hidrogeniônica da solução inicial e o pH da solução resultante são, respectivamente,

- a) 0,01 M e 3,0
- b) 0,03M e 3,0
- c) 0,02 M e 4,0
- d) 0,01 M e 4,0
- e) 0,1 M e 1,0

Gab: A

170 - (Uefs BA/1998)

O ácido propanóico, como vários outros ácidos orgânicos, possui um odor desagradável. Este ácido ioniza-se em água de acordo com a equação abaixo:



Se 5,33g deste ácido forem dissolvidos em 1 l de água, qual será a concentração hidrogeniônica e o pH dessa solução?

- a) $1,0 \times 10^{-6}$
- b) $1,0 \times 10^{-1}$
- c) $1,4 \times 10^{-5}$
- d) $1,0 \times 10^{-1}$
- e) $1,0 \times 10^{-2}$

Dados: C=12, H=1, O=16

Gab: B

171 - (ITA SP/1998)

Para qual das opções abaixo, o acréscimo de 1 mL de uma solução aquosa com 1 mol/L de HCl, produzirá a maior variação relativa do pH?

- a) 100 mL de H₂O pura.
- b) 100 mL de uma solução aquosa 1 mol/HCl.
- c) 100 mL de uma solução aquosa 1 mol/NaOH.
- d) 100 mL de uma solução aquosa 1 mol/L em CH₃COOH.
- e) 100 mL de uma solução aquosa contendo 1 mol/L de CH₃COOH e 1 mol de CH₃COONa.

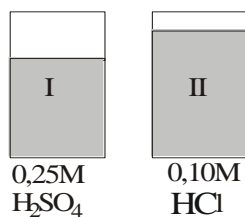
Gab: A

RESOLUÇÃO

A variação de pH será maior no líquido em que o efeito tamponante é menor, logo, o item correto é o da alternativa **a**.

172 - (Ufrj RJ/1998)

Duas soluções ácidas (I e II) a 25°C, representadas a seguir, têm o mesmo número de equivalentes-grama (eq-g):



Para neutralizar completamente as duas soluções é necessário adicionar um total de 112 gramas de KOH.

- a) Determine o volume inicial da solução I.
- b) Calcule o pH da solução II antes da adição de KOH.

Gab:

- a) 4,0L
- b) pH = 1

173 - (ITA SP/1998)

Quantos mols de ácido acético (HAc) precisam ser adicionados a 1,0 litro de água pura para que a solução resultante, a 25°C, tenha o pH igual a 4,0? Sabe-se que nesta temperatura.



Deixe claro os cálculos efetuados, bem como eventuais hipóteses simplificadoras.

$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [Ac^-]}{[HAc]} \rightarrow 1,8 \times 10^{-5} = \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4}}{[HAc]}$$

$$[HAc] = 5,6 \times 10^{-4} \text{ molar}$$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = 5,6 \times 10^{-4} \text{ mols do ácido}$$

174 - (ITA SP/1998)

Quantos mols de ácido acético (HAc) precisam ser adicionados a 1,0 litro de água pura para que a solução resultante, a 25°C, tenha o pH igual a 4,0? Sabe-se que nesta temperatura.



Deixe claro os cálculos efetuados, bem como eventuais hipóteses simplificadoras.

$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [Ac^-]}{[HAc]} \rightarrow 1,8 \times 10^{-5} = \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4}}{[HAc]}$$

$$[HAc] = 5,6 \times 10^{-4} \text{ molar}$$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = 5,6 \times 10^{-4} \text{ mols de ácido}$$

175 - (Uerj RJ/1997/1ªFase)

Na “guerra” do mercado de sabonetes infantis, é comum a expressão: **pH neutro não agride** a pele do bebê. Esta frase estará quimicamente correta quando o valor do pH, a 25°C, for igual a:

- a) 14
- b) 10
- c) 7
- d) 0

Gab: C

176 - (Uff RJ/1997/1ªFase)

Considere a tabela abaixo:

Valores de pH de uma série de soluções e substâncias comuns.

	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
solução															
HCl 0,1M															
Suco gástrico															
Refrigerante															
Suco de limão															
Vinagre															
Suco de laranja															
Cerveja															
Água de abas- tecimento															
Água pura															
NaHCO ₃ 0,1M															
Amoníaco de uso doméstico															
NaOH 0,1M															

Pode-se afirmar que:

- a) A cerveja tem caráter básico.
- b) O suco de laranja é mais ácido, do que o refrigerante.
- c) O amoníaco de uso doméstico tem [OH-] menor do que [H+].
- d) A água pura tem [H+] igual a [OH-].
- e) O vinagre é mais ácido do que o suco de limão.

Gab: D

177 - (Uff RJ/1997/2ªFase)

Considere 100,0 mL de solução de ácido clorídico que contém 1,25 de HCl.

Dados:

Log 2 ≅ 0,30

Log 3 ≅ 0,48

Calcule:

- a) a concentração de H₃O⁺;
- b) o pH da solução.

Gab:

- a) 0,3 mol/L
b) pH = 0,52

178 - (Ufg GO/1997/2ª Fase)

A faixa de viragem de alguns indicadores é dada na tabela a seguir:

Indicador	Meio ácido	Meio básico	Intervalo de viragem (pH)
fenolftaleína	incolor	vermelha	8,2 a 10,0
tornassol	rósea	azul	5,0 a 7,0

- a) determine o pH de uma solução de ácido acético, cuja concentração é igual a 0,001 mol/L e cujo grau de ionização é igual a 10%.
- b) indique a cor da solução de ácido acético (da posição A), quando se utiliza fenolftaleína e quando se utiliza tornassol como indicadores. Justifique sua resposta.

Gab:

- a) pH=4
b) com fenolftaleína a solução será incolor
com tornassol a solução será rósea

179 - (Puc RJ/1997)

Dada uma solução $1,0 \times 10^{-4}$ M de um ácido forte HX, é correto afirmar que esta solução tem:

- a) pH = 1,0 e $[X^-] = 10^{-4}$ M
b) pH = 4,0 e $[X^-] = 1,0$ M
c) pH = 4,0 e $[X^-] = 10^{-1}$ M
d) pH = 4,0 e $[X^-] = 1,0^{-4}$ M
e) pH = 1,0 e $[X^-] = 1,0$ M

Gab: D**180 - (ITA SP/1997)**

A uma solução aquosa 0,30 mol/L em HCl são adicionados 10 mL de uma solução aquosa 0,30 mol/L em NaOH. A variação do pH ocorrida durante o processo é definida como:

$$\Delta pH = (pH_{\text{mistura}}) - (pH_{\text{solução de HCl}})$$

Assinale a opção que contém a expressão **CORRETA** desta variação.

- a) $\Delta pH = + \log (0,30) - \log (0,20)$
b) $\Delta pH = - \log (0,30) + \log (0,30)$
c) $\Delta pH = + \log (0,20) - \log (0,30)$
d) $\Delta pH = - \log (0,20) + \log (0,30)$
e) $\Delta pH = - \log (0,050) + \log (0,20)$

Gab: B**RESOLUÇÃO**

- Cálculo do número de mols do NaOH

$n = M \cdot V$

$n = 3 \cdot 10^{-3}$ mols

- Cálculo do número de mols de HCl que resta na mistura após a neutralização.

