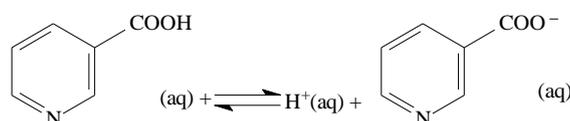


EQUILÍBRIO IÔNICO

01 - (Unifor CE/2008/Janeiro)

A niacina (ácido nicotínico) é uma vitamina do complexo B. Sua deficiência causa doenças da pele e do sistema nervoso. Dissolvida em água, produz solução com $\text{pH} < 7$, a $25\text{ }^\circ\text{C}$.



Para uma solução $2,0 \times 10^{-3}\text{ mol/L}$ de niacina a $[\text{H}^+_{(\text{aq})}] = 5,5 \times 10^{-4}\text{ mol/L}$. Com esse dado pode-se calcular o valor da constante do equilíbrio apresentado. Seu valor é igual a

- $3,0 \times 10^{-10}\text{ mol/L}$
- $3,0 \times 10^{-5}\text{ mol/L}$
- $1,5 \times 10^{-4}\text{ mol/L}$
- $1,5 \times 10^{-8}\text{ mol/L}$
- $1,5 \times 10^{-10}\text{ mol/L}$

Gab: C

02 - (Ufms MS/2008/Biológicas)

Adicionou-se um ácido HA a um balão volumétrico de 100 mL , contendo 50% do volume em água destilada. Uma vez completado o volume do balão com água destilada, observou-se que parte do ácido adicionado encontrava-se ionizado e que, no equilíbrio formado, havia $0,1\text{ mol/L}$ de ácido e $3,0 \times 10^{-3}\text{ mol/L}$ de íons H^+ . A respeito desse equilíbrio, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

(Dados: $\log 3 = 0,477$ e $\log 0,1 = 1$).

- No equilíbrio $K_a = 9,0 \times 10^{-5}$.
- O número de mols de íons H^+ no equilíbrio é igual a 3×10^{-3} .
- O grau de ionização desse ácido é de 0,03%.
- O pH dessa solução é igual a 1.
- A soma das concentrações de todas as espécies envolvidas no equilíbrio é igual a $0,106\text{ mol/L}$.

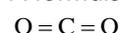
Gab: 017

03 - (Unesp SP/2008/Exatas)

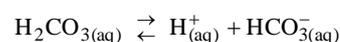
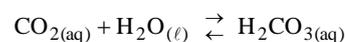
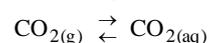
As moléculas de N_2 e de CO_2 , presentes na atmosfera, apresentam momento dipolar resultante igual a zero. Em contato com a água, cujas moléculas apresentam momento dipolar resultante diferente de zero (solvente polar), uma fração considerável do CO_2 atmosférico passa para a fase aquosa, enquanto que o N_2 permanece quase que totalmente na atmosfera. Desenhe a estrutura da molécula de CO_2 e explique, utilizando equações químicas, a passagem do CO_2 para a fase aquosa.

Gab:

A fórmula estrutural da molécula do CO_2 é:



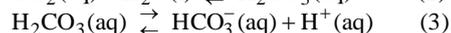
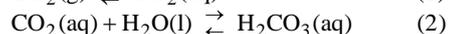
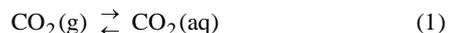
A passagem do $\text{CO}_{2(\text{g})}$ para a fase aquosa pode ser representada pelas seguintes equações:



04 - (Ufrn RN/2008)

A concentração de CO_2 na atmosfera vem aumentando nos últimos anos. Segundo os cientistas, o aumento da quantidade desse gás que é dissolvida no oceano pode prejudicar particularmente os corais e as espécies que têm conchas duras.

O equilíbrio do CO_2 em solução aquosa pode ser representado pelas seguintes etapas:



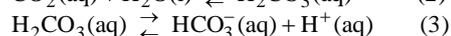
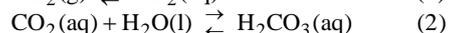
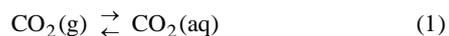
A dissolução do CO_2 no oceano provoca

- a) aumento do pH, devido à formação do ácido acético.
- b) diminuição do pH, devido à formação do ácido acético.
- c) aumento do pH, devido à formação do ácido carbônico.
- d) diminuição do pH, devido à formação do ácido carbônico.

Gab: D

05 - (Ufrn RN/2008)

O equilíbrio do CO_2 em solução aquosa pode ser representado pelas seguintes etapas:



As etapas **(1)** e **(3)**, mostradas na questão anterior, representam, **respectivamente**, processos de:

- a) condensação e dissociação
- b) dissolução e dissociação
- c) condensação e ionização
- d) dissolução e ionização

Gab: D

06 - (Uem PR/2007/Janeiro)

Considere que, a 25°C , temos uma solução ácida aquosa (ácido monoprotico) com concentração $0,02 \text{ mol/L}$ e cujo grau de ionização do ácido é 15% .

A essa temperatura, o valor da constante de ionização do ácido (K_a) é, aproximadamente,

- a) $5,3 \times 10^{-8}$.
- b) $4,5 \times 10^{-8}$.
- c) $5,3 \times 10^{-4}$.
- d) $0,0045$.
- e) $4,5 \times 10^{-4}$.

Gab: C

07 - (Uem PR/2007/Julho)

Um certo rejeito orgânico industrial é composto de fenol ($K_a = 10^{-10}$), 2,4-dinitrofenol ($K_a = 10^{-4}$) e álcool benzílico ($K_a = 10^{-18}$) solubilizados em solvente orgânico de baixa polaridade. Considerando que esse rejeito é submetido aos tratamentos descritos abaixo,

Tratamento 1

- 1.a) Adição de solução aquosa de NaHCO_3 ;
- 1.b) Separação de fases;
- 1.c) Adição de HCl em excesso à fase aquosa até nova formação de fases.

Tratamento 2

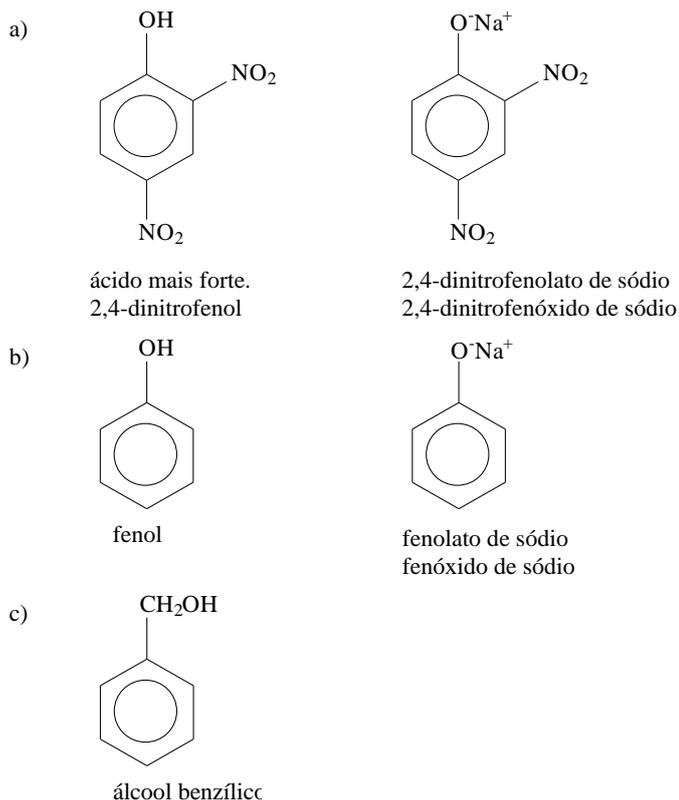
- 2.a) Adição de solução aquosa de NaOH à fase orgânica obtida ao final do tratamento 1.b;
- 2.b) Separação de fases;
- 2.c) Adição de HCl em excesso à fase aquosa até nova formação de fases.

Tratamento 3

A fase orgânica obtida ao final do tratamento 2.b é submetida a um processo de destilação.

- a) desenhe a fórmula estrutural do componente do rejeito (que é o ácido mais forte) e da sua forma solúvel em água que é obtida após o tratamento 1.a e dê os seus respectivos nomes;
- b) desenhe a fórmula estrutural do componente do rejeito e da sua forma solúvel em água que é obtida após o tratamento 2.a e dê os seus respectivos nomes;
- c) desenhe a fórmula estrutural do componente do rejeito que é obtido após o tratamento 3 e dê o seu nome.

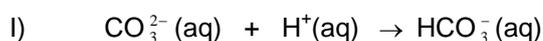
Gab:

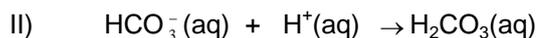


08 - (Ufmg MG/2007/1ªFase)

Para determinar-se a quantidade de íons carbonato, CO_3^{2-} , e de íons bicarbonato, HCO_3^- , em uma amostra de água, adiciona-se a esta uma solução de certo ácido.

As duas reações que, então, ocorrem estão representadas nestas equações:





Para se converterem os íons carbonato e bicarbonato dessa amostra em ácido carbônico, H_2CO_3 , foram consumidos 20 mL da solução ácida. Pelo uso de indicadores apropriados, é possível constatar-se que, na reação I, foram consumidos 5 mL dessa solução ácida e, na reação II, os 15 mL restantes.

