

Exercícios de Química Equilíbrio Químico

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Ufpe 96) Na(s) questão(ões) a seguir escreva nos parênteses a letra (V) se a afirmativa for verdadeira ou (F) se for falsa.

1. O odor de peixes se deve em parte à presença de aminas voláteis. O uso de limão ou vinagre na lavagem de peixes permite reduzir este odor. Considerando-se a estrutura de uma amina antes (I) e após (II) a lavagem com limão, onde R e A[•] representam um grupamento orgânico e um ânion, respectivamente:

RNH, (I)

RNH/A- (II)

Pode-se afirmar que:

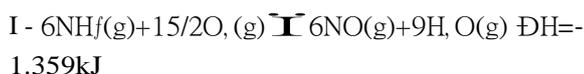
- () A conversão da amina em seu sal pode ser realizada por tratamento com uma solução aquosa de NaCl.
- () A amina deve ser mais solúvel em água que o seu sal.
- () O ponto de ebulição da amina deve ser maior que o de seu sal.
- () A amina é uma base orgânica.
- () Ao se tratar (II) com uma solução aquosa de NaOH pode se obter (I).

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Unb 97) Cerca de 90% do ácido nítrico, principal matéria-prima dos adubos à base de nitratos, são obtidos pela reação de oxidação da amônia pelo O₂, em presença de catalisador-platina com 5% a 10% de paládio ou de ródio (ou de ambos) - a uma temperatura de 950°C. A reação é representada pela equação



Essa reação ocorre nas seguintes etapas:



2. Na(s) questão(ões) a seguir assinale os itens corretos e os itens errados.

Considerando que as reações das etapas de obtenção do ácido nítrico, totalmente ionizável em água, estão em equilíbrio, julgue os itens a seguir.

- (1) Um aumento de pressão no sistema reacional eleva a produção de ácido nítrico.
- (2) Pela equação global, verifica-se que a adição de água ao sistema diminui o rendimento da reação.
- (3) Sabendo-se que a constante de ionização do ácido acético é igual a $1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$, é correto concluir que este é mais forte que o ácido nítrico.
- (4) A expressão para a constante de equilíbrio da reação global é $K_c = \frac{[\text{HNO}_3][\text{NO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{NH}_3][\text{O}_2]}$.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Ufsm 2004) As usinas hidroelétricas, que utilizam a água acumulada em represas para fazer funcionar suas turbinas, são responsáveis pela perturbação no ciclo natural das cheias e secas dos rios, pela inundação de áreas de terra cada vez maiores, pela retenção de nutrientes que, se não fosse esse uso, estariam distribuídos mais ou menos uniformemente, ao longo dos rios.

A queima de carvão mineral para a geração do vapor d'água que move as turbinas das usinas termoeletricas lança, na atmosfera, além de dióxido de carbono, grandes quantidades de enxofre e óxidos nitrogenados, gases que formam a chuva ácida. As usinas nucleares causam impacto ambiental mesmo na ausência de acidentes, porque retiram a água do mar ou dos rios para resfriar os núcleos de seus geradores, devolvendo-a a uma temperatura bem mais alta. Esse aquecimento afeta os organismos aquáticos, pois o aumento da temperatura deixa a água pobre em oxigênio pela diminuição da solubilidade.

3. Na construção de barragens, usa-se o concreto. Nos primeiros dias de confecção, o concreto tem pH alcalino, o que protege a ferragem da oxidação. Com o tempo, o pH diminui pela carbonatação do concreto que se dá pela reação com o H_2CO_3 .

Em um teste de carbonatação feito em laboratório, foi usada uma solução de H_2CO_3 de concentração $0,02 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, a qual apresenta um grau de dissociação de 0,45%, a 25°C . O valor da primeira constante de ionização do H_2CO_3 , nessa temperatura, é, aproximadamente,

- $0,9 \times 10^{-4}$
- 9×10^{-4}
- $0,4 \times 10^{-4}$
- 9×10^{-5}
- 4×10^{-5}

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Ufrj 95) Na(s) questão(ões) a seguir, escreva no espaço apropriado a soma dos itens corretos.

4. A determinação de acidez ou basicidade de uma solução pode ser realizada através de um pHmetro ou por meio de substâncias denominadas indicadores são ácido/base. Uma grande parte dos indicadores são ácidos orgânicos fracos, que podem ser representados genericamente por HIn . A classificação da substância como sendo ácida básica é possível devido à diferença de cor das espécies HIn e In^- , de acordo com o equilíbrio a seguir:



$\text{In}^-(\text{aq})$ Cor A = $\text{HIn}(\text{aq})$

Cor B = $\text{In}^-(\text{aq})$

Com base nas informações anteriores, é correto afirmar que:

- Se adicionarmos um pouco deste indicador em um suco de limão, a solução apresentará cor A.
- HIn não é um ácido de Arrhenius.
- A expressão da constante de equilíbrio é $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$ e dá uma informação quantitativa das espécies presentes.
- Quanto maior for o número de hidrogênios na fórmula do ácido, maior será sua força.

Soma = ()

5. (Unb 97) O elemento químico fósforo é absorvido pelas plantas sob a forma de sais, tais como NaH_2PO_4 e NaHPO_4 . A absorção desses sais é mais eficiente quando o pH do solo está entre 5 e 8. Com o auxílio dessas informações, julgue os itens adiante.

- O nome do sal NaH_2PO_4 é monohidrogenofosfato de sódio.
- O nome do sal NaHPO_4 pode ser obtido pela seguinte reação: $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
- Se a concentração de íons H^+ no solo for igual a $1,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$, a absorção dos íons fósforo ocorrerá com a máxima eficiência.
- Se o pH diminuir, o equilíbrio de ionização do ácido fosfórico: $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$, será deslocado para a direita.

6. (Ufrpr 2001) O vinagre, conhecido desde a Antigüidade, é uma solução de aproximadamente 4 a 8% de ácido acético, resultante da ação de microorganismos sobre bebidas alcoólicas, como o vinho, em presença de oxigênio. Por volta de 218a.C., o general cartaginês Aníbal, no comando de um exército, atravessou os Alpes em 15 dias, surpreendendo os romanos. Segundo relatos, Aníbal teria utilizado vinagre para fragmentar rochas que bloqueavam o caminho. Para tal, seria necessária uma enorme quantidade dessa solução e um período muito maior que os 15 dias para obter os efeitos desejados. Embora seja pouco provável a veracidade do relato, ele pode estar associado à ação do vinagre sobre rochas calcárias, representada pelas equações abaixo, não balanceadas:



$$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$$



Dados: massa molar do ácido acético=60g e do carbonato de cálcio=100g

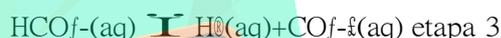
Com relação às informações acima, é correto afirmar:

- (01) Considerando a porcentagem de 6% em massa de ácido acético no vinagre, seriam necessárias aproximadamente 20 toneladas de vinagre para dissolver 1 tonelada de carbonato de cálcio.
- (02) A ação sobre os carbonatos é uma característica das soluções aquosas ácidas.
- (04) O ácido acético, por ser um composto orgânico, não é um ácido de Arrhenius.
- (08) A constante de ionização do ácido acético revela tratar-se de um ácido fraco.
- (16) O nome oficial do ácido acético é ácido etanóico.
- (32) Na produção do vinagre, ocorre uma reação de oxidação-redução, na qual o álcool etílico é reduzido a ácido acético.