$n_f = n_T - n_{NaOH}$

$n_f = 0,3 - 3 \cdot 10^{-3}$

$n_f = 0,297$ mols HCl

- CÁLCULO DO PH DA MISTURA

$pH = -\log 0,297$

- Cálculo do pH do HCl (solução)

$pH = -\log 0,3$

- CÁLCULO DO ΔPH

$\Delta pH = (pH_{mistura}) - (pH_{sol. HCl})$

$\Delta pH = -\log 0,297 + \log 0,3$

$\Delta pH \cong -\log 0,3 + \log 0,3$

181 - (Unificado RJ/1997)

Certa marca de vinagre indica em seu rótulo 6% em massa por volume de ácido acético (etanóico). Sabendo-se que ele se encontra 2% ionizado, o seu pH será: (Dado: $\log 2 = 0,3$)

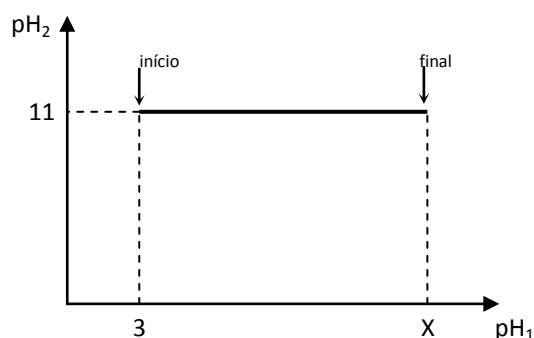
- a) 0,7
- b) 1,3
- c) 1,7
- d) 2,3
- e) 5,7

Gab: C

182 - (Ufrj RJ/1997)

Dois frascos contêm, respectivamente, 550 mL de solução de ácido nítrico (frasco 1) e 1000 mL de solução de hidróxido de potássio (frasco 2). Adiciona-se 450 mL da solução básica à solução ácida.

O gráfico a seguir representa a variação de pH da solução ácida contida no frasco 1 (pH_1), durante o período em que é adicionada a solução básica contida no frasco 2 (pH_2).



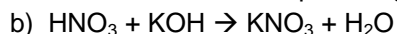
- a) Qual o pH final (X) da solução contida no frasco 1?
- b) Escreva a equação que representa a reação de neutralização entre o ácido nítrico e o hidróxido de potássio.

Gab:

a) neqg ácido = $0,55 \times 10^{-3}$

neqg base = $0,45 \times 10^{-3}$, logo há excesso de $0,1 \times 10^{-3} = 10^{-4}$ eqg de ácido

Nácido = $10^{-4} \text{ l} = 10^{-4} \text{ N}$ $\text{pH} = -\log 10^{-4}$ $\text{pH} = 4$



183 - (Uff RJ/1996/1ªFase)

Duas soluções A e B têm, respectivamente, $\text{pH} = 2$ e $\text{pH} = 3$. Assim sendo, a relação $[\text{H}^+]_A/[\text{H}^+]_B$ será:

- a) 2/3
- b) 3/2
- c) 10
- d) 10^2
- e) 10^{-2}

Gab: C

184 - (Ufg GO/1996/2ªFase)

Uma solução aquosa de um eletrólito forte possui pH igual a 1,0. Determine o pH resultante, quando a 100 mL desta solução são adicionados:

- a) 100 mL de água. (Dados: $\log 5 = 0,7$).
- b) 100 mL de solução aquosa de um eletrólito forte de pH igual a 13,0.

Gab:

- a) $\text{pH}=1,3$
- b) $\text{pH}=7,0$

185 - (ITA SP/1996)

Juntando 1,0 litro de uma solução aquosa de HCl com $\text{pH} = 1,0$ a 10,0 litros de uma solução aquosa de HCl com $\text{pH} = 6,0$, qual das opções abaixo contém o valor de pH que mais se aproxima do pH de 11,0 litros da mistura obtida?

- a) $\text{pH} \approx 0,6$.
- b) $\text{pH} \approx 1,0$.
- c) $\text{pH} \approx 2,0$.
- d) $\text{pH} \approx 3,5$.
- e) $\text{pH} \approx 6,0$.

Gab: C

186 - (ITA SP/1996)

Considere as três soluções aquosas contidas nos frascos seguintes:

- Frasco 1: 500 mL de HCl 1,0 molar.
- Frasco 2: 500 mL de CH_3COOH 1,0 molar.
- Frasco 3: 500 mL de NH_4OH 1,0 molar.

Para a temperatura de 25°C e sob pressão de 1 atm., são feitas as seguintes afirmações:

- I. A concentração de íons H^+ no frasco 1 é aproximadamente 1,0 mol/L.
- II. A concentração de íons H^+ no frasco 2 é aproximadamente 1,0 mol/L.
- III. A concentração de íon OH^- no frasco 3 é aproximadamente 1,0 mol/L.
- IV. A mistura de 100 mL do conteúdo do frasco 1 com igual volume do conteúdo do frasco 2 produz 200 mL de uma solução aquosa cuja concentração de íons H^+ é aproximadamente 2,0 mol/L.
- V. A mistura de 100 mL do conteúdo do frasco 1 com igual volume do conteúdo do frasco 3 produz 200 mL de uma solução aquosa cujo pH é menor do que sete.

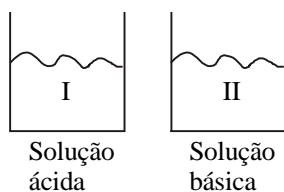
Das afirmações acima estão **ERRADAS** apenas:

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

Gab: A

187 - (Integrado RJ/1996)

Os recipientes a seguir representam duas soluções aquosas a 25°C.



O valor do pH da solução I (solução ácida) é igual ao valor do pOH da solução II (solução básica). De acordo com essa informação, podemos afirmar que :

- a) $pH_I + pH_{II} < 14$
- b) $pH_I + pOH_{II} = 14$
- c) $pH_I + pH_{II} > 14$
- d) $pOH_I + pOH_{II} < 14$
- e) $pOH_I + pH_{II} > 14$

Gab: E

188 - (Vunesp SP/1996)

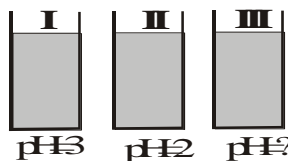
O pH de um vinagre é igual a 3. A concentrações de íons H^+ neste vinagre é igual a:

- a) 10^{-3} mol/L
- b) 3 mol/L
- c) 3 g/L
- d) 3×10^3 mol/mL
- e) $3 \times 6 \times 10^{23}$ mol/L

Gab: A

189 - (Ufrj RJ/1996)

Três frascos contendo soluções a 25°C com diferentes pH, são apresentados a seguir:



Os frascos I e II contem soluções de ácido nítrico, que é um ácido forte e pode ser considerado totalmente ionizado. Foram misturados 10 ml da solução I com 10 ml da solução II. Para neutralizar completamente a solução obtida,

foram necessários 110mL da solução III, cujo soluto também está totalmente dissociado.

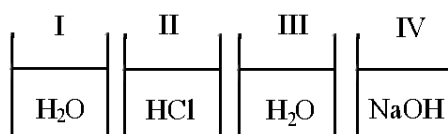
- Qual o pH da solução III?
- Qual a fórmula estrutural do ácido nítrico?

Gab:

- pH = 11
- $$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} - \text{N} = \text{O} \\ \downarrow \\ \text{O} \end{array}$$

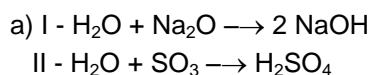
190 - (Ufrj RJ/1996)

A seguir são representados 4 frascos, dois deles contendo água e dois deles contendo soluções aquosas distintas.



Aos frascos I e II adiciona-se óxido de sódio e aos frascos III e IV adiciona-se anidrido sulfúrico.

- Apresente as reações que ocorrem nos frascos I e III.
- Analise a variação do pH após a adição dos óxidos nos frascos II e IV. Justifique sua resposta.



b) No frasco II o pH irá aumentar pois foi adicionado um óxido básico. No frasco IV o pH irá diminuir pois foi adicionado um óxido ácido.

191 - (Fuvest SP/1995/1ªFase)

VALOR NUMÉRICO DA CONSTANTE

DE DISSOCIAÇÃO DO ÁCIDO ACÉTICO = $1,8 \times 10^{-5}$

Dada amostra de vinagre foi diluída com água até se obter uma solução de pH = 3. Nesta solução as concentrações, em mol/L, de CH₃COO⁻ e de CH₃COOH são, respectivamente, da ordem de

- 3×10^{-1} e 5×10^{-10}
- 3×10^{-1} e 5×10^{-2}
- 1×10^{-3} e 2×10^{-5}
- 1×10^{-3} e 5×10^{-12}
- 1×10^{-3} e 5×10^{-2}

Gab: E

192 - (Fuvest SP/1995/1ªFase)

Coloca-se em um recipiente de vidro água destilada, gotas de solução de fenolftaleína e, em seguida, pedaços de sódio metálico:

Observa-se, então, violenta reação do metal com a água, resultando chama na superfícies exposta do metal e coloração rósea na solução. A chama e a coloração resultam, respectivamente, da queima de:

- hidrogênio produzido na reação e aumento de pH.
- oxigênio produzido na reação e aumento de pH.
- nitrogenio do ar e aumento de pH.
- hidrogênio produzido na reação e diminuição de pH.
- hidrogênio do ar e diminuição de pH.