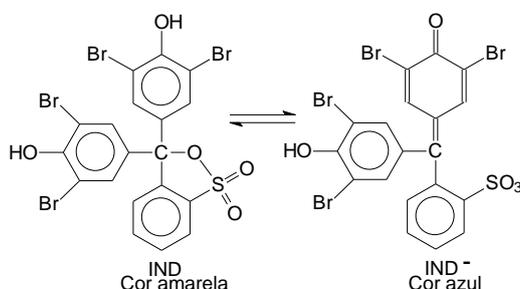
Considerando-se essas informações, é CORRETO afirmar que, na amostra de água analisada, a proporção inicial entre a concentração de íons carbonato e a de íons bicarbonato era de

- a) 1 : 1.
- b) 1 : 2.
- c) 1 : 3.
- d) 1 : 4.

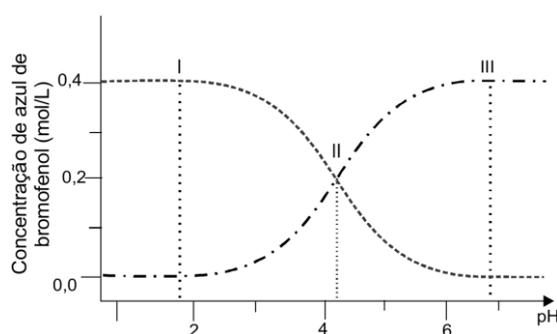
Gab:B

09 - (Ufg GO/2007/2ªFase)

De acordo com um estudo de indicadores ácido-base (*Quim. Nova*, 2006, 29, 600), o equilíbrio ácido-base do corante azul de bromofenol pode ser representado por



e o perfil da concentração desse corante em função do pH é representado no gráfico abaixo.



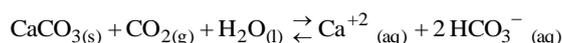
Com base nas informações apresentadas,

- a) identifique as espécies químicas presentes na solução em I, II e III;
- b) calcule o valor da constante de equilíbrio em II, sabendo que nesse pH, $[\text{H}^+] = 3,2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.

Gab:

- a) Em I, tem-se IND
Em II, tem-se IND e IND^-
Em III, tem-se IND^-
- b) $K = [\text{H}^+] = 3,2 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$

- b) Qual o tipo de ligação presente no cloreto de sódio? Por que esse sal é bastante solúvel em água?
- c) Considerando os átomos neutros correspondentes aos cátions citados no texto acima, qual deles apresenta o menor potencial de ionização? Escreva a distribuição eletrônica desse elemento.
- d) A reação abaixo representa o equilíbrio entre CaCO_3 e HCO_3^- , mediado pela quantidade de CO_2 dissolvido na água. Os corais, encontrados em mares e oceanos, possuem na sua constituição CaCO_3 . Sabe-se que, em águas frias, a quantidade de CO_2 é maior do que em águas quentes. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, onde se espera encontrar uma maior quantidade de corais, em regiões de mares frios ou quentes? **Justifique.**



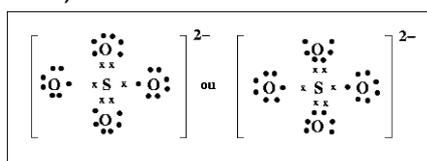
- e) Devido ao alto teor de sal, a água do mar é imprópria para consumo humano e para a maioria dos usos. Qual seria o processo de separação mais apropriado para que a água do mar pudesse ser consumida? Por que?

Gab:

a)

Fórmula Molecular: MgCl_2

Fórmula de Lewis (Fórmula Eletrônica)



b)

Tipo de ligação: Iônica

Compostos iônicos se dissociam em água.

c)

Elemento: Potássio

Distribuição eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

d)

Mares quentes. Como em mares quentes a concentração de CO_2 é menor, o equilíbrio da reação será deslocado no sentido de formação do CaCO_3 .

e)

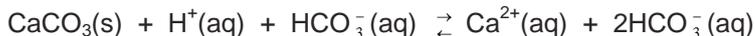
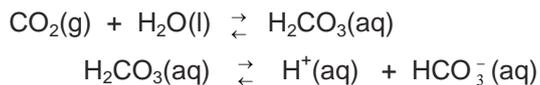
Destilação simples, porque a água do mar constitui uma mistura homogênea.

12 - (Unesp SP/2007/Exatas)

Um dos métodos que tem sido sugerido para a redução do teor de dióxido de carbono na atmosfera terrestre, um dos gases responsáveis pelo efeito estufa, consiste em injetá-lo em estado líquido no fundo do oceano. Um dos inconvenientes deste método seria a acidificação da água do mar, o que poderia provocar desequilíbrios ecológicos consideráveis.

Explique, através de equações químicas balanceadas, por que isto ocorreria e qual o seu efeito sobre os esqueletos de corais, constituídos por carbonato de cálcio.

Gab:



Inicialmente, ocorre aumento da acidez dos oceanos e posterior dissolução do carbonato de cálcio (CaCO_3) que entra na constituição dos corais. Esse sal em meio ácido, dissolve formando íons bem mais solúveis, os bicarbonatos: $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$

13 - (ITA SP/2007)

Um indicador ácido-base monoprótico tem cor vermelha em meio ácido e cor laranja em meio básico. Considere que a constante de dissociação desse indicador seja igual a $8,0 \times 10^{-5}$.

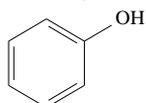
Assinale a opção que indica a quantidade, em mols, do indicador que, quando adicionada a 1 L de água pura, seja suficiente para que 80% de suas moléculas apresentem a cor vermelha após alcançar o equilíbrio químico.

- a) $1,3 \times 10^{-5}$
- b) $3,2 \times 10^{-5}$
- c) $9,4 \times 10^{-5}$
- d) $5,2 \times 10^{-4}$
- e) $1,6 \times 10^{-3}$

Gab: E

14 - (Furg RS/2007)

O fenol, substância de caráter ácido, tem a fórmula estrutural abaixo:



Sobre o fenol, é correto afirmar que:

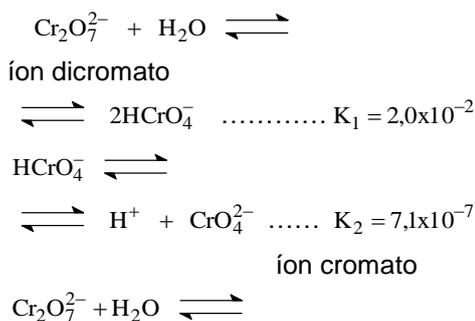
- a) sob a mesma pressão, o ponto de ebulição do fenol deve ser maior que o do benzeno.
- b) a solubilidade do fenol em solução de hidróxido de sódio é menor que em água, pois há formação do fenóxido de sódio.
- c) o benzeno apresenta uma maior solubilidade em água do que o fenol.
- d) uma solução 0,1 mol/L a 25°C tem pH 5,0 e seu K_a é $1,0 \times 10^{-5}$.
- e) o fenol, com um $pK_a = 9,0$ é um ácido mais forte que o ácido acético, com $pK_a = 4,75$.

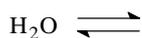
Gab: A

15 - (Fuvest SP/2006/2ª Fase)

Considere uma solução aquosa diluída de dicromato de potássio, a 25 °C. Dentre os equilíbrios que estão presentes nessa solução, destacam-se:

Constantes de equilíbrio (25°)





- a) Calcule o valor da constante de equilíbrio K_3 .
- b) Essa solução de dicromato foi neutralizada. Para a solução neutra, qual é o valor numérico da relação $[\text{CrO}_4^{2-}]^2 / [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]$? Mostre como obteve esse valor.
- c) A transformação de íons dicromato em íons cromato, em meio aquoso, é uma reação de oxirredução? Justifique.

Gab:

a) $K_3 = K_1 \cdot K_2 \cong 10^{-14}$

b) Para a solução neutra, $[\text{H}^+] = 10^{-7}$:

$$K_3 \cong \frac{[\text{CrO}_4^{2-}]^2 [\text{H}^+]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 10^{-14} \cong (10^{-7})^2 \cdot \frac{[\text{CrO}_4^{2-}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{[\text{CrO}_4^{2-}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]} \cong 1$$

O valor numérico da relação é 1.

c) Não, pois nenhum elemento químico envolvido sofre variação no número de oxidação:

$\text{H} = +1$, $\text{O} = -2$, $\text{Cr} = +6$.

16 - (Ufms MS/2006/Exatas)

O ácido fosfórico puro, $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{s})$, é um sólido incolor e cristalino. Em solução aquosa a 85%, em peso, dá origem a um líquido oleoso, usado na preparação de fertilizantes e de restaurações dentárias, bem como acidulante em bebidas refrigerantes. Esse ácido, em solução aquosa a 25 °C, apresenta três constantes de ionização, cujos valores são:

$4,7 \times 10^{-13}$ mol/L, $7,1 \times 10^{-3}$ mol/L e $6,3 \times 10^{-8}$ mol/L.