Soma ()

7. (Ufrj 2001) Existem indícios geológicos de que há, aproximadamente, 2 bilhões de anos, a atmosfera primitiva da Terra era constituída de cerca de 35% (em volume) de dióxido de carbono (gás carbônico), o que tornava improvável o surgimento de vida na superfície do planeta. Todavia, o aparecimento dos moluscos com conchas nos oceanos veio a colaborar significativamente para diminuir esta concentração.

a) Sabendo que as conchas dos moluscos são constituídas de carbonato de cálcio, escreva a equação global que representa as etapas reacionais de 1 a 4, relacionadas ao fenômeno acima.



b) Explique como os moluscos com conchas participaram da diminuição da concentração do dióxido de carbono na atmosfera.

8. (Unb 98) Na atmosfera, parte do dióxido de enxofre - que é altamente solúvel em água - acaba por dissolver-se nas nuvens ou mesmo nas gotas de chuva, formando o íon bissulfito (HSO_3^-). Este pela reação com o peróxido de hidrogênio, é rapidamente convertido em ácido, cuja tendência em fase aquosa é manter-se sob a forma iônica ($2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$), tornando assim a chuva mais ácida em decorrência da maior concentração de íons de hidrogênio.

"Acidez na chuva". In: CIÊNCIA HOJE, vol 6, nº34, 1987 (com adaptação).

A respeito dos conceitos envolvidos no trecho acima, julgue os itens que seguem.

- (1) Na chuva ácida, a quantidade de íons H^+ em um litro de água é maior que $1,0 \times 10^{-6}$ mol.
- (2) De acordo com a teoria cinético-molecular, as moléculas de SO_2 dissolvem-se nas nuvens por meio de movimento ordenado sem colisões.
- (3) Um aumento de temperatura provocará um aumento na energia cinética dos gases e, em consequência, um aumento na dissolução de SO_2 .
- (4) Na chuva ácida, o ácido produzido a partir do SO_2 é o ácido sulfídrico.

9. (Unicamp 95) A equação a seguir representa uma reação de oxido-redução.



A constante de equilíbrio desta reação, à temperatura de 298K, é muito grande.

- a) escreva a expressão da constante de equilíbrio.
- b) O que ocorrerá se misturarmos cobre metálico com uma solução de íons Ag^+ ? Justifique.

10. (Unicamp 95) Com a finalidade de esterilização, o gás cloro, Cl_2 , é dissolvido na água destinada ao consumo humano. As reações que ocorrem podem ser representadas por:



OBS: $n\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ indica uma grande quantidade de água.

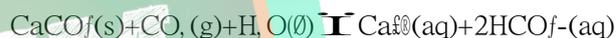
a) Qual das duas reações é de oxido-redução?

Justifique.

b) A adição de hidróxido de sódio, NaOH , à água, alterará a quantidade de $\text{Cl}_2(\text{g})$ que nela se dissolve?

Justifique.

11. (Puccamp 93) A formação de estalactites, depósitos de carbonato de cálcio existentes em cavernas próximas a regiões ricas em calcário, pode ser representada pela reação reversível



Dentre as seguintes condições :

- I. evaporação constante da água
- II. corrente de ar frio e úmido
- III. elevação da temperatura no interior da caverna
- IV. abaixamento da temperatura no interior da caverna

Quais favorecem a formação de estalactites?

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

12. (Unicamp 94) Água pura, ao ficar em contato com o ar atmosférico durante um certo tempo, absorve gás carbônico, CO₂, o qual pode ser eliminado pela fervura. A dissolução do CO₂ na água doce pode ser representada pela seguinte equação química:



O azul de bromotimol é um indicador ácido-base que apresenta coloração amarela em soluções ácidas, verde em soluções neutras e azul em soluções básicas.

Uma amostra de água pura foi fervida e em seguida exposta ao ar durante longo tempo. A seguir, dissolveu-se nessa água o azul de bromotimol.

- Qual a cor resultante da solução?
- Justifique sua resposta.

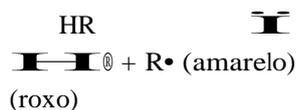
13. (Fuvest 90) Em solução aquosa, íons cromato (CrO₄²⁻), de cor amarela, coexistem em equilíbrio com íons dicromato (Cr₂O₇²⁻), de cor alaranjada, segundo a reação:



A coloração alaranjada torna-se mais intensa quando se:

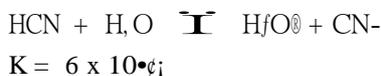
- adiciona OH⁻.
- diminui o pH.
- aumenta a pressão.
- acrescenta mais água.
- acrescenta um catalisador.

14. (Unicamp 92) Do repolho roxo pode-se extrair, por fervura com água, uma substância que é responsável pela sua coloração característica. Esta substância é um ânion de um ácido fraco cuja dissociação pode ser escrita como:



Utilizando este equilíbrio, explique por que a adição de vinagre ou limão (ácidos) a este extrato faz com que ele mude de cor.

15. (Fuvest 96) É dada a seguinte relação de constantes de equilíbrio (K):



Considere agora os equilíbrios a seguir em três soluções aquosas (I, II e III):



Quando se misturam os reagentes em igual concentração é favorecida a formação dos produtos apenas em:

- I.
- II.
- I e II.
- I e III.
- II e III.

16. (Ufes 96) Uma solução é preparada introduzindo-se 14,1g de ácido nitroso em um balão volumétrico de 1000cm³ e completando-se com água destilada. Sabendo-se que 4,1% do ácido se dissociou, determine os valores das concentrações dos produtos no equilíbrio e o valor do K_a para o ácido nitroso.

Dados:

Massas atômicas

H = 1 u

N = 14 u

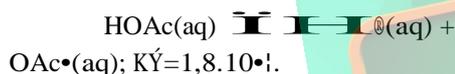
O = 16 u

17. (Ime 96) A constante de ionização de um ácido monocarboxílico de massa molecular 60 é $4,0 \times 10^{-4}$. Dissolvem-se 6,0g desse ácido em água até completar 1 litro de solução.

Determine:

- a concentração de H^+ na solução;
- o pH da solução;
- a expressão matemática da constante de ionização;
- a concentração de H^+ se o ácido for totalmente dissociado;
- a solução que neutralizará uma maior quantidade de NaOH, considerando duas soluções, de mesmo volume e de mesmo pH, do ácido monocarboxílico e de HCl .

18. (Ita 96) Um copo, com capacidade de 250ml, contém 100ml de uma solução aquosa 0,10 molar em ácido acético na temperatura de $25^\circ C$. Nesta solução ocorre o equilíbrio

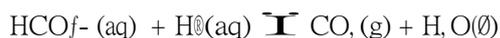


A adição de mais 100ml de água pura a esta solução, com a temperatura permanecendo constante, terá as seguintes conseqüências:

- Concentração de íons acetato (mol/litro).
- Quantidade de íons acetato (mol).

- (I) Vai aumentar, (II) Vai aumentar.
- (I) Vai aumentar, (II) Vai diminuir.
- (I) Fica constante, (II) Fica constante.
- (I) Vai diminuir, (II) Vai aumentar.
- (I) Vai diminuir, (II) Vai diminuir.