Gab: A

193 - (Uerj RJ/1995/2ª Fase)

A tabela a seguir fornece a concentração hidrogeniônica ou hidroxiliônica a 25°C, em mol/L, de alguns produtos:

Produto de íons H ⁺ ou OH ⁻	Concentração em mol/l
Vinagre	[OH ⁻] = 1,0 × 10 ⁻¹¹
Cafezinho	[H ⁺] = 1,0 × 10 ⁻⁵
Clara de ovo.....	[OH ⁻] = 1,0 × 10 ⁻⁶
Desinfetante com amônia.....	[H ⁺] = 1,0 × 10 ⁻¹²

Destes produtos, quais são ácidos?

Gab:

Cafezinho e vinagre

194 - (ITA SP/1995)

A 60°C o produto iônico da água, [H⁺] x [OH⁻], é igual a 1,0 x 10⁻¹³. Em relação a soluções aquosas nesta temperatura são feitas as seguintes afirmações:

- I. Soluções ácidas são aquelas que têm pH < 6,5.
- II. Soluções neutras têm pH = 6,5.
- III. Soluções básicas têm pH > 6,5.
- IV. pH + pOH tem que ser igual a 13,0.
- V. Solução com pH 14 é impossível de ser obtida.

Das afirmações acima estão **CORRETAS**:

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

Gab: D

RESOLUÇÃO

$$[H^+].[OH^-] = 10^{-3} (60^\circ C) \rightarrow$$

$$\log^{[H^+].[OH^-]} = \log 10^{-3} \rightarrow$$

$$\log^{[H^+]} + \log^{[OH^-]} = \log 10^{-3} \rightarrow$$

$$pH + pOH = 13 \rightarrow pH = pOH = 6,5 \text{ (solução neutra)}$$

$$pH < 6,5 \text{ (solução ácida)}$$

$$pH > \text{ (solução básica)}$$

195 - (Uni-Rio RJ/1995)

O pH de uma solução de um diácido, que se encontra 10% ionizado, sabendo-se que 20,0 mL dessa solução são neutralizados por 40,0mL de solução 0,5N de uma base, é, aproximadamente:

- a) 0,25
- b) 0,50

- c) 0,75
- d) 1,00
- e) 2,00

Gab: D

196 - (ITA SP/1995)

Em um copo de 500 mL são misturados 100 mL de ácido clorídrico 1,00 molar em 100 mL de hidróxido de sódio 0,50 molar. A solução resultante no copo é:

- a) $1,0 \times 10^{-7}$ mola em OH^- .
- b) $1,0 \times 10^{-7}$ molar em H^+ .
- c) 0,05 molar em H^+ .
- d) 0,25 molar em H^+ .
- e) 0,50 molar em H^+ .

Gab: D

RESOLUÇÃO

HCl	NaOH
V = 100 mL	V = 100 mL
M = 1 molar	M = 0,5 molar

- Cálculo do excesso:

Para o HCl

$$n = 10^{-1} \text{ mol}$$

PARA O NaOH

$$n = 0,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

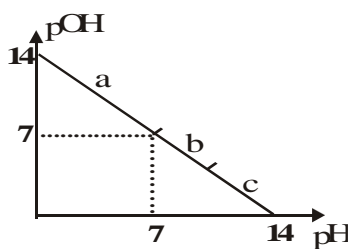
Logo, há $0,5 \cdot 10^{-1}$ mol de HCl em excesso em um $V_T = 200$ mL

- Cálculo da concentração na solução resultante:

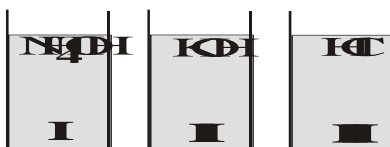
$$M = \frac{n_1}{V} \rightarrow M = \frac{0,5 \times 10^{-1}}{2,0 \times 10^{-1}} \rightarrow M = 0,25 \text{ molar}$$

197 - (Ufrj RJ/1995)

O gráfico abaixo relaciona o pH e o pOH de soluções aquosas a 25°C:



No gráfico, os segmentos **a**, **b** e **c** representam diferentes intervalos de pH e de pOH. As três soluções representadas a seguir têm a mesma concentração e estão a 25°C:



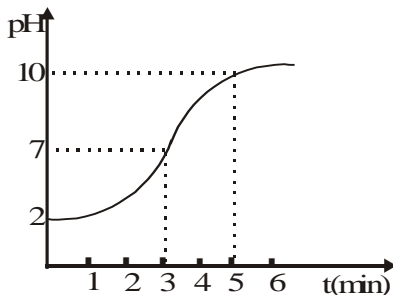
- Identifique o intervalo no gráfico **a**, **b** e **c** que pertence cada uma das soluções. Justifique sua resposta.
- Qual o tipo de ligação química presente no sal obtido quando misturamos as soluções contidas nos frascos II e III? Justifique sua resposta.

Gab:

- Solução – I base fraca (NH_4OH) → intervalo **b**
 Solução – II base forte (KOH) → intervalo **c**
 Solução – III ácido forte → intervalo **a**
- O sal obtido é o KCl e a ligação é do tipo iônica. K ($\xi = 0,8$) Cl ($\xi = 3,0$). → $\Delta\xi = 2,2 > 1,7$, logo a ligação é iônica.

198 - (Ufrj RJ/1995)

A variação de pH ao longo de um processo de neutralização de 200 ml de uma solução de HCl, pela adição contínua de uma solução 0,1M de NaOH a 25°C, está representada no gráfico abaixo:



- Determine a razão pH / pOH 5 minutos após o início do processo de adição da base.
- Qual o volume de NaOH adicionado à solução de HCl nos 3 primeiros minutos do processo de neutralização.

Gab:

- 2,5
- $V_b = 20 \text{ mL}$

199 - (ITA SP/1995)

Determine a massa de hidróxido de potássio que deve ser dissolvida em 0,500 mL de água para que a solução resultante tenha um pH = 13 a 25°C.

RESOLUÇÃO

KOH

$$m_1 = ?$$

$$V = 0,5\text{mL}$$

$$\text{pH} = 13 \rightarrow \text{pOH} = 1 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1}\text{mol/L}$$

cálculo da massa de KOH

$$m = M \cdot \text{mol} \cdot V \rightarrow m = 10^{-1} \cdot 56 \cdot 0,5 \cdot 10^{-3}$$

$$m = 2,8\text{mg}$$

200 - (Uff RJ/1994/2ªFase)

A morfina, cuja fórmula é $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{NO}_3$, é usada como anestésico. Atua quimicamente como uma base. Calcule o pH de uma solução de morfina **0,50M**, considerando que sua constante de ionização, a **25°C**, é $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$. Para os cálculos considere o $\log_{10} 3 = 0,477$.

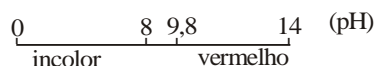
Gab: pH = 11,48

201 - (Ufg GO/1994/2ªFase)

O quadro a seguir relaciona diversos materiais com seus respectivos pH, aproximados:

Material	pH
Leite de vaca	6,5
Sangue humano	7,3
Suco de laranja	4
Leite de magnésia	10,5
Vinagre	3,0

Intervalo de viragem da fenolftaleína



Considerando-se as informações anteriores, responda:

- qual a concentração molar de hidroxilas no vinagre?
- qual a concentração hidrogeniônica no suco de laranja?
- qual o material mais básico? Justifique.
- utilizando-se apenas a fenolftaleína como indicador, pode-se afirmar que o suco de laranja é ácido? Justifique.