A respeito do ácido fosfórico aquoso 0,10 mol/L, a 25°C, é correto afirmar que

01. sua ionização se dá em três etapas sucessivas, sendo portanto um ácido forte, com grau de ionização (α) maior que 50%.
02. possui três hidrogênios ionizáveis, sendo que o primeiro deles se ioniza mais facilmente que o terceiro, porém com mais dificuldade que o segundo.
04. sua constante de ionização global é igual a $2,1 \times 10^{-22}$ (mol/L)³.
08. um litro de sua solução será completamente neutralizado por 0,2 mol de hidróxido de sódio.
16. em sua solução, no equilíbrio, as concentrações das espécies, em ordem decrescente, serão:



Gab: 020

17 - (Uel PR/2006)

Dentre as teorias que buscam desvendar a ação do tempo no envelhecimento, existe a dos radicais livres. O ácido ascórbico (vitamina C) é uma substância hidrossolúvel presente nas frutas cítricas, verduras e legumes e, por possuir ação antioxidante, combate os radicais livres, agindo contra o envelhecimento da pele.

Dado:

Fórmula Molecular da vitamina C = $C_6H_8O_6$

Com base no texto e nos conhecimentos sobre o tema, considere as afirmativas a seguir.

- I) A propriedade ácida da vitamina C é mostrada na reação representada por: $C_6H_8O_6 + KHCO_3 \rightarrow C_6H_7O_6K + CO_2 + H_2O$.
- II) A vitamina C é hidrossolúvel, devido à presença de grupos hidroxilas que permitem a formação de ligações intermoleculares com as moléculas de água, denominadas ligações de hidrogênio.
- III) Sabendo-se que a constante de ionização para a equação $C_6H_8O_6 \rightarrow C_6H_7O_6^- + H^+$ é pK_{a1} é igual a 4,17, então para a equação $C_6H_7O_6^- \rightarrow C_6H_6O_6^{2-} + H^+$ o pK_{a2} será menor que 4,17.
- IV) A propriedade oxidante da vitamina C é mostrada na reação representada por: $C_6H_8O_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_6O_6 + 2HCl$.

Estão corretas apenas as afirmativas:

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

Gab: A

18 - (Ufpe PE/2006)

Sabe-se que o íon hipoclorito pode se combinar com a água, originando uma reação ácido-base, cuja constante de equilíbrio é $3,0 \times 10^{-7}$. Considere as afirmações abaixo.

- 1) Soluções de NaClO são alcalinas.
- 2) O íon hipoclorito é um ácido fraco.
- 3) O HClO é o ácido conjugado ao ClO^- .
- 4) A concentração de ClO^- em uma solução de NaClO $0,30 \text{ mol L}^{-1}$ será menor que $0,30 \text{ mol L}^{-1}$.

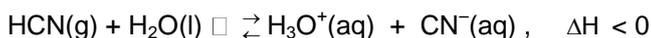
Estão corretas apenas:

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

Gab: D

19 - (Puc PR/2006)

Dada a equação em equilíbrio:



Assinale a alternativa correta:

- a) A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda.
- b) A adição de um ácido forte, desloca o equilíbrio para a direita.
- c) Para aumentar o rendimento da reação, devemos diminuir a pressão.
- d) O HCN (aq) é um ácido muito forte.
- e) A adição de uma base, aumenta a concentração do CN^- .

Gab: E

20 - (Uni-Rio RJ/2006)

Muito utilizado como desinfetante sanitário, médico e cirúrgico, o fenol que é intermediário na fabricação do ácido pícrico, ácido salicílico e outros importantes compostos, quando dissolvido em água, libera o íon:

- hidroxila
- fenil
- benzil
- hidroxônio
- toluil

Gab: D

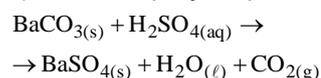
21 - (Unicamp SP/2006)

Nas questões anteriores, foi mostrado o importante papel que a Química desempenha na saúde; entretanto, erros humanos podem acontecer com graves conseqüências. Em 2003, por exemplo, cerca de vinte pessoas que se submeteram a exame de raios X faleceram pela ingestão de uma suspensão de sulfato de bário mal preparado. Este sal é muito pouco solúvel em água, mesmo em soluções ácidas. O método utilizado para a sua preparação pode ter sido a reação direta entre o carbonato de bário (sal muito pouco solúvel em água) e uma solução de ácido sulfúrico. Esse método não seria o mais indicado para o caso.

- Escreva a equação química da aludida reação de preparação, conforme o texto.
- Supondo que tenham sido utilizados 600 quilogramas de carbonato de bário e excesso de ácido sulfúrico, qual seria a massa de sulfato de bário obtida se o rendimento da reação fosse de 100%?
- Se a síntese do sulfato de bário tivesse ocorrido com rendimento de 100%, o trágico acidente não teria acontecido. Certamente as mortes foram provocadas pela presença de íons bário “livres” no organismo das pessoas. Justifique quimicamente esse fato.

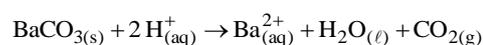
Gab:

- A equação química da reação de síntese do BaSO_4 é:



- $\cong 7,1 \cdot 10^5 \text{ g}$ ou $7,1 \cdot 10^2 \text{ kg BaSO}_4$

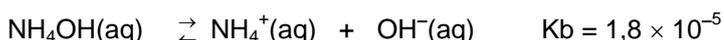
- No processo de preparação da suspensão de BaSO_4 , esta ficou contaminada com BaCO_3 . Diferentemente do sulfato, o carbonato de bário é solubilizado no estômago, liberando íons Ba^{2+} :



Estes íons Ba^{2+} livres foram absorvidos pelo organismo, levando à morte dos pacientes.

22 - (Puc RS/2005/Julho)

Tem-se 250 mL de uma solução 0,100 mol/L de hidróxido de amônio, à temperatura de 25°C. Nesta solução ocorre o equilíbrio:



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

- diminuirá aumentará
- diminuirá diminuirá
- aumentará aumentará
- aumentará diminuirá

e) ficará constante ficará constante

Gab: A

23 - (Ueg GO/2005/Julho)

O ácido cianídrico tem ampla aplicação industrial, sendo matéria-prima para a fabricação de vários bens de consumo. Entretanto, ao trabalhar-se com essa substância deve-se tomar o devido cuidado. Esse gás em concentrações superiores a $0,3 \text{ mg.L}^{-1}$ de ar é fatal. Em determinado experimento, um químico utilizou uma solução aquosa de ácido cianídrico na concentração de $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. A temperatura do experimento foi rigorosamente controlada a 25°C . Nessa temperatura, o grau de ionização do ácido é igual a $8,0 \times 10^{-3}\%$.

Considerando as informações acima e os seus conhecimentos sobre reações químicas, responda aos itens abaixo:

- Represente a equação química da ionização do ácido cianídrico em água.
- Calcule a concentração de íons H_3O^+ na solução utilizada pelo químico.
- Calcule a constante de ionização do ácido cianídrico nessa solução, nessas condições.

Gab:

- $\text{HCN(aq)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$
- $8,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$
- $K_i = 6,4 \cdot 10^{-12}$

24 - (Uerj RJ/2005/2ªFase)

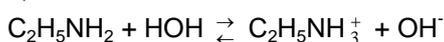
A etilamina e a dimetilamina são substâncias orgânicas isômeras, de fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$, que apresentam caráter básico acentuado. Quando dissolvidas na água, em condições reacionais idênticas, elas se ionizam e possuem constantes de basicidade representadas, respectivamente, por K_1 e K_2

- Indique a ordem decrescente das constantes K_1 e K_2 e escreva a equação química que representa a ionização da etilamina em meio aquoso.
- Foram dissolvidos 2,25 g de etilamina em quantidade de água suficiente para o preparo de 500 mL de uma solução aquosa.

Supondo que, sob determinada temperatura, esse soluto encontra-se 10% ionizado, determine a concentração de íons OH^- , em $\text{mol} \times \text{L}^{-1}$.

Gab:

- A basicidade da dimetilamina é maior do que a da etilamina, portanto $K_2 > K_1$.



- $0,01 \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$

25 - (Ufms MS/2005/Exatas)

Muitas reações químicas, feitas em determinadas condições, são reversíveis, ou seja, ao mesmo tempo em que as substâncias reagentes se transformam em produtos, os produtos reagem entre si reconstituindo os reagentes. A respeito dos equilíbrios químicos, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

- Uma vez que uma reação atinge o equilíbrio, a uma determinada temperatura, nenhum fator poderá alterar o valor da respectiva constante de equilíbrio.
- Um litro de solução aquosa contendo, dissolvidos, um mol de ácido acético puro e um mol de acetato de sódio, tem seu pH alterado para 13, após a dissolução de 4g de hidróxido de sódio nessa solução. Considere as massas atômicas: Na=23,0, H=1,0 e O=16,0.
- Em um par conjugado, quanto mais forte for o ácido, mais fraca será a sua base conjugada e, ao contrário, quanto mais forte for a base, mais fraco será seu ácido conjugado.
- Todos os íons solúveis em água sofrem hidrólise em maior ou menor grau, produzindo soluções ácidas ou básicas, com pH menor ou maior que 7, respectivamente.

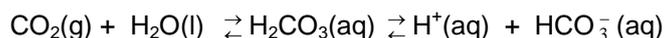
16. A adição de um íon que seja comum a um sistema em equilíbrio sempre irá deslocar esse equilíbrio no sentido de diminuir a concentração em quantidade de matéria do íon em questão.