19. (Uel 94) O íon bicarbonato pode ser decomposto pela reação



Pode-se eliminar o íon bicarbonato de certas soluções aquosas com adição de

- KOH
- CH_3OH
- $CsCl$
- NaHS
- HCl

20. (Unesp 90) Misturando soluções aquosas de K_2CrO_4 , HCl , e H_2O , ocorre o equilíbrio:



- Escrever a expressão da constante de equilíbrio.
- Descrever e justificar o que ocorre no equilíbrio quando se adiciona:

I - solução de HCl ;

II - solução de $ZnCl_2$, sabendo-se que $ZnCr_2O_7$ é um sal solúvel, mas $ZnCrO_4$ é um sal pouco solúvel.

21. (Puccamp 94) A equação química, não balanceada,



representa a reação que ocorre em solos pouco aerados e envolve a redução de nitrato a nitrogênio, em meio ácido, na presença de carboidrato. O fenômeno, conhecido como desnitrificação prejudica a fixação de NO_3^- pelas plantas. É possível aumentar a concentração do NO_3^- no equilíbrio adicionando-se, no solo, espécie química capaz de

- liberar íons OH^-
- liberar íons H^+
- absorver CO_2 ,
- reagir com N_2 ,
- consumir H_2O

22. (Puccamp 94) A hidroxiapatita, fosfato naturalmente encontrado no solo, apresenta em meio ácido a reação



A adição de hidroxiapatita em determinados locais modifica o solo, pois

- aumenta o pH, devido à formação de ácidos.
- diminui o pH, devido à formação de ácidos.
- aumenta o pH, porque consome $H^+(aq)$.
- diminui o pH, porque produz sais ácidos.
- aumenta o pH, porque produz água.

23. (Cesgranrio 93) Considere a reação $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$ em equilíbrio, a $25^\circ C$. Sabendo-se que, para a reação $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$, a velocidade é $v = 1 \times 10^{-4} [H^+][OH^-]$ e, para a reação $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$, a velocidade é $v = 2 \times 10^{-4} [H_2O]$, a constante em equilíbrio, a $25^\circ C$, será:

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

24. (Uece 97) A concentração $[H^+]$ de uma solução 6×10^{-2} mols/litro do ácido H_2S , com uma constante de ionização K_a de 10^{-7} , é igual a:

- a) 5×10^{-7} mols/litro
- b) 6×10^{-7} mols/litro
- c) 3×10^{-8} mols/litro
- d) 2×10^{-7} mols/litro

25. (Fei 96) Das soluções indicadas a seguir, quais as que formam solução tampão :

- I. Ácido forte + sal do ácido
- II. Ácido fraco + sal do ácido
- III. Base forte + sal da base
- IV. Base fraca + sal da base

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

26. (Fei 96) Considere uma solução de um ácido HA de constante de ionização K_a a uma dada temperatura. Relativamente a adição de um sal solúvel que possui o íon A^- (íon comum), assinale a alternativa correta:

- a) o íon comum não desloca o equilíbrio
- b) a concentração de íons H^+ aumenta
- c) o grau de ionização do ácido não se altera
- d) a constante de ionização K_a do ácido não se altera pois ela depende apenas da temperatura
- e) o pH da solução não se altera

27. (Cesgranrio 91) Uma solução de um monoácido fraco, cuja constante de ionização $K_a = 2 \times 10^{-4}$, deve ser misturada a uma outra solução de um sal deste monoácido para preparar uma solução tampão de $pH = 6$. A razão entre as concentrações do ácido e do sal é:

- a) 1/3
- b) 1/5
- c) 1/6
- d) 1/10
- e) 1/20

28. (Ufrs 96) Em uma solução aquosa de ácido acético se estabelece o seguinte equilíbrio



A adição de uma pequena quantidade de acetato de sódio (CH_3COONa) a esta solução

- a) diminui o seu pH.
- b) aumenta a concentração dos íons H^+ .
- c) diminui o grau de ionização do ácido.
- d) mantém inalterado seu pH.
- e) reduz a zero o grau de ionização do ácido acético.

29. (Pucmg 97) Numa solução de ácido acético (HAc), temos o seguinte equilíbrio:



Se adicionarmos acetato de sódio (NaAc) a essa solução:

- a) a concentração de íons H^+ deverá diminuir.
- b) a concentração de íons H^+ permanecerá a mesma.
- c) a concentração de íons H^+ deverá aumentar.
- d) a concentração de HAc não dissociado diminuirá.
- e) nada acontecerá com o equilíbrio.

30. (Pucsp 98) Peixes mortos têm cheiro desagradável devido à formação de substância provenientes da decomposição de proteínas. Uma dessas substâncias é a metilamina que, em presença de água, apresenta o seguinte equilíbrio:



Para diminuir o cheiro desagradável da metilamina, o mais adequado é adicionar ao sistema

- sabão porque dissolve a amina.
- cal porque fornece íons OH^- .
- salmoura porque reage com a amina.
- limão porque desloca o equilíbrio no sentido da direita para esquerda.
- vinagre porque desloca o equilíbrio no sentido da esquerda para direita.

31. (Ita 97) Numa solução aquosa 0,100 mol/L de um ácido monocarboxílico, a 25°C, o ácido está 3,7% dissociado após o equilíbrio ter sido atingido. Assinale a opção que contém o valor correto da constante de dissociação desse ácido nesta temperatura.

- 1,4
- $1,4 \times 10^{-4}$
- $1,4 \times 10^{-5}$
- $3,7 \times 10^{-4}$
- $3,7 \times 10^{-5}$

32. (Ita 97) Considere soluções aquosas diluídas de ácido acético, a 25°C, em equilíbrio. A equação a seguir, na qual HA significa ácido acético e A^- o íon acetato, representa este equilíbrio:



$1,8 \times 10^{-5}$. Considerando um comportamento ideal das

soluções

e a notação $[\text{H}^+]$, $[\text{A}^-]$ e $[\text{HA}]$ para representar as respectivas concentrações em mol/L e definindo

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]} \text{ e } C = \{[\text{A}^-] + [\text{HA}]\},$$

assinale a opção cuja afirmação está ERRADA:

- A pressão parcial do HA sobre a solução é proporcional ao produto $\alpha \times C$.
- A condutividade elétrica é proporcional ao produto $\alpha \times C$.
- O abaixamento da temperatura do início de solidificação no resfriamento é proporcional ao produto $(1 - \alpha) \times C$.
- O produto $\alpha \times C$ é uma função crescente de C.
- Considerando também a dissociação iônica do solvente, conclui-se que a $[\text{H}^+]$ é menor do que a $[\text{A}^-]$.

33. (Ita 97) Considere soluções aquosas diluídas de ácido acético, a 25°C, em equilíbrio. A equação a seguir, na qual HA significa ácido acético e A^- o íon acetato, representa este equilíbrio:



$1,8 \times 10^{-5}$. Considerando um comportamento ideal das

soluções

e a notação $[\text{H}^+]$, $[\text{A}^-]$ e $[\text{HA}]$ para representar as respectivas concentrações em mol/L e definindo

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]} \text{ e } C = \{[\text{A}^-] + [\text{HA}]\},$$

Pode-se afirmar que:

O produto $\alpha \times C$ é uma função crescente de C. CERTO ou ERRADO? Justifique.