Gab:

a) $[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$

b) $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$

c) leite de magnésia

d) não pois o intervalo de viragem da fenolftaleína abrange soluções que apresentam pH de 8,0 a 9,8. Como o suco de laranja apresenta 4,0 não é possível dizer se o mesmo é ácido ou básico, pois tanto soluções de caráter ácido (pH < 7,0) ou básicas (pH > 7,0 até 9,8) serão incolores em presença de fenolftaleína

202 - (Unesp SP/1994/Conh. Gerais)

O "leite de magnésia", constituído por uma suspensão aquosa de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, apresenta pH igual a 10. Isto significa que:

- o "leite de magnésia" tem propriedades ácidas.

- b) a concentração de íons OH⁻ é igual a 10⁻¹⁰ mol/L.
- c) a concentração de íons H₃O⁺ é igual a 10⁻¹⁰ mol/L.
- d) a concentração de íons H₃O⁺ é igual a 10¹⁰ mol/L.
- e) a soma das concentrações dos íons H₃O⁺ e OH⁻ é igual a 10⁻¹⁴ mol/L.

Gab: C

203 - (Puc MG/1994)

Um aluno dissolveu 0,4 gramas de hidróxido de sódio para 1 litro de solução. Tendo em vista essa solução de hidróxido de sódio, todas as afirmações abaixo estão corretas, EXCETO:

- a) Apresenta uma concentração igual a 10⁻² mol/L.
- b) Conduz corrente elétrica.
- c) Torna uma solução de fenolftaleína vermelha.
- d) Apresenta um pH igual a 2.
- e) Reage com uma solução aquosa de ácido clorídrico, formando sal cloreto de sódio.

Gab: D

204 - (Ufrj RJ/1994)

Os hidróxidos em geral são substâncias iônicas. Sendo assim são sólidos nas condições ambientes, têm alto ponto de fusão e conduzem bem a corrente elétrica quando dissolvidos em água.

O hidróxido de amônio, no entanto, não existe no estado sólido e consiste de uma mistura de gás amoníaco em água que, por ionização, produz íons em pequena quantidade:



- a) Qual o pH dessa solução, a 25°C, que apresenta 1% de ionização e concentração 0,1 molar?
- b) Qual a concentração molar do gás que, no equilíbrio, permanece em solução?

Gab:

a) $[\text{OH}^-] = N\alpha = 0,1 \times 0,01 = 10^{-3}$

$\text{pOH} = 3$

$\text{pH} = 11$

- b) Como 1% ioniza, tem-se 99% não ionizada
99% de 0,1 = 0,099 M do gás NH₃.

205 - (Ufrj RJ/1994)

O carbonato de sódio (Na₂CO₃), produzido industrialmente pelo processo Solvay, é usado no tratamento das chamadas "águas duras", nas indústrias de vidro e de sabão em pó e nos processos de branqueamento. Sua solução aquosa é fortemente alcalina.

- a) Qual a concentração do íon [H⁺] na solução aquosa de carbonato de sódio de pOH igual a 3?
- b) Qual a molaridade de uma solução 1,2 N de carbonato de sódio?

Gab:

a) $[\text{H}^+] = 10^{-11}$

b) 0,6 mol/L

206 - (ITA SP/1993)

Considere as duas soluções seguintes, ambas aquosas e a 25°C:

- I. 0,005 molar de hidróxido de bário.
- II. 0,010 molar de hidróxido de amônio.

Estas soluções terão respectivamente os seguintes valores de pH:

- | | I | II |
|----|------------|------------|
| a) | pH ≈ 12 | pH < 12 |
| b) | pH ≈ 12 | pH ≈ 12 |
| c) | pH ≈ 12 | pH > 12 |
| d) | pH ≈ 0,010 | pH < 0,010 |
| e) | pH ≈ 2 | pH > 2 |

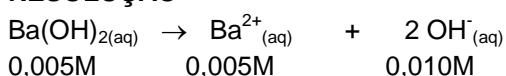
PERGUNTA

Estime os valores de pH das duas soluções mencionadas no TESTE , apresentando o raciocínio empregado.

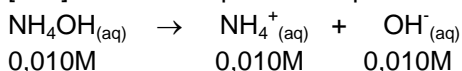
Gab: A

PERGUNTA

RESOLUÇÃO



$[\text{OH}^{-}] \cong 10^{-2} \text{ molar} \rightarrow \text{pOH} \cong 2$ E $\text{pH} \cong 12$

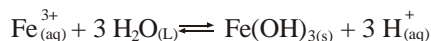


No caso do hidróxido de Amônio a concentração hidroxilônica será menor que 10^{-2} M, pois ela depende do grau de dissociação:

$[\text{OH}^{-}] = \alpha \cdot M$, como o α não é 100%, a $[\text{OH}^{-}] < 10^{-2}$ M, logo:
 $\text{pOH} > 2$ e $\text{pH} < 12$.

207 - (Unicamp SP/1993)

O ferro é um dos elementos mais abundantes na crosta terrestre. O íons ferro-III em solução aquosa é hidrolisado de acordo com a equação :



- a) Com base nesta equação , explique por que na água do mar (pH = 8) não há íons $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$ presentes.
 b) O que se pode dizer sobre as águas de determinados rios que são ricos em íons $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$?

Gab:

- a) como o pH é 8 (pH básico) há, na água do mar uma grande quantidade de íons hidroxila que irá consumir os íons $\text{H}^{+}_{(aq)}$ presentes o que deslocará o equilíbrio para a direita consumindo os íons $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$.
 b) são água que apresentam pH ácido.

208 - (ITA SP/1992)

Dissolvendo-se 1,0 mol de ácido acético em água suficiente para obter 1,0L de líquido, resulta uma solução que tem uma concentração de íons H^{+} igual a $4,2 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Com relação a esta solução é FALSO afirmar que:

- a) a quantidade de ácido acético na forma molecular é $(1,0 - 4,2 \cdot 10^3)$ mol.
 b) a quantidade de ânion acetato é $4,2 \cdot 10^{-3}$ mol.
 c) ela se torna neutra (pH = 7) pela adição de $4,2 \cdot 10^{-3}$ mols de NaOH(c).
 d) ela se torna alcalina (pH > 7) pela adição de 1,0 mol de NaOH(c).
 e) ela se torna mais ácida, pela adição de gotas de ácido sulfúrico concentrado.

Gab: C

209 - (Unificado RJ/1992)

Um ácido fraco em solução 0,1 N apresenta um grau de ionização igual a 0,001. A concentração de íon H^+ e o pH da solução são, respectivamente:

- 10^{-1} íon g/L e 1,0
- 10^{-2} íon g/L e 2,0
- 10^{-3} íon g/L e 3,0
- 10^{-4} íon g/L e 4,0
- 10^{-5} íon g/L e 5,0

Gab: D

210 - (Ufrj RJ/1992)

Um conta-gotas com solução de ácido clorídrico 0,001M foi calibrado contando-se o número de gotas. Foram necessárias 20 gotas para completar o volume de 1,0mL.

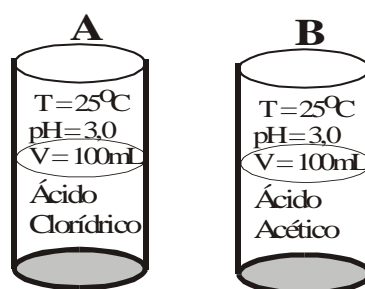
- Qual o volume em mL de uma gota?
- Qual o pH de uma gota de uma solução aquosa 0,001M de ácido clorídrico?

Gab:

- $V = 0,05\text{mL}$
- $\text{pH} = 3$

211 - (Ufrj RJ/1992)

Considere as soluções abaixo:



- Qual a concentração de H^+ nas duas soluções?
- Porque a solução B consome maior volume de NaOH 0,1 M para sua total neutralização?