Gab: 20

26 - (Furg RS/2005)

Ao borbulhar CO₂(g) em um becker contendo água pura, obtiveram-se os seguintes valores de pH da solução, relativamente ao tempo e a duas diferentes temperaturas.

A equação considerada é representada por:



T = 0 °C		T = 25 °C	
pH	Tempo (min)	pH	Tempo (min)
7,0	0	7,0	0
5,5	3	6,0	3
3,6	5	4,1	5
3,6	9	4,1	9
3,6	14	4,1	14

Considerando o equilíbrio acima, analise as afirmativas:

- I. A reação é endotérmica.
- II. A reação é exotérmica.
- III. A solução final é alcalina.
- IV. A adição de OH⁻ deslocará o equilíbrio para a esquerda.

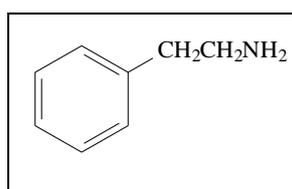
Assinale a alternativa que apresenta a(s) afirmativa(s) correta(s).

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

Gab: C

27 - (Unicamp SP/2005)

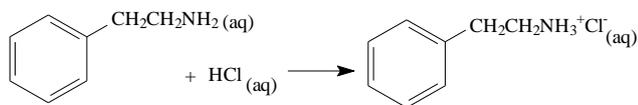
A comunicação que ocorre entre neurônios merece ser destacada. É através dela que se manifestam as nossas sensações. Dentre as inúmeras substâncias que participam desse processo, está a 2-feniletilamina a qual se atribui o "ficar enamorado". Algumas pessoas acreditam que sua ingestão poderia estimular o "processo do amor" mas, de fato, isto não se verifica. A estrutura da molécula dessa substância está a seguir representada.



- a) Considerando que alguém ingeriu certa quantidade de 2-feniletilamina, com a intenção de cair de amores, escreva a equação que representa o equilíbrio ácido-base dessa substância no estômago. Use fórmulas estruturais.
- b) Em que meio (aquoso) a 2-feniletilamina é mais solúvel: básico, neutro ou ácido? Justifique.

Gab:

a. Observe a fórmula a seguir



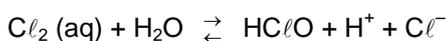
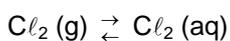
b. Em meio neutro: a solubilidade é baixa, pois, predomina a cadeia apolar da 2-feniletilamina.

Em meio básico: a solubilidade é menor devido ao excesso de ânions OH^- que deslocam o equilíbrio no sentido dos reagentes.

Em meio ácido: a solubilidade é maior, pois, os cátions H_3O^+ interagem com os ânions OH^- do equilíbrio deslocando-o no sentido dos produtos.

28 - (Unifesp SP/2004/1ªFase)

Quando se borbulha $\text{Cl}_2(\text{g})$ na água, estabelecem-se os seguintes equilíbrios:



Analisando-se esses equilíbrios, foram feitas as seguintes afirmações:

- I. Quanto maior o pH da água, maior será a solubilidade do gás.
- II. Pode ocorrer desprendimento de Cl_2 gasoso se for adicionado NaCl sólido à solução.
- III. A constante de dissociação do HClO aumenta se for adicionado um ácido forte à solução, a 25°C .

Está correto o que se afirma em:

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

Gab: C

29 - (Uerj RJ/2004/2ªFase)

Na tabela a seguir estão caracterizados três dos ácidos carboxílicos presentes em nosso dia-a-dia.

nome oficial	nome vulgar	forma de ocorrência	fórmula estrutural	ponto de ebulição (°C)
ácido butanóico	ácido butírico	odor de manteiga rançosa	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$	164
ácido octanóico	ácido caprílico	odor de cabras	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$	238
ácido hexanodióico	ácido adípico	composição de um nylon	$\text{HO}-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \end{matrix}-(\text{CH}_2)_4-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$	265

- a) Calcule a constante de ionização do ácido butanóico, que possui grau de ionização igual a 1,20 %, em 1,00 L de solução aquosa cuja concentração é igual a $0,10 \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$.
- b) Justifique a diferença entre o ponto de ebulição do ácido octanóico e o dos demais ácidos da tabela.

Gab:

- a) $K_a = 1,5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.
- b) O ácido octanóico e o ácido butanóico apresentam o mesmo número de ligações de hidrogênio, logo o ácido de maior massa apresentará o maior ponto de ebulição e este ácido é o octanóico.
O ácido octanóico possui ponto de ebulição menor do que o ácido hexanodióico porque apresenta apenas um grupo carboxila, enquanto que o outro possui dois grupos carboxila e conseqüentemente faz maior número de ligações de hidrogênio.

30 - (Ufg GO/2004/2ªFase)

O pH do sangue humano é mantido entre 7,35 e 7,45 por uma série de equilíbrios químico que envolvem as espécies H_2CO_3 , HCO_3^- e CO_2 . Quando uma pessoas é gravemente queimada, ocorrendo uma perda significativa de sangue, a quantidade de oxigênio disponível nos tecidos é reduzida. Isso resulta na produção excessiva de ácido láctico (ácido 2-hidroxi-propanóico) e, conseqüentemente, na diminuição do pH do sangue.

- a) Escreva as equações químicas que representam as reações que ocorrem no sangue para restabelecer o valor do pH, quando esse é diminuído devido à produção de ácido láctico.
- b) Escreva a expressão da constante de equilíbrio do processo total descrito em (a).

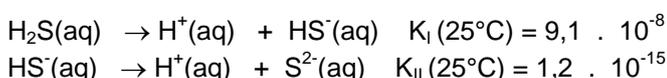
Gab:



b)
$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}] \cdot [\text{HCO}_3^-]}$$

31 - (ITA SP/2004)

Na temperatura de 25 °C e pressão igual a 1 atm, a concentração de H_2S numa solução aquosa saturada é de aproximadamente 0,1 mol L⁻¹. Nesta solução, são estabelecidos os equilíbrios representados pelas seguintes equações químicas balanceadas:



Assinale a informação **ERRADA** relativa a concentrações aproximadas (em mol L⁻¹) das espécies presentes nesta solução.

- a) $[\text{H}^+]^2 [\text{S}^{2-}] 1 \times 10^{-23}$
 b) $[\text{S}^{2-}] 1 \times 10^{-15}$
 c) $[\text{H}^+]^2 1 \times 10^{-7}$
 d) $[\text{HS}^-] 1 \times 10^{-4}$
 e) $[\text{H}_2\text{S}] 1 \times 10^{-1}$

Gab: C

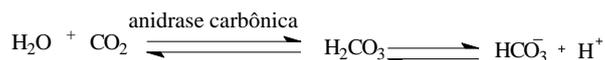
32 - (IME RJ/2004)

Calcule a concentração de uma solução aquosa de ácido acético cujo pH é 3,00, sabendo que a constante de dissociação do ácido é $1,75 \times 10^{-5}$.

Gab: $5,71 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

33 - (Uepg PR/2003/Julho)

A enzima anidrase carbônica, que catalisa a reação representada abaixo, está envolvida no controle do equilíbrio ácido-básico do sangue e da velocidade da respiração. Sobre este assunto, assinale o que for correto.



01. A reação não ocorre na ausência da enzima.
02. HCO_3^- é um ácido de Lewis.
04. H_2CO_3 e HCO_3^- constituem um par ácido-base conjugada.
08. O aumento da concentração de CO_2 resulta no aumento da concentração de H_2CO_3 e na diminuição do valor do pH sanguíneo.
16. A remoção do íon bicarbonato (HCO_3^-) do sistema desloca a reação para a direita, isto é, no sentido da formação deste sal.

Gab: 12

34 - (Uftm MG/2003/1ªFase)

Observe a tabela que considera volumes iguais de quatro soluções aquosas de ácidos com mesma concentração em quantidade de matéria ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) e valores aproximados da constante de equilíbrio (K_a).

Soluções	K_a (25°C)
$\text{HCN} (aq)$	$4,0 \times 10^{-10}$
$\text{HClO} (aq)$	$3,0 \times 10^{-8}$
$\text{H}_3\text{C}-\text{COOH} (aq)$	$1,9 \times 10^{-5}$
$\text{HNO}_2 (aq)$	$5,0 \times 10^{-4}$

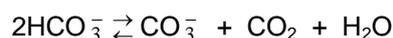
Sobre essas soluções, pode-se afirmar que:

- a) o $\text{HClO} (aq)$ é o mais ionizado.
- b) o $\text{HCN} (aq)$ é o que apresenta maior acidez.
- c) o $\text{HNO}_2 (aq)$ é o mais ionizado.
- d) o $\text{H}_3\text{C}-\text{COOH} (aq)$ é o que apresenta maior acidez.
- e) o $\text{HCN} (aq)$ é o mais ionizado.

Gab: C

35 - (Uerj RJ/2003/2ªFase)

A clara do ovo de galinha é um sistema complexo, contendo proteínas, sais e gases dissolvidos em solução aquosa. Para uma boa conservação do ovo, faz-se necessário manter seu pH próximo à neutralidade. Entretanto, devido à porosidade da casca, ocorrem trocas gasosas com a atmosfera externa ao ovo, o que pode levar a alterações do pH. Na equação química a seguir, que representa o equilíbrio envolvido neste sistema, o aumento da concentração de íons hidrogenocarbonato produz elevação da acidez. Admita que apenas elevados valores de pH acarretem a degradação do ovo.