34. (Fatec 97) O estado de equilíbrio existente em um frasco contendo solução de amoníaco, mantido fechado e a temperatura constante, pode ser representado pelas equações:



Se o frasco for aberto e permanecer assim por algumas horas,

- o pH da solução se manterá constante.
- a concentração de íons $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ aumentará.
- a concentração de íons $\text{OH}^-(\text{aq})$ diminuirá.
- a concentração de $\text{NH}_3(\text{g})$ aumentará.
- a concentração de $\text{NH}_3(\text{aq})$ se manterá constante.

35. (Puccamp 96) Dentre os vários atentados terroristas ocorridos em cidades japonesas, suspeita-se que houve tentativa para a produção do HCN por meio da reação de cianeto com ácidos, ou seja:



HCN (g) Sobre esse equilíbrio são formuladas as proposições:"

- Ácidos favorecem a produção de HCN (g).
- O ânion cianeto funciona como base de Lowry Bronsted.
- Adição de uma base desloca o equilíbrio no sentido da formação de HCN (g).

Pode-se afirmar que APENAS

- I está correta.
- II está correta.
- III está correta.
- I e II estão corretas.
- II e III estão corretas.

36. (Unb 98) Calcule, em moles por litro, o valor da constante de ionização do ácido acetilsalicílico (H-AAS), no equilíbrio representado pela equação $\text{H-AAS} \rightleftharpoons \text{AAS}^- + \text{H}^+$, sabendo que uma solução cuja concentração da espécie não-ionizada no equilíbrio é igual a 5×10^{-2} mol/L possui pH igual a 3. Multiplique

o valor calculado por 10! e despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

37. (Puccamp 98) Quando se dissolve cloreto de amônio sólido em água, ocorrem os fenômenos:



Pode-se, portanto, afirmar que a dissolução do cloreto de amônio em água é um processo

- exotérmico; resulta solução básica.
- endotérmico; resulta solução ácida.
- atérmico; resulta solução neutra.
- exotérmico; resulta solução neutra.
- endotérmica; resulta solução neutra.

38. (Uel 98) A constante de ionização do ácido nítrico é muito grande, tendendo ao ∞ (infinito). Assim, as concentrações de moléculas $\text{HNO}_3(\text{aq})$, de íons $\text{H}^+(\text{aq})$ e de íons $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ em uma solução aquosa 1 mol/L desse ácido são próximas, respectivamente, de

- ∞ , 1 e 1
- 1, ∞ e ∞
- 1, 1 e ∞
- 0, 1 e 1
- ∞ , ∞ e ∞

39. (Fuvest 99) Algumas argilas do solo têm a capacidade de trocar cátions de sua estrutura por cátions de soluções aquosas do solo. A troca iônica pode ser representada pelo equilíbrio:

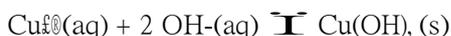


onde R representa parte de uma argila.

Se o solo for regado com uma solução aquosa de uma adubo contendo NH_4NO_3 , o que ocorre com o equilíbrio anterior?

- Desloca-se para o lado $\text{Na}^+(\text{aq})$.
- Desloca-se para o lado do $\text{NH}_4^+(\text{aq})$.
- O valor de sua constante aumenta.
- O valor de sua constante diminui.
- Permanece inalterado.

44. (Uel 99) Uma forma de identificar a presença de íons Cu^{2+} em solução aquosa, mesmo em baixas concentrações, é acrescentar amônia. Forma-se um íon complexo que confere à solução uma cor azul intensa. Dessa forma, quando amônia é acrescentada em um sistema químico no qual ocorre o equilíbrio de solubilidade:



o mesmo

- mantém-se inalterado, mas a solução sobrenadante torna-se ácida.
- mantém-se inalterado, mas a solução sobrenadante fica mais básica.
- sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a quantidade de precipitado é maior.
- sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a quantidade de precipitado é menor ou inexistente.
- sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a concentração de íons $\text{OH}^{-}(\text{aq})$ é menor ou inexistente.

45. (Ufes 99) Durante uma aula sobre constante de equilíbrio, um estudante realizou o seguinte experimento:

Em três tubos de ensaio numerados, colocou meia colher de chá de cloreto de amônio. Ao tubo 1, ele adicionou meia colher de chá de carbonato de sódio; ao tubo 2, meia colher de chá de bicarbonato de sódio e, ao tubo 3, meia colher de chá de sulfato de sódio. Em seguida, ele adicionou em cada tubo 2 mililitros de água e agitou-os para homogeneizar. Em qual dos tubos foi sentido um odor mais forte de amônia? Justifique.

Dados:



$$K_a = 5,6 \times 10^{-10}$$



$$K_b = 2,1 \times 10^{-4}$$



$$K_f = 2,4 \times 10^{-8}$$



$$K_b = 8,3 \times 10^{-13}$$



$$1/K_w = 1 \times 10^{14}$$

46. (Uff 2000) O gás sulfídrico, H_2S , é extremamente venenoso, incolor e seu odor lembra ovos estragados. Respirar este gás pode ser fatal e, em baixas concentrações, causa dores de cabeça e tonteira. É especialmente perigoso, pois, como inibe o sentido do olfato, o aumento de sua concentração deixa de ser percebido.

Se uma solução de H_2S , à temperatura ambiente e pressão de 1,0atm, tem concentração aproximada de 0,1M, então a $[S^{2-}]$ em mols/L da solução é, aproximadamente:

Dados:

$$K_a = 1,0 \times 10^{-7} \text{ e } K_{a2} = 3,0 \times 10^{-14}$$

- a) $3,0 \times 10^{-14}$;
- b) $3,0 \times 10^{-13}$;
- c) $3,0 \times 10^{-8}$;
- d) $1,0 \times 10^{-8}$;
- e) $1,0 \times 10^{-7}$.

47. (Uff 2000) Uma solução de ácido acético 0,050M apresenta um grau de dissociação (α) 0,4% à temperatura de 25°C.

Para esta solução, à temperatura mencionada, calcule:

- a) o valor da constante de equilíbrio;
- b) a concentração do íon acetato;
- c) o pH da solução;
- d) a concentração de todas as espécies em solução.

Dado: $\log 2 = 0,301$

48. (Uepg 2001) A uma solução saturada de cloreto de prata ($AgCl$), em temperatura ambiente, cujo equilíbrio é representado pela equação $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$ foi adicionado ácido clorídrico (HCl), resultando um precipitado. Sobre este experimento, assinale o que for correto.

01) A formação do precipitado se deve ao fato de que a adição de $HCl(aq)$ perturba o equilíbrio químico.

02) A adição de $HCl(aq)$ aumenta a concentração de Cl^- , que é o íon comum ao equilíbrio, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

04) A adição de $HCl(aq)$ altera a constante do produto de solubilidade ($K_s = [Ag^+][Cl^-]$), pois a concentração de Ag^+ permanece constante.

08) A adição de $HCl(aq)$ aumenta a concentração de Cl^- , acarretando diminuição da concentração de Ag^+ , que precipita na forma de $AgCl(s)$.

16) A adição de $HCl(aq)$ provoca a formação de precipitado devido à alteração do pH do meio, pois a concentração de $AgCl$ não se altera e, portanto, não afeta o equilíbrio.

49. (Ufrj 2001) O vinhoto é um resíduo aquoso subproduto do processo de produção de álcool a partir do licor de fermentação da cana-de-açúcar. Rico em potássio e fósforo, mas pobre em nitrogênio, o vinhoto vem sendo utilizado como fertilizante em plantações de cana-de-açúcar. Para tornar o vinhoto um fertilizante melhor, propõe-se diminuir a sua acidez e acrescentar nitrogênio.

a) Das seguintes substâncias ($NaOH$, NH_3 , OH^- , NH_4NO_3 e $NaCl$), escolha aquela a ser adicionada à solução de vinhoto para torná-la um melhor fertilizante. Justifique.

b) Sabendo-se que o vinhoto é ácido, explique por que a solubilidade da amônia em vinhoto é maior do que em água pura.