Gab:

- $[H^+] = 10^{-3}\text{mol/L}$
- porque se trata de um ácido cujo grau de ionização não é de 100% e à medida que vai sendo neutralizada a concentração inicial de 10^{-3} molar, o ácido vai ionizando, exigindo uma concentração de NaOH maior.

212 - (ITA SP/1991)

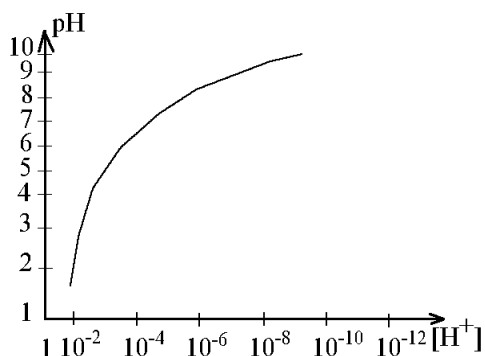
Em 1,0 litro de uma solução aquosa não tamponada, a 25°C , ocorre uma reação química que produz ânion OH^- . Sabendo-se que ao se iniciar a reação a solução tinha $\text{pH} = 6$, após a produção de $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol de OH^- o pH da solução será:

- 3
- 6
- 7
- 9
- 11

Gab: E

213 - (Puc RJ/1991)

O pH de uma solução aquosa varia com a concentração de íon H^+ , de acordo com o gráfico abaixo:



A relação pOH/pH de uma solução de concentração hidrogeniônica $[H^+] = 0,005$ é, aproximadamente:

- a) 5,1
- b) 4,2
- c) 3,7
- d) 3,0
- e) 2,55

Gab: A

214 - (Uel PR/1990)

Dados os seguintes sistemas:

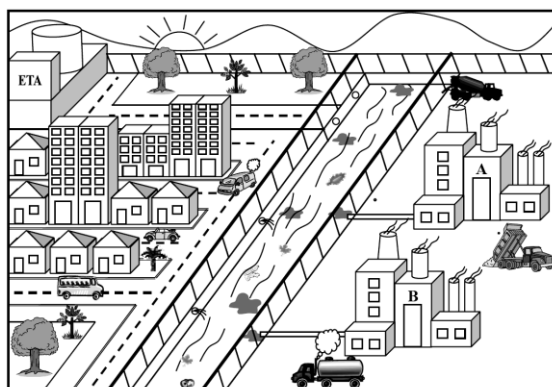
- I. água destilada
- II. solução aquosa de etanol
- III. vinagre
- IV. solução aquosa de açúcar
- V. solução aquosa de hidróxido de sódio

A amostra com maior pH é:

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

Gab: E

TEXTO: 1 - Comum à questão: 215



ETA: Estação de Tratamento de Água
A e B: Indústrias

A figura acima ilustra parte de um ambiente urbano comum nos dias atuais. Nela pode-se observar a existência de indústrias produzindo bens de consumo e gerando alguns sub-produtos indesejáveis; a circulação de veículos e a presença de chaminés emitindo gases; a existência de um córrego recebendo dejetos domésticos e industriais; e a existência de uma estação de tratamento de água (ETA). Em todas essas situações, a Química está presente de forma positiva e, às vezes, de forma negligente. Desse modo, as questões que se seguem estão de alguma maneira associadas aos eventos que ocorrem nesse ambiente imaginário.

215 - (Ufma MA/2006/1ªFase)

Considere que a água do rio que abastece a cidade contém, como toda água bruta (não tratada), espécies dissolvidas (gases, compostos orgânicos e íons), matéria em suspensão e microrganismos. Portanto, é correto afirmar:

- a) Como se trata de uma água natural, já está pronta para o consumo humano.
- b) É classificada como uma mistura homogênea.
- c) Os gases normalmente dissolvidos (CO₂, O₂ e N₂) precisam ser removidos para garantir a potabilidade da água.
- d) O potencial Hidrogeniônico (pH) de águas naturais é sempre igual a 7,0.
- e) Em épocas quentes a concentração dos gases dissolvidos no rio diminui.

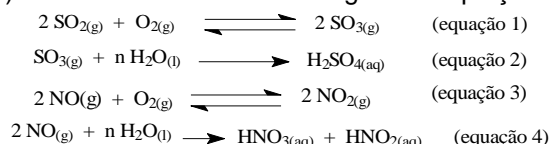
Gab: E

TEXTO: 2 - Comum à questão: 216

Na troposfera, o SO₂ pode formar H₂SO₄ e o óxido de nitrogênio, HNO₃. Essas substâncias se precipitam junto com a chuva (tornando seu pH até mesmo inferior a 5,0) e chegam à crosta terrestre causando problemas ambientais, como prejuízos para a agricultura, acidificação do solo, corrosão de metais e de monumentos de mármore (carbonato de cálcio), entre outros.

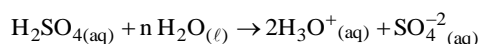
A chuva naturalmente apresenta pH de aproximadamente 5,5, devido à presença de gás carbônico e ácidos orgânicos nela dissolvidos.

A formação de H₂SO₄ e HNO₃ (resultante das emissões de SO₂ e NO pela queima de combustíveis fósseis por veículos, indústrias e termoelétricas) dá-se de acordo com as seguintes equações químicas:



216 - (Ufpel RS/2006/1ªFase)

Suponha que a acidez da água da chuva seja devida apenas à presença de H₂SO₄, 100% ionizado segundo a equação:



Se a análise de uma amostra de 500 ml da água dessa chuva mostrar a presença de $2,5 \cdot 10^{-5}$ íons SO_4^{2-} (íons sulfato), significa que

- I. a água dessa chuva é ácida e tem pH igual a 4,0.
- II. nessa amostra, existem $0,5 \cdot 10^{-10}$ mol de íons OH^- .
- III. em 1 litro dessa água, existem $5 \cdot 10^{-5}$ mol de íons sulfato.
- IV. o número de íons H^+ (H_3O^+) é igual ao número de íons OH^- , no volume da amostra analisada.

Dessas afirmativas, estão corretas apenas

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

Gab: B

TEXTO: 3 - Comum à questão: 217

Por conter todos os nutrientes que o organismo humano necessita, o leite pode ser considerado um alimento completo (seria ideal se os contivesse nas quantidades necessárias). Isso torna importante o conhecimento de sua composição, dada pela tabela abaixo.

Composição média do leite do leite de vaca.

Constituinte	Teor (g/kg)
Água	873
Lactose	46
Gordura	39
Proteínas	32,5
Substâncias minerais	6,5
Ácidos orgânicos	1,8
Outros*	1,4

*No leite são encontradas as principais vitaminas conhecidas.

Além de cálcio e fósforo, importantes na formação de ossos e dentes, no leite existem cloro, potássio, sódio, magnésio, ferro, alumínio, bromo, zinco e manganês, formando sais orgânicos e inorgânicos. A associação entre esses sais e as proteínas do leite é um fator determinante da estabilidade das caseínas - o fosfato de cálcio, inclusive, faz parte da estrutura das micelas de caseína.

O leite, ao sair do úbere, é ligeiramente ácido, e sua acidez tende a aumentar, principalmente, devido à ação de enzimas microbianas, que transformam a lactose em ácido láctico. Logo, a determinação da acidez de um leite serve para avaliar o seu estado de conservação (fermentação).

O leite proveniente de diversas fontes, tem um pH médio de 6,7 a 20°C ou 6,6 a 25°C e apresenta considerável efeito tampão, especialmente em pH entre 5 e 6, em razão da presença de CO_2 , proteínas, citratos, lactatos e fosfatos. Uma propriedade importante utilizada no combate à fraude do leite é a sua densidade, que varia entre 1,023 g/mL e 1,040 g/mL a 15°C, com um valor médio de 1,032 g/mL.

SILVA, P.H. Fonseca da Leite, Aspectos de Composição e Propriedades, in: Química Nova na Escola nº 6, novembro de 1997. [adapt.]