Considere uma câmara de armazenamento de ovos que possibilita o controle da composição da atmosfera em seu interior.

Com base na equação de equilíbrio, indique a condição atmosférica na qual a câmara deve ser regulada para maximizar a conservação dos ovos. Justifique sua resposta.

Gab:

Aumento das concentrações de CO_2 e de H_2O , na atmosfera. Deslocamento do equilíbrio no sentido de consumo de carbonato e conseqüente aumento da acidez no interior do ovo.

36 - (Ufg GO/2003/2ªFase)

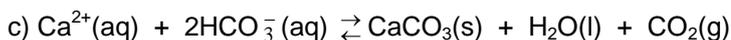
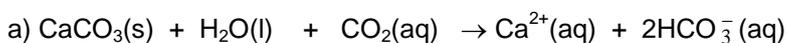
No Parque estadual de Terra Ronca, localizado no município de São Domingos, encontra-se a caverna de Terra Ronca, com seus imensos salões formados por estalactites e estalagmites. Essas formações rochosas, excluindo-se os silicatos, são constituídas, basicamente, por carbonatos. Durante o processo de formação das estalactites e estalagmites, a água da chuva, lentamente, dissolve a rocha. Quando a água que atravessa uma camada de calcário (carbonato de cálcio) contém dióxido de carbono, há uma reação na qual o mineral é dissolvido formando uma solução aquosa.

As gotas resultantes dessa dissolução desprendem-se das fendas das cavernas e, então, parte do dióxido de carbono presente nas gotas d'água é liberada para a atmosfera, ocorrendo a reação inversa e a precipitação do calcário, que, conseqüentemente, forma as estalactites e estalagmites.

Com base no texto acima, pede-se:

- Escreva a equação química completa pra a dissolução do carbonato de cálcio em água.
- Escreva a equação química completa para a dissolução do dióxido de carbono em água.
- Explique a formação das estalactites e estalagmites com base na equação química completa para esse processo.

Gab:



o carbonato de cálcio sólido presente em depósitos subterrâneos é dissolvido quando em presença de água e $\text{CO}_2(\text{aq})$ formano em solução aquosa de íons $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ e $2\text{HCO}_3^-(\text{aq})$. Porém, quando essa solução chega ao interior de uma caverna, ocorrerá a reação inversa, precipitando o carbonato de cálcio e desprendendo parte do CO_2 sob a forma de gás.

37 - (Ufu MG/2003/2ªFase)

Para se temperar saladas, as donas de casa usam limão ou vinagre, pois frutas cítricas, como o limão, possuem, entre outros componentes, o ácido cítrico, enquanto que, no vinagre, o componente principal é o ácido acético.

- a) Considerando que o ácido cítrico apresenta massa molar igual a 192 g/mol e sua análise elementar (composição percentual em massa, é 37,5% C, 4,2% H e 58,3% O), pergunta-se:

Qual é a fórmula molecular do ácido cítrico?

- b) Considere os dados apresentados.

Dados:

* K_a do ácido cítrico = $8,0 \cdot 10^{-4}$

* K_a do ácido acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$

Pergunta-se: Qual dos dois ácidos é o mais forte em solução aquosa? Explique.

Gab:



- b) ácido cítrico devido a sua maior constante ácida.

38 - (Fepcs DF/2003)

A extensão com que um ácido fraco se ioniza em solução aquosa varia muito, o que pode ser avaliado pela constante de ionização e pela concentração da solução em quantidade de matéria.

Considere o ácido cianídrico em solução aquosa na concentração 10^{-2} mol/L. A sua constante de ionização é $K_a = 4,84 \times 10^{-10}$ e, nessa concentração, o HCN se encontra 0,022% ionizado. Se a 10mL dessa solução acrescenta-se água destilada e avoluma-se a 1,0L a solução final, como conseqüência, a ionização do HCN passará a ser de:

- 0,44%
- 0,22%

- c) 0,11%
 d) 0,044%
 e) 0,011%

Gab: B

39 - (Uel PR/2003)

Uma parte do CO_2 formado durante o processo da respiração dissolve-se no sangue e é um dos componentes responsáveis pela constância de seu pH. Entretanto, a perda ou o acúmulo excessivo de CO_2 no sangue pode provocar uma pequena variação em seu pH.

Considere, a uma dada temperatura, a seguinte reação e a sua respectiva constante de equilíbrio:



Com base nessas informações, é correto afirmar:

- a) A constante de equilíbrio varia com a concentração de água.
 b) Ao aumentar o pH do meio, a reação é deslocada para a esquerda.
 c) O acúmulo excessivo de CO_2 diminui o pH.
 d) No instante em que diminuir o pH do meio, o valor de K aumenta.
 e) O excesso de HCO_3^- provoca uma diminuição de pH.

Gab: C

40 - (Ufms MS/2003/Biológicas)

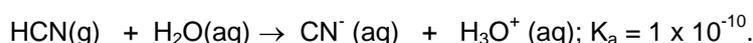
Considerando que a ionização do ácido acético, CH_3COOH , em meio aquoso, é insignificante em relação às suas moléculas não-ionizadas, e sabendo-se que a 25°C ele apresenta $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, é correto afirmar que:

01. as concentrações 0,1 e 1,0 mol/L do ácido apresentam o mesmo grau de ionização.
 02. o ácido acético mais concentrado apresenta maior grau de ionização.
 04. o ácido acético 0,1 mol/L apresenta grau de ionização $\alpha = 1,3\%$.
 08. em 1000 moléculas de ácido acético aquoso, 1,0 mol/L, aproximadamente 42 se ionizam.
 16. se for adicionada pequena quantidade de acetato de sódio em qualquer solução aquosa de ácido acético, a 25°C , K_a não será alterada.

Gab: F; F; F; F; V

41 - (Ufc CE/2002/1ª Fase)

O íon cianeto (CN^-), quando na forma de ácido cianídrico (HCN), é um agente tóxico, não somente originado dos sais iônicos utilizados em processos industriais, mas também naturalmente da hidrólise da "amigdalina", substância presente em sementes de maçã, ameixa e pêssigo. A partir dessa informação, considere o equilíbrio químico descrito abaixo



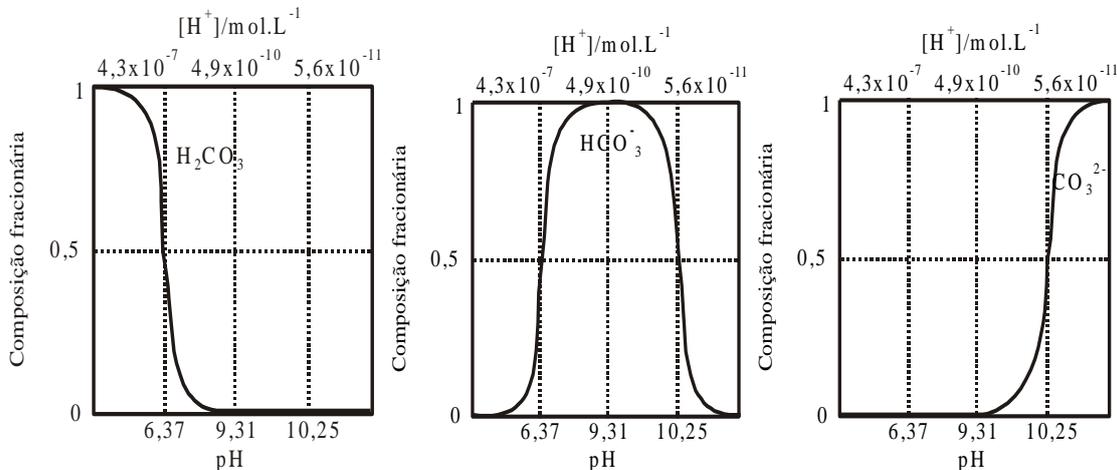
Assinale a alternativa correta.

- a) A elevada acidez do HCN é destacada pelo valor de $\text{p}K_a = 10$. Em soluções com valores de pH acima de 10, há o favorecimento da formação do HCN.
 b) O HCN é considerado um ácido forte, e o valor de K_a justifica as mais elevadas concentrações de íons CN^- e H_3O^+ comparativamente ao HCN, no equilíbrio.
 c) O íon cianeto é uma base relativamente forte, razão pela qual reage prontamente com ácidos fracos ou fortes para formar o cianeto de hidrogênio.
 d) O HCN é considerado um ácido fraco, que, em soluções com valores de pH muito abaixo de 10, ocorre majoritariamente na forma dissociada.
 e) A baixa acidez relativa do HCN é ressaltada pelo modelo de Lewis, onde o íon CN^- atua como um bom receptor de pares de elétrons sigma.

Gab: C

42 - (Ufg GO/2002/2ª Fase)

Os gráficos, a seguir, ilustram as composições fracionárias (fração molar) das espécies envolvidas no equilíbrio de ionização do ácido carbônico em meio aquoso, em função do pH.