50. (Ufmg 2001) O ácido hipocloroso, HOCl , é um poderoso agente desinfetante utilizado no tratamento da água. Por ser instável para ser armazenado na forma concentrada, normalmente, o HOCl é gerado, no momento do uso, por meio de uma das seguintes reações:



ou



Com relação a esses processos, é INCORRETO afirmar que

- a) a adição de gás cloro a águas alcalinas pode levar à conversão indesejada do HOCl em Cl_2 .
- b) a adição de gás cloro provoca uma diminuição do pH da água.
- c) a condutividade elétrica da água aumenta após a adição do $\text{Cl}_2(\text{g})$.
- d) a formação do HOCl a partir do hipoclorito é favorecida em águas alcalinas.

51. (Ufpe 2001) Quando somos picados por uma formiga ela libera ácido metanóico (fórmico), HCOOH . Supondo que a dor que sentimos seja causada pelo aumento da acidez, e que ao picar a formiga libera um micromol de ácido metanóico num volume de um microlitro, qual deve ser a concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ na região da picada? Admita que a solução tem comportamento ideal e que a auto-ionização da água é desprezível. Dados: $K_a \approx 10^{-4}$ (constante de dissociação do ácido metanóico).

- a) 1 M
- b) 10^{-4} M
- c) 10^{-6} M
- d) 10^{-8} M
- e) 10^{-10} M

52. (Unesp 2002) A maior parte do dióxido de carbono gerado no metabolismo celular, no corpo humano, por reagir rapidamente com a água contida no sangue, é conduzida pela corrente sanguínea, para eliminação nos pulmões.

a) Escreva a equação química que representa a reação de equilíbrio entre o dióxido de carbono e a água.

b) Se no sangue não houvesse outras substâncias que garantissem um pH próximo de 7, qual seria a consequência da reação do gás carbônico com a água do sangue, em termos de pH?

53. (Unesp 2002) Para evitar o crescimento de algas e bactérias, costuma-se adicionar desinfetantes na água de piscinas. Dentre eles, o hipoclorito de cálcio é muito utilizado. A dissolução do hipoclorito na água é acompanhada da reação representada pela equação:



Sabe-se ainda que a semi-reação



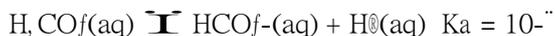
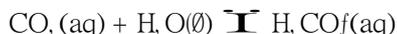
é a responsável pelo efeito desinfetante do HOCl .

a) Qual é o efeito do uso contínuo de $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, sobre o pH da água de uma piscina submetida a este tratamento? Justifique.

b) O tratamento desta piscina deve incluir, portanto, o ajuste ocasional do pH para próximo de 7,4, a fim de evitar irritações nos olhos, peles e ouvidos.

Responda, usando uma equação química, se o ajuste de pH deve ser feito pela adição de ácido clorídrico (HCl) ou de carbonato de sódio (Na_2CO_3) na água desta piscina.

54. (Ufpe 2002) A solubilidade do dióxido de carbono em refrigerantes pode ser representada pelos seguintes processos:



Nos refrigerantes o CO_2 é mantido a pressões maiores que a atmosférica, mas após abertos, a pressão entra em equilíbrio com a pressão atmosférica, e portanto o pH do refrigerante, de acordo com as equações acima, deverá:

- aumentar.
- diminuir.
- permanecer inalterado.
- tornar-se igual a 10^{-7} .
- tornar-se igual a 10^{-6} .

55. (Ufrj 2001) Para deslocar o equilíbrio $2 \text{CrO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$, a fim de se produzir dicromato,

- acrescenta-se base, ficando com $[\text{H}^+] > 10^{-7}$.
- acrescenta-se ácido, ficando com $[\text{H}^+] > 10^{-7}$.
- retira-se ácido, ficando com $[\text{H}^+] < 10^{-7}$.
- adiciona-se base, ficando com $[\text{H}^+] < 10^{-7}$.
- adiciona-se ácido, ficando com $[\text{H}^+] = 10^{-7}$.

56. (Ufrs 2000) Um dos fatores que pode modificar o pH do sangue é o ritmo respiratório. Este fato está relacionado ao equilíbrio descrito na equação abaixo.



Sobre este fato são feitas as seguintes afirmações.

- Pessoas com ansiedade respiram em excesso e causam diminuição da quantidade de CO_2 no sangue aumentando o seu pH.
- Indivíduos com insuficiência respiratória aumentam a quantidade de CO_2 no sangue, diminuindo seu pH.
- Pessoas com respiração acelerada deslocam o equilíbrio da reação no sentido direto.

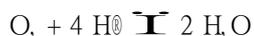
Quais estão corretas?

- Apenas I.
- Apenas II.
- Apenas I e II.
- Apenas II e III.
- I, II e III.

57. (Ufes 2001) O pH do sangue humano é mantido dentro de um estreito intervalo (7,35 - 7,45) por diferentes sistemas tamponantes. Aponte a única alternativa que pode representar um desses sistemas tamponantes.

- $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
- HCl / NaCl
- $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{NaH}_2\text{PO}_4$
- KOH / KCl
- $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{NaHCO}_3$

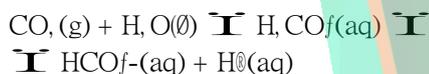
58. (Mackenzie 2001) Na água, devido a seu caráter oxidante ou redutor, pode ocorrer o seguinte equilíbrio:



Num lago, devido à decomposição de material orgânico, o pH da água diminuiu sensivelmente. Como consequência, observou-se que, nesse lago, a concentração de:

- O₂ diminuiu, o que favoreceu a sobrevivência dos peixes presentes.
- H⁺ diminuiu, tornando a água menos ácida.
- H⁺ aumentou, provocando um aumento do teor de oxigênio na água do lago.
- O₂ aumentou, tornando a água do lago imprópria para a vida dos peixes.
- O₂ diminuiu, desfavorecendo a sobrevivência dos peixes.

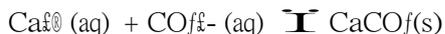
59. (Ufpe 2000) O pH do sangue humano é mantido entre 7,35 e 7,45 por diversos sistemas tampão associados, sendo o principal deles o sistema ácido carbônico (H₂CO₃) - hidrogênio carbonato (HCO₃⁻):



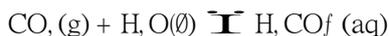
Sabendo-se que exalamos CO₂ através da respiração e que HCO₃⁻ é excretado na urina, de que maneira os equilíbrios acima se deslocariam para prevenir que o uso intenso de diuréticos e a condição conhecida por hiperventilação (respiração anormalmente rápida e profunda) afetem o pH do sangue?

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

60. (Ufc 2000) A formação da casca dos ovos das aves é, geralmente, proveniente da reação:



Os íons CO₃²⁻ são naturalmente produzidos, a partir do metabolismo do CO₂, e do Ca²⁺, que são convertidos em H₂CO₃, enzimaticamente, originando os seguintes equilíbrios:



Como as aves não transpiram, faz-se necessária uma intensa respiração para resfriar seus próprios corpos, acarretando na grande liberação de CO₂, e, conseqüentemente, na deficiência de íons CO₃²⁻, comprometendo a formação da casca dos ovos. De acordo com o princípio de Le Chatelier, assinale a alternativa que contempla a melhoria do processo de formação da casca dos ovos das aves.