217 - (Ufpel RS/2006/1ª Fase)

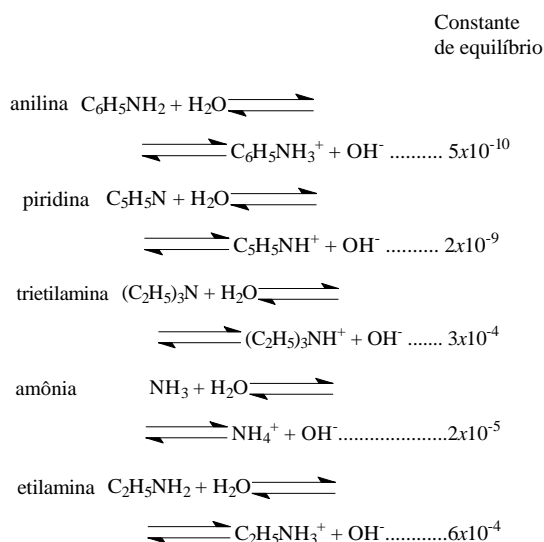
Considerando a acidez do leite provindo de diversas fontes e que $\log 2 = 0,3$, está correto afirmar que

- a) a 20°C, 500 ml desse leite contêm, em média, 1×10^{-7} mol de íons H^+ .
- b) em qualquer amostra desse leite, geralmente a $[OH^-]$ é superior na temperatura de 25°C do que na temperatura de 20°C.
- c) a 25°C o pH desse leite é inferior do que a 20°C porque o aumento de temperatura diminui a ionização das substâncias ácidas.
- d) todas as substâncias responsáveis pelo considerável efeito tampão do leite entre pH 5,0 e pH 6,0 são sais inorgânicos.
- e) a 20°C, 500 ml desse leite geralmente contêm 5×10^{-8} mol de íons OH^- .

Gab: A

TEXTO: 4 - Comum à questão: 218

Instruções: Para responder a questão seguir considere os dados abaixo referentes aos equilíbrios que se estabelecem em água quando a ela se adiciona uma das diferentes bases:



218 - (Unifor CE/2006/Julho)

Soluções aquosas de igual concentração, cada uma, de anilina, piridina, triethylamina, amônia e etilamina são tratadas com quantidades equimolares de ácido clorídrico. Têm-se assim, soluções aquosas de igual concentração do cloreto dessas bases. Dessas soluções, a que tem menor pH é a solução aquosa do cloreto de

- a) piridônio.
- b) anilônio.
- c) triethylamônio.
- d) etilamônio.
- e) amônio.

Gab: B

TEXTO: 5 - Comum à questão: 219

A gravura em metal é uma técnica antiga que pode produzir belas obras de arte. A técnica consiste em revestir uma placa de metal com uma camada de cera protetora. Com um instrumento pontiagudo, o artista desenha a imagem

riscando a cera e descobrindo o metal. A seguir, com uma solução ácida, cria na placa sulcos onde é feito o desenho. A placa é lavada, a cera é removida e, após a aplicação de tinta, é feita a impressão da gravura.



Rembrandt, 1645, Gravura em metal.

219 - (Ufrj RJ/2007)

A solução ácida e a água de lavagem utilizadas pelo artista são armazenadas em um reservatório. Em um mês de trabalho, foram consumidos dois litros de solução aquosa de ácido clorídrico 6 M, produzindo 998 litros de rejeito ácido. Para diminuir o impacto poluidor de sua atividade, o artista adicionou dois litros de uma solução aquosa de NaOH 1 M no reservatório.

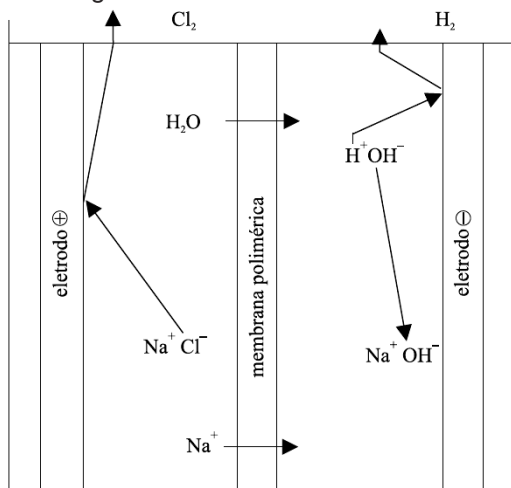
Calcule o pH da solução final no reservatório.

Gab:
pH = 2.

TEXTO: 6 - Comum à questão: 220

Em 2005, a produção brasileira de cloro (Cl₂) e de soda (NaOH) atingiu a ordem de 1,3 milhões de toneladas. Um dos processos mais importantes usados na produção destas substâncias é baseado na eletrólise da salmoura (solução saturada de cloreto de sódio), empregando-se uma cuba eletrolítica formada por dois compartimentos separados por uma membrana polimérica, semipermeável.

Além do cloro e da soda, forma-se gás hidrogênio.



Reação global:

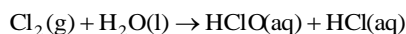


A Agência Nacional de Vigilância Sanitária estabelece normas rígidas que permitem o emprego de hipoclorito de sódio (NaClO) e do ácido hipocloroso (HClO) no tratamento de água.

A produção do hipoclorito de sódio é feita borbulhando-se gás cloro em uma solução aquosa de hidróxido de sódio. A reação do processo é

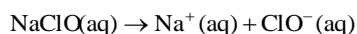


O ácido hipocloroso, ácido fraco com constante de dissociação 3×10^{-8} a 20°C, pode ser formado pela reação do cloro e água:



220 - (Fgv SP/2007)

Considerando-se a adição do hipoclorito de sódio para o tratamento de água



são feitas as seguintes afirmações:

- I. a solução formada tem pH maior que 7;
- II. adicionando-se HCl à solução aquosa de hipoclorito de sódio, pode-se formar Cl_2 ;
- III. adicionando-se NaOH à solução aquosa de hipoclorito de sódio, ocorre neutralização da solução.

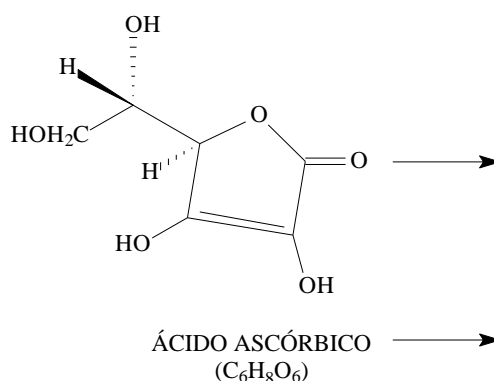
É correto apenas o que se afirma em

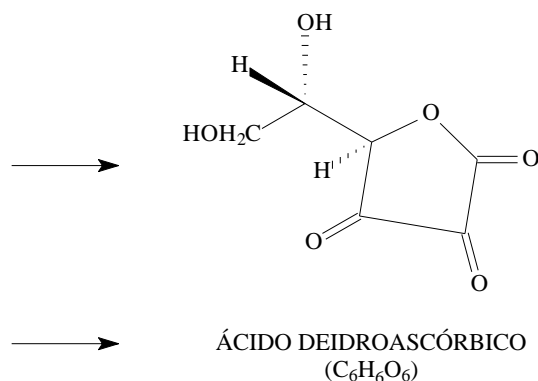
- a) I e II.
- b) I e III.
- c) II e III.
- d) II.
- e) III.

Gab: A

TEXTO: 7 - Comum à questão: 221

A vitamina C (ácido ascórbico) é de grande importância para sistemas bioquímicos, farmacológicos, eletroquímicos e de processamento de alimentos, dentre outros. A análise química quantitativa realizada em um comprimido comercial indicou a presença de 1,760 g desse ácido. O ácido ascórbico é um ácido fraco, pois tem $K_{a1} = 5 \times 10^{-5}$. Após algum tempo em solução aquosa, o ácido ascórbico sofre uma reação formando o ácido deidroascórbico (equação abaixo).