Considerando o equilíbrio de ionização representado,

- a) quais as expressões e os valores das constantes de equilíbrio nos pH 6,37 e 10,25?
- b) em quais condições de pH os refrigerantes são comercializados? Justifique, considerando que a liberação de gás carbônico no momento em que refrigerantes são abertos, é um fator comercialmente importante.

Gab:

a)
Para pH = 6,36 →

Expressão: $K_i = \frac{[H^+].[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$;

Valor = $4,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

Resolução:

	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$		
Ini	M	0	0
Rf	Mx	Mx	Mx
Eqil	M-Mx	Mx	Mx

Como o grau de ionização do H₂CO₃ é de 50% e a [H⁺] = 4,3 · 10⁻⁷, temos:

$$K_i = \frac{[H^+].[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} \rightarrow K_i = \frac{[H^+].[M\alpha]}{[M-M\alpha]} \rightarrow K_i = \frac{[H^+]\alpha}{1-\alpha} \rightarrow K_i = \frac{4,3 \cdot 10^{-7} \cdot (0,5)}{1-0,5} \rightarrow K_i = \frac{4,3 \cdot 10^{-7} \cdot (0,5)}{0,5}$$

$K_i = 4,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

Para pH = 10,25 →

Expressão: $K_i = \frac{[H^+].[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$

Valor = $5,6 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$

Resolução:

A partir do pH igual a 9,31 a fração H_2CO_3 atinge valor zero e a fração HCO_3^- atinge valor 100%, logo, a próxima ionização deverá ser analisada a partir do HCO_3^- , e não a partir do H_2CO_3 . Assim, a nova expressão de equilíbrio é

$$K_1 = \frac{[H^+].[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} \text{ e seu valor é calculado por:}$$

	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$		
Ínio	M	O	O
RF	Mk	Mk	Mk
Eqil	Mk	Mk	Mk

$$K_1 = \frac{[HCO_3^-].[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} \rightarrow K_1 = \frac{[H^+].[M\alpha]}{[M - M\alpha]} \rightarrow K_1 = \frac{[H^+]\alpha}{1 - \alpha} \rightarrow K_1 = \frac{5,6 \cdot 10^{-11} \cdot (0,5)}{1 - 0,5} \rightarrow K_1 = \frac{5,6 \cdot 10^{-11} \cdot (0,5)}{0,5} \rightarrow K_1 = 5,6 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

b) Os refrigerantes são comercializados, normalmente, em $2 < \text{pH} < 3$ o caracteriza a sua acidez. Esse pH é decorrente da dissolução do CO_2 em água, formando o equilíbrio: $CO_2(g) + H_2O \rightleftharpoons <H_2CO_3> \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$. A dissolução do CO_2 em água obedece à Lei de Henry: quanto maior a pressão sobre o sistema e menor for a temperatura, maior será a dissolução do CO_2 . No momento da abertura do refrigerante, há uma diminuição da pressão sobre o sistema, favorecendo o deslocamento do equilíbrio para a esquerda e liberando o CO_2 (g).

43 - (Unicamp SP/2002)

Finalmente, nossos heróis chegam ao local. O guarda noturno da empresa, meio estonteado, estava algemado num canto da sala, detido para averiguações. Estrondosa e Rango cumprimentam a todos e ouvem cuidadosamente os relatos. Uma explosão, seguida de incêndio e de outras explosões, destruiu o almoxarifado onde estava um lote de certo fármaco caríssimo, recém-chegado da matriz. As evidências indicavam que o produto fora trocado e haviam tentado eliminar as provas. O vigia, mesmo alegando inocência, fora detido como possível cúmplice de uma suposta quadrilha.

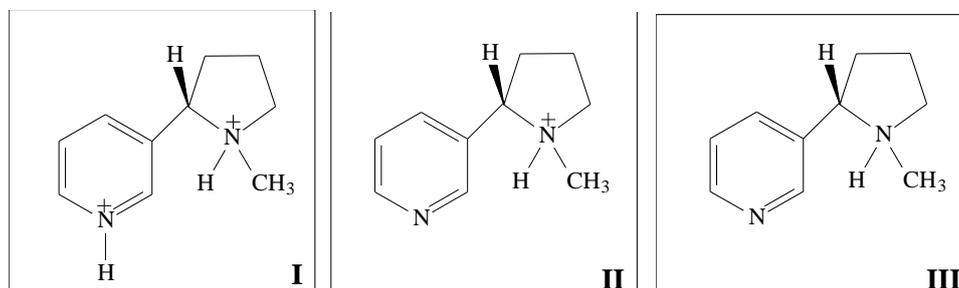
A sala não era grande e nela havia muitos fumantes. O inspetor, com seu charuto, era o campeão da fumaça.

– Quanta nicotina! – pensou Rango.

Ele sabia muito bem dos malefícios do cigarro; sabia que as moléculas de nicotina, dependendo do meio em que se encontram, podem se apresentar segundo as formas I, II e III, abaixo representadas, e que sua absorção no organismo é favorecida pela reação delas com uma base, por exemplo, amônia.

a) A constante de dissociação para o próton ligado ao nitrogênio do anel piridínico (anel maior) é $K_1 = 1 \times 10^{-3}$. Para o próton ligado ao nitrogênio do anel pirrolidínico, essa constante é $K_2 = 1 \times 10^{-8}$. Qual dos dois nitrogênios é mais básico? Justifique.

b) Qual das formas, I, II ou III, está presente em maior quantidade em meio amoniacal (bastante amônia)? Justifique.



Gab:

a) Pelo exposto, o nitrogênio do anel pirrolidínico é mais básico, pois faz parte da base conjugada mais forte

b) A forma III está em maior quantidade, pois, devido ao excesso de amônia no meio, as formas I e II dissociam liberando prótons para a amônia, produzindo a forma III.



44 - (Ufpe PE/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) 1,0 M
- b) 10^{-1} M
- c) 10^{-2} M
- d) 10^{-3} M
- e) 10^{-4} M

Gab: C

Justificativa:

O ácido metanóico em solução aquosa apresenta o seguinte equilíbrio de ionização, $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$. Assumindo que a concentração de H^+ da auto-ionização da água é desprezível, temos que $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = x$, a concentração de próton e da base conjugada (HCOO^-) devem ser iguais. Logo, $K_a \approx \frac{([\text{H}^+][\text{A}^-])}{([\text{HA}][\text{H}^+]^0)} = \frac{[\text{H}^+]^2}{([\text{HA}][\text{H}^+]^0)} = \frac{x^2}{(x_0 - x)} \Rightarrow x^2 = K_a(x_0 - x)$, onde x_0 é a concentração inicial do ácido não ionizado, e $[\text{H}^+]^0 = 1 \text{ M}$ é concentração padrão. Como o ácido metanóico é fraco, pode-se inicialmente empregar a seguinte aproximação,

$(x_0 - x) \approx x_0$, logo, tem-se que, $x^2 \approx K_a x_0$, isto é, $x \approx \pm (K_a x_0)^{1/2}$. Como, $K_a = 10^{-4}$ e $x_0 = 1 \text{ } \mu\text{mol} / 1 \text{ } \mu\text{L} = 1 \text{ M}$, então, $x \approx \pm (10^{-4} \cdot 1)^{1/2} = 10^{-2} \text{ M}$, sendo o sinal negativo desconsiderado, pois a concentração é sempre maior ou igual a zero.

Nota-se ainda que estes valores para x e x_0 tornam a aproximação $(x_0 - x) \approx x_0$ consistente.

45 - (ITA SP/2001)

Considere as afirmações abaixo relativas à concentração (mol/L) das espécies químicas presentes no ponto de equivalência da titulação de um ácido forte (do tipo HA) com uma base forte (do tipo BOH):

- I. a concentração do ânion A^- é igual à concentração do cátion B^+ .
- II. a concentração do cátion H^+ é igual à constante de dissociação do ácido HA.
- III. a concentração do cátion H^+ consumido é igual à concentração inicial do ácido HA.
- IV. a concentração do cátion H^+ é igual à concentração do ânion A^- .
- V. a concentração do cátion H^+ é igual à concentração do cátion B^+ .

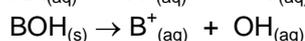
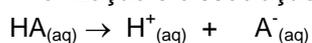
Das afirmações feitas, estão **CORETAS**:

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

GAB: A

RESOLUÇÃO

A ionização e dissociação de eletrólitos forte são de 100%:



Assim,

As afirmações I e III estão corretas:

Afirmção – I → verdadeira: a concentração de BOH é igual à concentração de B^+ ($\alpha = 100\%$); a concentração inicial do ácido HA é igual à concentração de H^+ ($\alpha = 100\%$). Uma vez que os dois eletrólitos apresentam $\alpha = 100\%$ a concentração de $A^- = B^+$

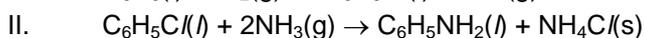
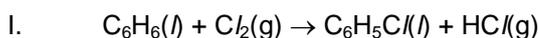
A afirmação –II → falsa: a constante de ionização é expressa por $K_a = \frac{[H^+] \times [A^-]}{[HA]}$, apresentando um valor muito grande para um eletrólito forte. Assim, no ponto de equivalência, a concentração dos íons H^+ é devido à auto-ionização da água e, portanto, $\cong 10^{-7}$ mol/L. logo, o $K_a \neq [H^+]$.