- Adição de ácido clorídrico à água fornecida às aves.
- Adição de monóxido de carbono, CO, à água fornecida às aves.
- Adição de carbonato de sódio, Na₂CO₃, à água fornecida às aves.
- Fornecer água destilada às aves.
- Fornecer soro caseiro (açúcar e sal de cozinha) às aves.

61. (Ufc 2000) O ácido láctico ($\text{CH}_3\text{CHOHCO}_2\text{H}$) é produzido no corpo humano, como parte normal do metabolismo, e sua remoção se dá através do fígado, o qual é, também, responsável pelo metabolismo do álcool etílico. Se o indivíduo ingere bebida alcoólica em demasia, o metabolismo do ácido láctico pode não ser eficiente, acarretando no acúmulo desta substância no organismo, originando a sensação de fadiga, que contribui para as indesejadas sensações de embriaguez e "ressaca".

a) Sendo o ácido láctico um ácido monoprótico, isto é, apresenta somente um hidrogênio ionizável, escreva a equação que representa o equilíbrio de dissociação deste ácido em água.

b) Se uma solução aquosa de ácido láctico $0,10 \text{ mol/L}$ apresenta valor de $\text{pH}=2,00$, qual a concentração de íons HfO^\ominus nesta solução?

62. (Fatec 99) Quando cloro gasoso é borbulhado em solução de hidróxido de sódio, à temperatura ambiente, obtém-se uma solução conhecida pelo nome de água sanitária, usada como desinfetante e/ou alvejante. Nessa solução se estabelece o equilíbrio químico representado pela equação:



Normas de segurança alertam quanto ao perigo da adição de ácido a um alvejante doméstico como a água sanitária. Isso porque

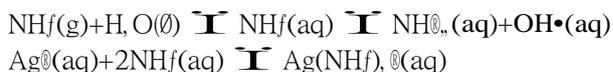
- I. os íons $\text{H}^\ominus(\text{aq})$ do ácido aumentam o pH da solução, tornando-a mais corrosiva.
- II. os íons $\text{H}^\ominus(\text{aq})$ do ácido favorecem a liberação de cloro, que é tóxico.
- III. os íons $\text{H}^\ominus(\text{aq})$ do ácido favorecem o aumento das concentrações de Cl^\ominus e de ClO^\ominus na solução tornando-a mais corrosiva.

Dessas afirmações, apenas

- a) I é correta.
- b) II é correta.
- c) III é correta.
- d) I e II são corretas.
- e) I e III são corretas.

63. (Ufal 99) Considere a informação a seguir.

Numa solução aquosa contendo nitrato de prata (AgNO_3) e amônia (NH_3) existem os equilíbrios:



Sendo assim, para precipitar, sob a forma de AgCl , praticamente todo o Ag^+ de uma solução aquosa de AgNO_3 pode-se utilizar solução aquosa contendo

- a) somente NaCl .
- b) somente NH_4Cl .
- c) uma mistura de NaCl e NH_4Cl .
- d) uma mistura de NaCl e NH_3 .
- e) uma mistura de NH_4Cl e NH_3 .

64. (Uff 2005) Dissolveu-se $0,61 \text{ g}$ do ácido orgânico (HA) de massa molar $122,0 \text{ g}$ em quantidade suficiente de água para completar $0,5 \text{ L}$ de solução. Sabendo-se que sua constante de ionização vale $4,0 \times 10^{-5}$, determine:

- a) a molaridade da solução
- b) o pH da solução
- c) as concentrações de todas as espécies em solução
- d) o grau de ionização do ácido na solução preparada

Dados:

$$\log 2 = 0,3010$$

$$\log 3 = 0,4771$$

65. (Pucrs 2005) Tem-se 250 mL de uma solução $0,100 \text{ mol/L}$ de hidróxido de amônio, à temperatura de 25°C . Nesta solução ocorre o equilíbrio



$$K_{1/2} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Se esta solução for diluída a 500 mL com água pura, e a temperatura permanecer constante, a concentração, em mol/L , de íons OH^\ominus _____, e a quantidade, em mol, de íons OH^\ominus _____.

- a) diminuirá - aumentará
- b) diminuirá - diminuirá
- c) aumentará - aumentará
- d) aumentará - diminuirá
- e) ficará constante - ficará constante

66. (Fatec 95) Nas estações de tratamento de água, adiciona-se cloro à água para sua desinfecção. A ação desinfetante do cloro, na realidade, deve-se ao ácido hipocloroso, HClO , que se forma como produto da interação do cloro com a água



Sobre este processo, afirma-se:

- I. aumentando-se a acidez, ou seja, reduzindo-se o pH, haverá maior quantidade de HClO do que ClO^- .
- II. reduzindo-se a acidez, ou seja, aumentando-se o pH, haverá maior quantidade de ClO^- do que HClO .
- III. aumentando-se $[\text{H}^+]$, o pH também aumenta e a concentração de HClO tende a diminuir.

Dessas afirmações,

- a) apenas I e II são corretas.
- b) I, II e III são corretas.
- c) somente I é correta.
- d) somente II é correta.
- e) apenas I e III são corretas.

67. (Cesgranrio 92) Um ácido fraco em solução 0,1N apresenta um grau de ionização igual a 0,001. A concentração de íon H^+ e o pH da solução são, respectivamente:

- a) 10^{-4} íon g/l e 1,0
- b) 10^{-5} íon g/l e 2,0
- c) 10^{-3} íon g/l e 3,0
- d) 10^{-4} íon g/l e 4,0
- e) 10^{-5} íon g/l e 5,0

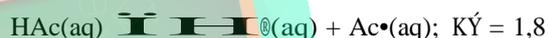
68. (Pucmg 97) Em três recipientes X, Y e Z estão contidas soluções básicas desconhecidas, de concentração 0,1 mol/L. Medindo o pH das três soluções com papel indicador universal, obtiveram-se os seguintes valores, respectivamente:

pH = 8, pH = 10 e pH = 13

Assinale a afirmativa CORRETA:

- a) A concentração de OH^- da base Z é igual a 10^{-4} mol/L.
- b) K_b da base X é maior que K_b da base Y.
- c) A base Y conduz melhor a corrente elétrica do que a base Z.
- d) A base X está completamente ionizada.
- e) No frasco Z está contida uma base forte.

69. (Ita 98) 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:



$\times 10^{-5}$. Deixe claro os cálculos efetuados, bem como eventuais hipóteses simplificadoras.

70. (Uerj 98) O cheiro característico do peixe é causado por uma substância orgânica denominada metilamina, de fórmula $\text{H}_3\text{C} - \text{NH}_2$.

O caráter básico dessa substância está indicado no seguinte sistema em equilíbrio:



A sabedoria popular recomenda que, logo após o manuseio do peixe, se use o limão para remover o cheiro que ficou nas mãos.

- a) Considerando que, antes do uso do limão, a concentração de íons OH^- no equilíbrio era de 10^{-1} mol/L, a 25°C, calcule o pH do meio.
- b) Aplicando o princípio de Le Chatelier, apresente uma justificativa para a eliminação do cheiro de peixe pelo uso de limão.