221 - (Ufpa PA/2007/2ªFase)

Considerando apenas K_{a1} , pois K_{a2} é muito menor, **calcule** o pH inicial da solução resultante da dissolução de 1,760 g de ácido ascórbico em meio copo (100 mL) de água pura.

Dados:

$$\sqrt{5 \times 10^{-4}} = 2,24 \times 10^{-2}$$

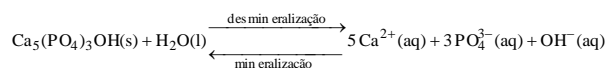
$$\log 2,24 = 0,35$$

Massas molares (g/mol) H = 1; C = 12; O = 16

Gab: pH=2,65

TEXTO: 8 - Comum à questão: 222

O esmalte dental é constituído pela hidroxiapatita, que, na presença de água, vem representada pelo seguinte equilíbrio químico:



Dois fatores que alteram o equilíbrio da reação acima são o pH e as concentrações dos íons.

A cárie dentária é provocada pela ação da placa bacteriana no esmalte do dente. O açúcar metabolizado pelas bactérias é transformado em ácidos orgânicos. Na tabela abaixo, estão apresentados alguns desses ácidos:

Tabela: Alguns dos ácidos orgânicos formados e suas constantes de dissociação

Fórmula do composto	Ka (mol/L) a 25 °C
$ \begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{C}=\text{O} \\ \quad \\ \text{(I)} \quad \text{OH} \end{array} $	$8,4 \times 10^{-4}$
$ \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{(II)} \quad \text{OH} \end{array} $	$1,8 \times 10^{-5}$
$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{HC} \\ \\ \text{(III)} \quad \text{OH} \end{array} $	$1,8 \times 10^{-4}$

222 - (Ufrn RN/2007)

A adição dos ácidos orgânicos que foram gerados pelo metabolismo do açúcar provoca

- diminuição do pH e favorecimento da mineralização do dente.
- diminuição do pH e favorecimento da desmineralização do dente.
- aumento do pH e favorecimento da mineralização do dente.
- aumento do pH e favorecimento da desmineralização do dente.

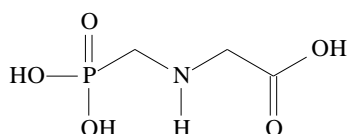
Gab: B

TEXTO: 9 - Comum à questão: 223

A população humana tem crescido inexoravelmente, assim como o padrão de vida. Conseqüentemente, as exigências por alimentos e outros produtos agrícolas têm aumentado enormemente e hoje, apesar de sermos mais de seis bilhões de habitantes, a produção de alimentos na Terra suplanta nossas necessidades. Embora um bom tanto de pessoas ainda morra de fome e um outro tanto morra pelo excesso de comida, a solução da fome passa, necessariamente, por uma mudança dos paradigmas da política e da educação. Não tendo, nem de longe, a intenção de aprofundar nessa complexa matéria, essa prova simplesmente toca, de leve, em problemas e soluções relativos ao desenvolvimento das atividades agrícolas, mormente aqueles referentes à Química. Sejam críticos no trato dos danos ambientais causados pelo mau uso de fertilizantes e defensivos agrícolas, mas não nos esqueçamos de mostrar os muitos benefícios que a Química tem proporcionado à melhoria e continuidade da vida.

223 - (Unicamp SP/2007)

Os agentes organofosforados tiveram grande desenvolvimento durante a segunda guerra mundial nas pesquisas que visavam à produção de armas químicas. Mais tarde, constatou-se que alguns desses compostos, em baixas concentrações, poderiam ser usados como pesticidas. Dentre essas substâncias destacou-se o glifosato (molécula abaixo representada), um herbicida que funciona inibindo a via de síntese do ácido chiquímico (ácido 3,4,5-trihidroxibenzóico), um intermediário vital no processo de crescimento e sobrevivência de plantas que competem com a cultura de interesse. Essa via de síntese está presente em plantas superiores, algas e protozoários, mas é ausente nos mamíferos, peixes, pássaros, répteis e insetos.

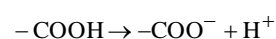
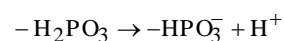


- a) Ao se dissolver o glifosato em água, a solução final terá um pH maior, menor ou igual ao da água antes da dissolução? Escreva uma equação química que justifique a sua resposta.
- b) O texto fala do ácido chiquímico. Escreva a sua fórmula estrutural, de acordo com seu nome oficial dado no texto.
- c) Imagine uma propaganda nos seguintes termos: "USE O GLIFOSATO NO COMBATE À MALÁRIA. MATE O *Plasmodium falciparum*, O PARASITA DO INSETO RESPONSÁVEL POR ESSA DOENÇA". De acordo com as informações do texto essa propaganda poderia ser verdadeira? Comece respondendo com SIM ou NÃO e justifique.

Gab:

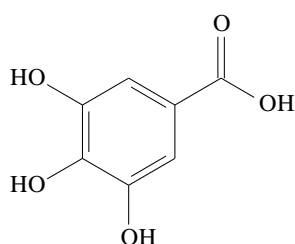
- a) O pH será menor que o da água.

Será menor que sete.



Também vale uma equação química mostrando a ionização dos hidrogênios ácidos da molécula de glifosato. Nesse caso, a ionização de 1, de 2 ou dos três hidrogênios está correta. Não é correto apresentar a ionização do hidrogênio da amina.

- b)



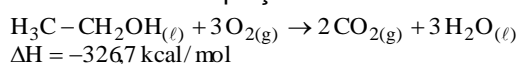
- c) **Sim**, pois segundo o texto, o produto altera a síntese do ácido chiquímico, que é vital para micro-organismos, no caso, o *Plasmodium falciparum*.

TEXTO: 10 - Comum à questão: 224

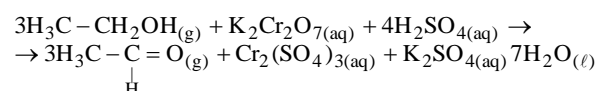
O cultivo de cana-de-açúcar tem sido muito estimulado no Brasil. Hoje ela tem sido requisitada como matéria-prima para obtenção de etanol (H_3C-CH_2OH) – composto orgânico presente em bebidas destiladas como a cachaça e em bebidas apenas fermentadas, como o vinho – que, purificado, é tido como um combustível alternativo renovável; além dessa característica, não atribuída aos combustíveis fósseis, o etanol causa menor impacto ambiental.

A seguir constam as equações da combustão total do etanol (Equação 1) e da reação pela qual ele é identificado nos bafômetros (Equação 2) – dispositivos utilizados para identificar motoristas que ingeriram recentemente quantidade de etanol acima do permitido.

Equação 1:



Equação 2:



224 - (Ufpel RS/2007)

Na Equação 2, a expressão “aq” ao lado da fórmula H_2SO_4 indica tratar-se de uma solução aquosa, na qual

- I. $[H^+] > [OH^-]$.
- II. $pH > pOH$.
- III. $[H^+] > [SO_4^{2-}]$.
- IV. $[H^+] > [H_2O]$.

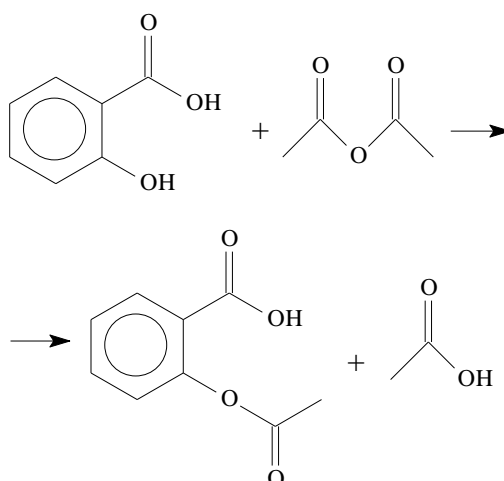
Estão corretas apenas

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

Gab: D

TEXTO: 11 - Comum à questão: 225

A aspirina (ácido acetilsalicílico) é utilizada em larga escala como analgésico e sua síntese está representada a seguir:



Considere que um comprimido de 1 grama de determinada marca de analgésico contenha 180 mg do princípio ativo.