A afirmação –III → verdadeira: a concentração inicial do ácido HA é igual à concentração de H^+ ($\alpha = 100\%$)

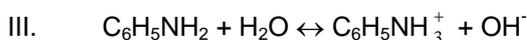
As afirmações IV e V estão erradas: a concentração equivalente de íons H^+ no ponto de equivalência é $\cong 10^{-7}$ mol/L. por outro lado a concentração de $B^+ = A^-$ e não necessariamente igual a 10^{-7} mol/L. Assim, as afirmações IV e V estão erradas.

46 - (UnB DF/2001)

Dos produtos da destilação fracionada do petróleo, obtêm-se derivados, como o benzeno, que abastecem, com matérias-primas, variados ramos industriais. As reações representadas pelas equações I e II abaixo ilustram a produção industrial da anilina (fenilamina), a partir do benzeno, usada na fabricação de corantes e na síntese de medicamentos.



Na dissolução de anilina em água, cuja solubilidade é 3,7g por 100g de água, é estabelecido um equilíbrio que pode ser representado pela equação III, a seguir, cuja constante de equilíbrio é $K_b = 4,2 \times 10^{-10}$.



Com base no texto II, julgue os itens abaixo.

01. A molécula gasosa obtida na equação I apresenta ligação covalente apolar.
02. A anilina reage com ácidos.
03. O valor da constante K_b evidencia que, no equilíbrio, a concentração da anilina é muito pequena.
04. A filtração é um método adequado para a separação dos produtos obtidos na equação II.

Gab: E-C-E-C

47 - (Umg MG/2001)

Considere duas soluções aquosas diluídas, uma de ácido clorídrico (HCl) e a outra de ácido fórmico (HCOOH), de mesma concentração.

- a) INDIQUE qual das duas soluções apresenta maior pH.
- b) COMPARE qualitativamente os valores das constantes de dissociação do ácido clorídrico e do ácido fórmico.
- c) ESCREVA as equações químicas balanceadas correspondentes às reações que ocorrem entre HCl e NaOH e entre HCOOH e NaOH.

Gab:



b) A constante de dissociação do ácido fórmico é menor do que a do ácido clorídrico. O ácido fórmico é fraco, logo apresenta menor constante.





48 - (Uff RJ/2000/2ª Fase)

Uma solução de ácido acético 0,050 M 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:

$\log 2 = 0,301$

Gab:

- a) $K_a = 8,0 \times 10^{-7}$
- b) $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 2,0 \times 10^{-4} \text{ M}$
- c) $\text{pH} = 3,70$
- d) $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 5,0 \times 10^{-11} \text{ M}$

49 - (Ufop MG/2000/2ª Fase)

A tabela abaixo relaciona as constantes de ionização em solução aquosa de alguns ácidos, a 25 °C:

Nome	Fórmula	K_a
Ácido acético	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-3}$
Ácido Fórmico	HCOOH	$1,7 \cdot 10^{-4}$
Ácido Fluorídrico	HF	$2,4 \cdot 10^{-4}$

- a) Dentre os compostos acima, o ácido mais fraco é _____.
- b) A equação de ionização do ácido fórmico em água é
- c) A expressão da constante de equilíbrio (K_a) para a ionização representada pela equação do item (b) é:

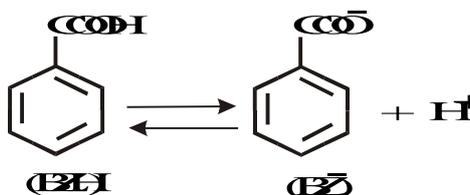
Gab:

- a) ácido acético
- b) $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$
- c) $K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$

50 - (Vunesp SP/2000)

Para evitar o desenvolvimento de bactérias em alimentos, utiliza-se ácido benzóico como conservante. Sabe-se que:

- i. Em solução aquosa, ocorre o equilíbrio:



- ii. A ação bactericida é devida exclusivamente à forma não dissociada do ácido (BzH).
- iii. Quando $[\text{BzH}] = [\text{Bz}^-]$, o pH da solução é 4,2.

Com base nestas informações, e considerando a tabela seguinte,

ALIMENTOPH

Refrigerante.....3,0
 Picles.....3,2
 Leite.....6,5

pode-se afirmar que é possível utilizar ácido benzóico como conservante do:

- a) refrigerante, apenas.
- b) leite, apenas.
- c) refrigerante e picles, apenas.
- d) refrigerante e leite, apenas.
- e) picles e leite, apenas.

Gab: C

51 - (Ufrj RJ/2000)

Os ácidos carboxílicos são considerados ácidos fracos. A tabela a seguir apresenta as constantes de ionização, em valores aproximados, do ácido fórmico e do ácido acético.

ÁCIDO	F. MOLECULAR	KA
Fórmico	HCOOH	10^{-4}
Acético	CH ₃ COOH	10^{-5}

- a) Em uma experiência foram preparadas duas soluções aquosas de mesma molaridade, uma contendo ácido fórmico e outra ácido acético. Indique qual das soluções apresenta menor pH. Justifique sua escolha.
- b) Uma solução aquosa de vinagre contém 0,1 mol/L de CH₃ COOH. Determine a concentração molar de íons acetato nesta solução.

Gab:

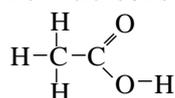
- a) a solução de ácido fórmico pois apresenta maior constante de ionização
- b) $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

52 - (Uerj RJ/1999/1ªFase)

O vinagre é uma solução aquosa diluída que contém o ácido acético ionizado. As fórmulas moleculares e estrutural destes ácidos estão abaixo representadas:

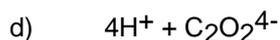
Fórmula molecular: C₂H₄O₂

Fórmula estrutural:



O segundo membro da equação química que representa corretamente a ionização do ácido acético aparece na seguinte alternativa.

- a) $\text{H}^+ + \text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2^-$
- b) $2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_2^{2-}$
- c) $3\text{H}^+ + \text{HC}_2\text{O}_2^{3-}$



Gab: A

53 - (ITA SP/1999)

A um béquer contendo 100 mL de ácido acético 0,10 mol/L, a 25°C, foram adicionados 100 mL de água destilada. Considere que a respeito deste sistema sejam feitas as seguintes afirmações:

- I. O número total de íons diminui.
- II. O número total de íons aumenta.
- III. A condutividade elétrica do meio diminui.
- IV. A condutividade elétrica do meio aumenta.
- V. O número de íons H^+ e H_3CCOO^- por cm^3 diminui.
- VI. O número de íons H^+ e H_3CCOO^- por cm^3 aumenta.

Qual das opções abaixo se refere a todas as afirmações **CORRETAS**?

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

Gab: D

RESOLUÇÃO:

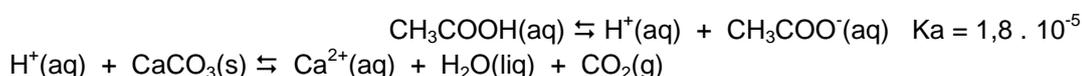
II - Quanto mais diluída for a solução maior será o grau de ionização do eletrólito (*Lei de Ostwald*).

III- Como a solução foi diluída a condutividade elétrica diminui.

V - A concentração dos íons diminuem (diluição).

54 - (Ufpr PR/1999)

O vinagre, conhecido desde a Antiguidade, 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 218 a.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:



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

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 oxi-redução, na qual o álcool etílico é reduzido a ácido acético.

Gab: V-V-F-V-V-F

55 - (Uerj RJ/1998/2ª Fase)

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: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$. A sabedoria popular recomenda que, logo após o manuseio do peixe, se use o limão para remover o cheiro que ficou nas mãos.

- Considerando que, antes do uso do limão, a concentração de íons OH^- no equilíbrio era de $10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$, a 25°C , calcule o pH do meio.
- Aplicando o princípio de Le Chatelier, apresente uma justificativa para a eliminação do cheiro de peixe pelo uso de limão.

Gab:

- pH = 9
- 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.

56 - (ITA SP/1997)

Considere soluções aquosas diluídas de ácido acético, a 25°C , em equilíbrio. A equação abaixo, na qual HA significa ácido acético e A^- o íon acetato, representa este equilíbrio: $\text{HA}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq})$ $K_c = 1,8 \cdot 10^{-5}$. 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 definido $\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]}$ e $\text{C} = \{[\text{A}^-] + [\text{HA}]\}$, assinale a opção cuja afirmação está **ERRADA**:

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

Gab: E

RESOLUÇÃO

a- Verdadeiro

A pressão parcial do HA é proporcional à $[\text{HA}]$.

$$(1 - \alpha) \cdot \text{C} = \left\{ 1 - \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]} \right\} \cdot \{[\text{A}^-] + [\text{HA}]\}$$

$$(1 - \alpha) \cdot \text{C} = [\text{HA}]$$

b- Verdadeiro

A condutividade elétrica em um meio é diretamente proporcional à concentração dos íons presentes no meio (solução):

$$\alpha \cdot \text{C} = \left\{ 1 - \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]} \right\} \cdot \{[\text{A}^-] + [\text{HA}]\}$$

$$\alpha \cdot \text{C} = [\text{A}^-]$$

c- Verdadeiro

O efeito coligativo de abaixamento de temperatura de início de solidificação é diretamente proporcional ao número de partículas de soluto presentes em solução:

$$(1 - \alpha) \cdot \text{C} = \left\{ 1 - \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]} \right\} \cdot \{[\text{A}^-] + [\text{HA}]\}$$

$$(1 - \alpha) \cdot \text{C} = [\text{A}^-] + [\text{HA}] + [\text{A}^-]$$

por outro lado podemos admitir que a $[A^-] = [H^+]$

assim temos, que :

$$(1 - \alpha) \cdot C = [A^-] + [HA] + [A^-]$$

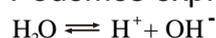
logo, podemos afirmar que a concentração de partículas corresponde a : $(1 - \alpha) \cdot C$

d- Verdadeiro

A concentração **C** aumenta à medida que dissolvemos mais ácido por litro de solução. Da mesma forma maior será o valor de $[A^-]$.

e- Falso

Podemos expressar a auto-ionozação da água como sendo:



Considerando que esse processo contribui para o aumento da concentração de H^+ se torne maior que a concentração de A^- , podemos concluir que a alternativa e é falso.