71. (Unesp 2000) Um suco de tomate tem $\text{pH}=4,0$ e um suco de limão tem $\text{pH}=2,0$. Sabendo-se que $\text{pH}=-\log[\text{H}^+]$ e $\text{pH}+\text{pOH}=14$:

a) calcule quantas vezes a concentração de H^+ do suco de limão é maior do que a concentração de H^+ do suco de tomate.

b) calcule o volume de solução aquosa de NaOH de concentração $0,010\text{mol/L}$ necessário para neutralizar 100mL de cada um dos sucos.

72. (Uerj 2002) A amônia anidra é um gás incolor de odor intenso. Quando dissolvida em água, recebe o nome de hidróxido de amônio.

a) Calcule o pH da solução de hidróxido de amônio $0,05\text{ mol} \times \text{L}^{-1}$, nas condições ambientes. Considere, em seu cálculo, o valor da constante de ionização da amônia igual a $2,0 \times 10^{-5}$ e despreze a auto-ionização da água.

b) Escreva o nome da forma geométrica da molécula da amônia e classifique o tipo de ligação interatômica nela presente, a partir da diferença de eletronegatividade.

73. (Unesp 2001) Leia o seguinte trecho de um diálogo entre Dona Benta e seus netos, extraído de um dos memoráveis livros de Monteiro Lobato, "Serões de Dona Benta":

"- ... Toda matéria ácida tem a propriedade de tornar vermelho o papel de tornassol.

- ... A matéria básica não tem gosto ácido e nunca faz o papel de tornassol ficar vermelho...

- E os sais?

- Os sais são o produto da combinação dum ácido com uma base. ...

- E de que cor os sais deixam o tornassol?

- Sempre da mesma cor. Não têm nenhum efeito sobre ele. ..."

a) Explique como o papel de tornassol fica vermelho em meio ácido, sabendo que o equilíbrio para o indicador impregnado no papel pode ser representado como:



b) Identifique uma parte do diálogo em que há um conceito químico errado. Justifique sua resposta.

GABARITO

1. F F F V V

2. V V F F

3. [E]

4. 01 + 04 = 05

5. V V F F

6. 01 + 02 + 08 + 16 = 27

7. a) $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HCO}_3^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq})$

b) Com a formação de carbonato de cálcio o equilíbrio da reação do item a) é deslocado para a direita, implicando na diminuição da concentração de dióxido de carbono atmosférico, $\text{CO}_2(\text{g})$.

8. V F F F

9. a) $K_c = [\text{Cu}^{2+}] / [\text{Ag}^+]$

b) Equilíbrio desloca para a direita.

10. a) Reação II \rightleftharpoons variação do Nox

b) Equilíbrio desloca para a direita devido a diminuição de íons H^+

11. [B]

12. a) amarela

b) A água exposta ao ar absorve gás carbônico. O CO_2 , absorvido, reage com a água produzindo íons H^+ que torna amarelo o azul de bromotimol

13. [B]

14. A adição de ácidos (H^+) desloca o equilíbrio para a esquerda, mudando a cor roxa mude para amarela.

15. [A]

16. $[\text{H}^+] = 1,23 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$
 $[\text{NO}_2^-] = 1,23 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$

$K_a = 5,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$

17. a) $[\text{H}^+] = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$

b) $\text{pH} = 2,7$

c) $K_i = \frac{[\text{H}^+][\text{R}^-]}{[\text{R}-\text{COOH}]}$

d) $[\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/l}$

e) As quantidades de NaOH neutralizadas serão iguais.

18. [D]

19. [E]

20. a) $K_i = \frac{[\text{Cr}^{3+}][\text{O}^{2-}]}{[\text{CrO}_4^{2-}]}$. $[\text{H}^+]$

b) I - deslocamento para a direita (Princípio de Le Chatelier)

II - deslocamento para a esquerda (Princípio de Le Chatelier)

21. [A]

22. [C]

23. [E]

24. [D]

25. [E]

26. [D]

27. [E]

28. [C]

29. [A]

30. [E]

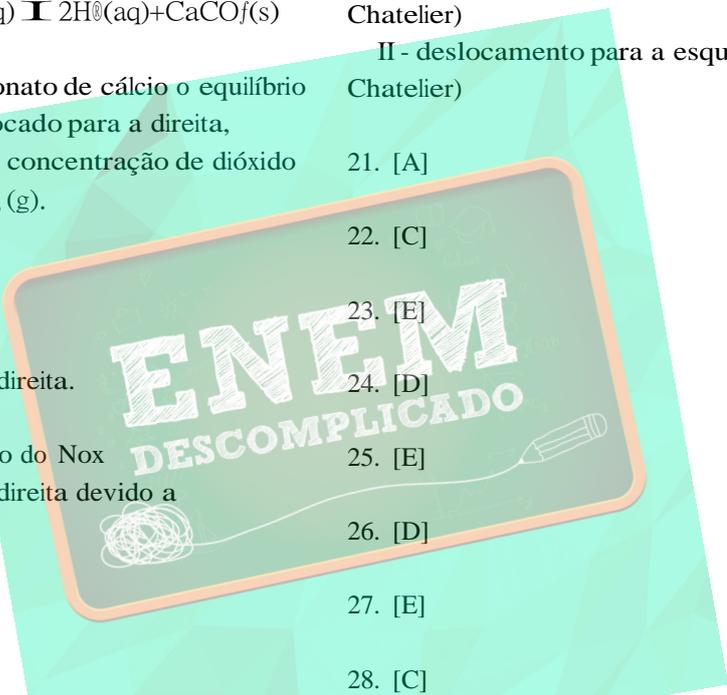
31. [C]

32. [E]

33. Cálculo do produto $K_a \times C$

$K_a \times C = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]}$. $[\text{A}^-] + [\text{HA}] = [\text{A}^-] + [\text{A}^*]$ é a concentração de ânions na solução

$C = [\text{A}^*] + [\text{HA}]$ é a concentração de moléculas inicialmente dissolvidas.



Para uma maior concentração de ânions na solução (x C), precisamos de uma maior concentração de moléculas dissolvidas (C) \rightleftharpoons função crescente.

34. [C]

35. [D]

36. 20 mols/l

37. [B]

38. [D]

39. [A]

40. [E]

41. [A]

42. [C]

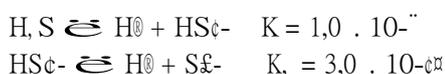
43. [B]

44. [D]

45. Tubo 1 - $K_1 > K_2 > K_3$, logo $[OH^-]$ é maior na equação 2, o que faz com que o tubo 1 apresente maior quantidade de água, deslocando mais o equilíbrio 1 no sentido da formação da amônia.