225 - (Fepcs DF/2008)

Um comprimido desse analgésico foi dissolvido em água completando o volume de 100 mL. Considerando que somente o ácido acetilsalicílico contribua para a acidez da solução e que este se encontra 1 % ionizado, o pH dessa solução é:

- a) 2;
- b) 4;
- c) 5;
- d) 6;
- e) 8.

Gab: B

TEXTO: 12 - Comum à questão: 226

Segundo projeções da indústria sucroalcooleira, a produção de açúcar e álcool deverá crescer 50% até 2010, tendo em vista as demandas internacionais e o crescimento da tecnologia de fabricação de motores que funcionam com combustíveis flexíveis. Com isso a cultura de cana-de-açúcar está se expandindo bem como o uso de adubos e defensivos agrícolas. Aliados a isto, está o problema da devastação das matas ciliares que tem acarretado impactos sobre os recursos hídricos das áreas adjacentes através do processo de lixiviação do solo. Além disso, no Brasil cerca de 80% da cana-de-açúcar plantada é cortada a mão, sendo que o corte é precedido da queima da palha da planta.

A quantificação de metais nos sedimentos de córregos adjacentes às áreas de cultivo, bem como na atmosfera, é importante para reunir informações a respeito das conseqüências ambientais do cultivo da cana-de-açúcar.

226 - (Uel PR/2008)

Para extrair o cobre e o zinco do sedimento de córregos adjacentes à área de cultivo de cana-de-açúcar, utiliza-se uma mistura dos ácidos HCl, HNO₃ e HF.

Dado: $K_a(\text{HF}) = 6,80 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$ à 25 °C

Com base nos conhecimentos sobre o tema, é correto afirmar:

- I. As substâncias cloreto de hidrogênio, ácido nítrico e ácido fluorídrico, quando dissolvidas em água, comportam-se como ácidos de Lewis.
- II. O ácido nítrico, quando dissolvido em água, torna a concentração do íon H⁺ maior que $1 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$ a 25 °C.
- III. Uma solução de HCl de concentração 0,1 mol/l possui pH maior que 7.
- IV. Ao adicionar HF em água, a reação de ionização não ocorre totalmente.

Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

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

Gab: D

TEXTO: 13 - Comum à questão: 227

A composição química e as características físico-químicas constantes na tabela a seguir foram retiradas dos rótulos de três marcas comerciais de água mineral gaseificada (com CO₂).

Composição química(mg/L)	Amostra 1	Amostra 2	Amostra 3
cálcio	16,42	9,63	26,4
sódio	24,00	20,90	34,48
potássio	1,30	3,27	2,08
fluoreto	0,06	0,39	0,14
bicarbonato	114,80	37,73	151,89
silício	24,09	16,14	–
magnésio	3,66	4,66	10,30
cloretos	3,35	21,86	28,19
sulfatos	3,68	2,30	13,85
nitratos	8,90	34,10	9,65
pH a 25°C	7,70	5,83	7,25
Resíduo de evaporação a 180°C	169,09	152,83	239,38

227 - (Ufpel RS/2008)

Considere as seguintes afirmativas sobre as amostras de água mineral.

- I. A amostra 3 é a que apresenta pH mais próximo da neutralidade.
- II. Em cada amostra, exceto na 1, a concentração em mol por litro de íons cloreto é superior a concentração em mol por litro de íons sulfato.
- III. Nas amostras 1 e 3, a concentração molar de íons hidrônio é inferior à de íons hidróxidos, ou seja, $[H^+] < [OH^-]$.
- IV. Na amostra 2, o pOH é superior ao pH.

Estão corretas apenas

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

Gab: C

TEXTO: 14 - Comum às questões: 228, 229

Eles estão de volta! Omar Mitta, vulgo Rango, e sua esposa Dina Mitta, vulgo Estrondosa, a dupla explosiva que já resolveu muitos mistérios utilizando o conhecimento químico (vestibular UNICAMP 2002). Hoje estão se preparando para celebrar uma data muito especial. Faça uma boa prova e tenha uma boa festa depois dela. Embora esta prova se apresente como uma narrativa ficcional, os itens a e b em cada questão de 1 a 12 devem, necessariamente, ser respondidos.

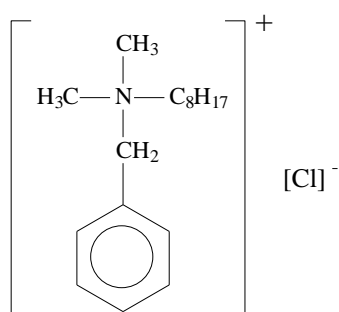
228 - (Unicamp SP/2008)

Depois de comer, Rango foi limpar o banheiro. Pegou o produto apropriado, e com muita preguiça, começou a “roncar” com ele na mão. Acordou assustado e, disfarçando, como se Dina estivesse ali, foi logo lendo a formulação na embalagem. Ali se informava que o produto comercial continha um agente anti-bacteriano, um sal orgânico, cujo ânion é o cloreto e cujo cátion é formado por um átomo de nitrogênio, ao qual se ligam quatro grupos: duas metilas, uma benzila e a cadeia carbônica $-C_8H_{17}$. Ficou pensando...

- a) “Como é a fórmula estrutural desse bactericida?”
- b) “A embalagem mostra que o pH desse produto é igual a 5. Aquele outro detergente específico que eu usei na cozinha tinha pH igual a 12. Qual deles é mais ácido? Quantos mols de H^+ há dentro da embalagem de 500 mL desse produto mais ácido?”

Gab:

a)



b) A solução mais ácida é a de menor pH (maior $[H^+]$), que corresponde ao produto de limpeza usado no banheiro (pH = 5). Como o pH = 5 e $[H^+] = 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$, temos que, em 500 mL (0,5L), a quantidade de H^+ é igual a $\frac{10^{-5}}{2} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol } H^+$.

229 - (Unicamp SP/2008)

As pessoas adoravam essas demonstrações químicas. Dina e Rango sabiam disso, pois eles próprios tinham sido “fisgados” por esse tipo de atividade (Vestibular da Unicamp-2001). Chamando a atenção de todos, Dina colocou sobre o balcão um copo que “aparentemente continha água”, e nele adicionou algumas gotas de uma solução que tingiu “aquela água”. Dina disse que aquela solução colorida mudaria de cor no “berro”. Um dos convidados, com a boca bem aberta e próxima do copo, deu um longo berro. Como num passe de mágica, o líquido mudou de cor. Todo mundo aplaudiu a cena.

a) O líquido que estava no copo era, na verdade, uma solução aquosa de amônia, cujo K_b é $1,8 \times 10^{-5}$. Nessa solução aquosa estavam em equilíbrio, antes da adição do indicador, amônia, íon amônio e íon hidróxido. Escreva a expressão de K_b em termos das concentrações dessas espécies. Nesse equilíbrio, o que está em maior concentração: amônia ou o íon amônio? Justifique.

b) O que foi gotejado no copo era uma solução de vermelho de fenol, um indicador ácido-base, que apresenta cor vermelha em pH acima de 8,5 e cor amarela em pH abaixo de 6,8. Qual foi a mudança de cor observada? Como se explica que o berro tenha promovido a mudança de cor?

Gab:

a)
$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

A amônia é uma base fraca, sendo pouco dissociada e possuindo um K_b pequeno ($1,8 \times 10^{-5}$). Desse modo, a concentração molar de amônia (NH_3) é bem maior que a do íon amônio (NH_4^+).

b) Apesar de se tratar de uma base fraca, a solução aquosa de amônia possui um caráter básico suficientemente pronunciado para que, em contato com o indicador vermelho de fenol, adquira a cor vermelha. Quando um dos convidados “berrou” por um longo período ao lado do copo, uma quantidade apreciável de gás carbônico é absorvida pela solução. Isto fará com que a concentração hidrogeniônica aumente, provocando o consumo de íons OH^- e diminuindo o pH. O efeito disso será a mudança de cor da solução, de vermelho para laranja ou, eventualmente, amarelo.