46. [B]

Como o ácido sulfídrico é diprótico temos que considerar duas dissociações:



Podemos observar que K_2 é muito menor do que K_1 . Isto significa que embora ambas as dissociações produzam H^+ a contribuição da segunda etapa; é irrelevante em comparação com a primeira e que podemos desprezar a quantidade de HS^- consumido na segunda dissociação quando comparamos com a quantidade formada na primeira etapa de ionização. Considerando que a concentração molar do H_2S seja chamada de x , no equilíbrio, teremos:

$$[H^+] = x \quad [HS^-] = x$$

$$[H_2S] = 0,10 - x$$

$$K_1 = [H^+] \cdot [HS^-] / [H_2S]$$

$$1,0 \cdot 10^{-7} = x \cdot x / (0,10 - x)$$

$$x^2 = (0,10 - x) \cdot 1,0 \cdot 10^{-7}$$

$x^2 + 10^{-7}x - 10^{-8} = 0$, só nos interessa a raiz positiva, logo,

$$x = -10^{-7} + \sqrt{10^{-14} + 4 \cdot 10^{-8}} / 2$$

$$\text{onde } \Delta = (10^{-7})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-10^{-8}) = 10^{-14} + 4 \cdot 10^{-8}$$

Como 10^{-14} é desprezível, teremos:

$$\Delta = 4 \cdot 10^{-8}$$

Substituindo o valor de Δ , teremos:

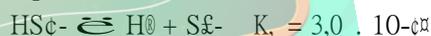
$$x = -10^{-7} + \sqrt{4 \cdot 10^{-8}} / 2 = -10^{-7} + 2 \cdot 10^{-4} / 2, \text{ como } 10^{-7} \text{ é desprezível, } x = 10^{-4} \text{ M logo,}$$

$$[H^+] = 10^{-4} \text{ M}$$

$$[HS^-] = 10^{-4} \text{ M}$$

$$[H_2S] = 0,10 - 10^{-4} = 0,1000 - 0,0001 = 0,0999 \text{ M}$$

Entretanto ainda não terminamos, porque uma pequena quantidade de S^{2-} (íon sulfeto) está presente na solução. O que acabamos de calcular foi a concentração dos íons HS^- (íon hidrogeno sulfeto). Para calcularmos a concentração dos íons S^{2-} utilizaremos a segunda etapa de ionização e no equilíbrio, temos:



$$K_2 = [H^+] \cdot [S^{2-}] / [HS^-]$$

$$3,0 \cdot 10^{-14} = 10^{-4} \cdot [S^{2-}] / 10^{-4}$$

$$[S^{2-}] = 3,0 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

m

47. a) $K_a = 8,0 \times 10^{-5}$

b) $[CH_3COO^-] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ M}$

c) $pH = 3,70$

d) $[H_2O] = [CH_3COO^-] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ M}$

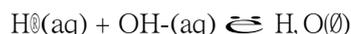
$$[CH_3COOH] = (0,05 - 2,0 \times 10^{-3}) \text{ M} = 0,05 \text{ M}$$

$$[OH^-] = 5,0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

48. 11

49. a) O NH_4OH , pois das substâncias relacionadas apenas ela e o $NaOH$ são básicas e podem portanto

diminuir a acidez, e das duas, só o $\text{NH}_3 \cdot \text{OH}$ contém nitrogênio.

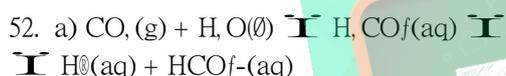


b) Ao solubilizar-se em água, a amônia reage com esta, formando o cátion amônio e o ânion hidroxila, em um equilíbrio ácido-base (Equação 1). Com o aumento da concentração de H^+ , caso do vinhoto, a hidroxila é protonada (Equação 2), deslocando o equilíbrio da Equação 1 no sentido da formação do produto, ou seja, de consumo de mais amônia quando comparado com a água pura.



50. [D]

51. [C]



b) O sangue se tornaria ácido ($\text{pH} < 7$).

53. a) O uso contínuo de $\text{Ca}(\text{OC})_2$, sobre o pH da água de uma piscina causa:

- Hidrólise do sal.

Esse processo aumenta o pH, já que o meio tende a ficar básico devido à existência de um ácido fraco - HCO_2H - e uma base forte - $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

- A ação oxidante do ácido hipocloroso.

A semi-reação fornecida indica que a ação oxidante do HCO_2H também causa aumento do pH.



A ação oxidante do HCO_2H também pode ser representada pela equação:



b) O ajuste de pH deve ser feito pela adição de ácido clorídrico (HCl):



54. [A]

55. [B]

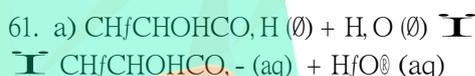
56. [C]

57. [E]

58. [E]

59. F F F V V

60. [C]



b) $[\text{H}^+(\text{aq})] = 10^{-2}$ (ou 0,01 M)

62. [B]

63. [A]

64. a) 0,01 M.

b) $\text{pH} = 3,70$.

c) $[\text{OH}^-] = 5,0 \times 10^{-11}$ M.

d) 2,0 %.

65. [A]

66. [A]

67. [D]

68. [E]



x mol/L 10^{-4} mol/L 10^{-4} mol/L $\text{pH} = 4,0$

$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-1} = (10^{-x} \cdot 10^{-y})/x$$

$$x \approx 5,6 \cdot 10^{-y} \text{ mol / L}$$

Hipóteses simplificadoras;

- 1 - Admite-se o volume da solução igual a 1,0 litro.
- 2 - Por tratar-se de ácido fraco e não se ter conhecimento prévio do seu grau de ionização, a quantidade de matéria, em mols, no equilíbrio é aproximadamente a mesma que a dissolvida no início.

70. a) pH = 9

b) A acidez do limão tende a neutralizar o meio básico, diminuindo a concentração de íons OH⁻ e deslocando o equilíbrio para o lado direito. Isso provoca a diminuição da concentração da metilamina, que é a substância responsável pelo odor característico do peixe.

71. a) A concentração de [H⁺] do suco de limão é 100 vezes maior que a do suco de tomate.

b) Os sucos de tomate e de limão contém ácidos orgânicos fracos, dissolvidos, e para resolver a questão é necessário conhecer a concentração em mol/L desses ácidos nos referidos sucos. Sendo HA o ácido fraco do suco de limão e n mol/L a concentração inicial desse ácido:



equilíbrio

$$\text{HA} = (n - 10^{-x}) \text{ mol/L}$$

$$\text{H}^+ = (10^{-x} \text{ mol/L})$$

$$\text{A}^- = (10^{-x} \text{ mol/L})$$

1 L de suco de limão - 10^{-x} mol de H⁺

0,1 L de suco de limão - 10^{-x} mol de H⁺

Adicionando-se 10^{-x} mol de OH⁻ a 0,1L de suco de limão, são neutralizados os 10^{-x} mol de H⁺, mas o equilíbrio (I) desloca-se para a direita, produzindo mais H⁺, e o suco continua com [H⁺] > [OH⁻], ou seja, o meio continua ácido. Para calcular a quantidade de OH⁻ necessária para neutralizar o suco de limão

precisamos conhecer a concentração n mol/L ou a constante de ionização do ácido HA.

O mesmo raciocínio vale para o suco de tomate.

72. a) 11

b) Geometria piramidal.
Ligação covalente.

73. a) Considere o equilíbrio:



In⁻
(vermelho) (azul)

Em meio ácido há excesso de íons H⁺, o equilíbrio é deslocado no sentido de formação de HIn, portanto o papel apresentará uma cor vermelha.

b) No diálogo a parte em que há um conceito de química errado:

" - E de que cor os sais deixam o tornassol?
- Sempre da mesma cor. Não têm nenhum efeito sobre ele. ..."

Há um erro, pois, há sais de caráter ácido, neutro e básico, isto é, um sal de caráter ácido, quando dissolvido em água, torna o meio ácido e, portanto, o papel de tornassol teria a cor vermelha. Um sal de caráter básico deixaria o papel de tornassol com uma cor azul.