57 - (ITA SP/1997)

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.

- a) 1,4
- b) $1,4 \times 10^{-3}$
- c) $1,4 \times 10^{-4}$
- d) $3,7 \times 10^{-2}$
- e) $3,7 \times 10^{-4}$

Gab: C

RESOLUÇÃO

$$\alpha = 3,7\%$$

$$M = 0,1 \text{ molar}$$

$$K_i = \alpha^2 \cdot M$$

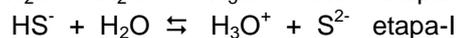
$$K_i = (3,7 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 10^{-1}$$

$$K_i = 1,369 \cdot 10^{-4}$$

58 - (Ufpa PA/1997)

O Sulfeto de hidrogênio, H_2S , é um gás de odor desagradável, produzido pela decomposição anaeróbia de compostos orgânicos. Quando dissolvido em água, o H_2S comporta-se como um diácido fraco. Escreva as equações químicas representativas das etapas de ionização do H_2S na água, a expressão da constante de ionização (K_a), para cada uma dessas etapas e a relação de grandeza existente entre essas constantes de ionização.

Gab: Equações: $H_2S + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HS^-$ etapa-I



Constantes: $K_{I} = [H_3O^+] \cdot [HS^-] / H_2S$; $K_{II} = [H_3O^+] \cdot [S^{2-}] / HS^-$.

59 - (ITA SP/1996)

Um copo, com capacidade de 250 mL, contém 100 mL de uma solução aquosa 0,10 molar em ácido acético na temperatura de 25 °C. Nesta solução ocorre o equilíbrio: $HOAc(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + OAc^-(aq)$ $K_c = 1,8 \cdot 10^{-5}$. A adição de mais 100 mL de água pura a esta solução, com a temperatura permanecendo constante, terá as seguintes consequências.

Concentração de íons acetato
(mol / litro)

Quantidade de íons acetato
(mol)

- | | | |
|----|----------------|-----------------|
| a) | Vai aumentar | Vai aumentar |
| b) | Vai aumentar | Vai diminuir |
| c) | Fica constante | Fica constante. |
| d) | Vai diminuir | Vai aumentar |
| e) | Vai diminuir | Vai diminuir |

Gab: D

RESOLUÇÃO

CH₃ – COOH		H₂O		FINAL
V' = 100mL	+	V = 100mL		V _F = 200mL
M' = 0,1molar				

- Cálculo do grau de ionização α para o ácido no copo:

$$K_c = \alpha^2 \cdot M \rightarrow \alpha^2 = 1,8 \cdot 10^{-4} \rightarrow \alpha = 1,34\%$$

- Cálculo do [H⁺] no copo:

$$[H^+] = \alpha \cdot M \rightarrow [H^+] = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ molar}$$

- Cálculo da concentração molar na solução final:

$$M'V' = M_f \cdot V_f \rightarrow 0,1 \cdot 100 = M_f \cdot 200 \rightarrow M_f = 0,05 \text{ molar}$$

- Cálculo do grau de ionização na solução final:

$$K_c = \alpha^2 \cdot M \rightarrow \alpha^2 = 1,8 \cdot 10^{-4} \div 0,05 \rightarrow \alpha = 1,9\%$$

- Cálculo da [H⁺] na solução final:

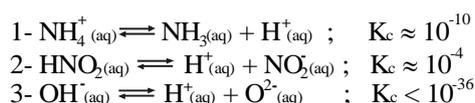
$$[H^+] = \alpha \cdot M \rightarrow [H^+] = 1,9\% \cdot 0,05 \rightarrow [H^+] = 9,5 \cdot 10^{-4} \text{ molar}$$

A concentração do íon H⁺ é igual a concentração do íon acetato, logo: - Haverá uma maior quantidade de íons acetato, porém a concentração molar será menor, isto é, houve um aumento no grau de ionização devido a uma diluição.

Quanto maior a diluição de um eletrólito maior será o grau de ionização (**Lei de Ostwald**) logo, maior quantidade de acetato, porém a concentração não acompanha o aumento do α (solução diluída).

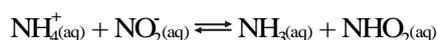
60 - (ITA SP/1996)

Considere as informações seguintes, todas relativas à temperatura de 25°C.



Examinando estas informações, alunos fizeram as seguintes afirmações:

- I. OH⁻ é um ácido muitíssimo fraco.
- II. O ânion NO₂⁻ é a base conjugado do HNO₂.
- III. HNO₂ é o ácido conjugado da base NO₂⁻.
- IV. NH₄⁺ é um ácido mais fraco do que HNO₂.
- V. Para a equação abaixo devemos ter Kc < 1.



Das afirmações acima está(ão) **CORRETA(S)**:

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

e) Apenas II e III.

Gab: A

61 - (Fepa PA/1993)

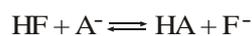
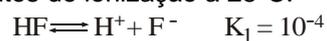
A expressão para a constante de equilíbrio da reação: $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} = Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$ é dada por:

- a) $\frac{[Zn^{2+}_{(aq)}][Cu_{(s)}]}{[Zn_{(s)}][Cu^{2+}_{(aq)}]}$
- b) $\frac{[Zn_{(s)}]}{[Cu_{(s)}]}$
- c) $\frac{[Zn^{2+}_{(aq)}]^2}{[Cu^{2+}_{(aq)}]^2}$
- d) $\frac{[Cu_{(s)}]}{[Cu^{2+}_{(aq)}]}$
- e) $\frac{[Zn^{2+}_{(aq)}]}{[Cu^{2+}_{(aq)}]}$

Gab: E

62 - (Mackenzie SP/1993)

Sejam os equilíbrios aquosos e suas constantes de ionização a 25°C:



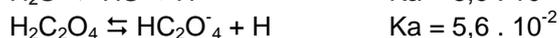
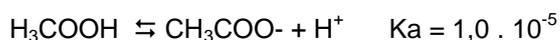
O valor da constante de equilíbrio da reação abaixo, vale:

- a) 10^{-9}
- b) 10^{-5}
- c) 10
- d) 10^{-1}
- e) 10^{-20}

Gab: C

63 - (Uni-Rio RJ/1992)

Dados os ácidos abaixo e suas constantes de ionização, indique aquele cuja base conjugada é a mais fraca:



- a) CH_3COOH
- b) H_2CO_3
- c) HNO_2
- d) H_2S
- e) $H_2C_2O_4$

Gab: E

64 - (Mauá SP/1992)

Ao ser dissolvido 0,1 mol de ácido acético em água suficiente para um litro, constam-se que 0,06 g do ácido acético se ioniza. Qual o grau de ionização do ácido acético nessa solução?

Dado: H = 1; C = 12; O = 16

Gab: 1 %

65 - (ITA SP/1988)

Assinale a afirmação INCORRETA relativa à comparação das duas soluções aquosas seguintes: a primeira foi preparada dissolvendo-se 1,0 mol de ácido forte (HX) em 1 litro de água; a segunda, dissolvendo-se em 1 litro de água 1,0 mol de ácido fraco (AH) com constante de dissociação da ordem de 10^{-6} .

- A solução de HX tem uma concentração de H^+ muito maior do que a solução de AH.
- Enquanto que a dissociação iônica, na primeira solução, pode ser representada por $HX \rightarrow H^+ + X^-$, na segunda solução ela é melhor representada por $AH \rightarrow A^- + H^+$.
- Enquanto que não se deve esperar uma modificação apreciável do pH da primeira solução, por acréscimo de sais do tipo NaX, deve-se esperar um aumento do pH da segunda solução, quando a ela são acrescentados sais do tipo NaA.
- A adição de mais 0,5 mol do ácido HX a cada uma das duas soluções fará com que a concentração de H^+ em ambas aumente igualmente cerca de 0,5 mol/litro.
- A adição de 0,5 mol de NaOH às duas soluções fará com que a concentração de H^+ em ambas diminua de aproximadamente 0,5 mol por litro.

Gab: E

66 - (Taubaté SP)

A constante de ionização do ácido acético a $25^\circ C$ é $1,8 \times 10^{-5}$. Calcular seu grau de dissociação iônica em solução 0,02 molar.

Gab: 3 %

67 - (Osec SP)

São dadas as constantes de ionização do ácido acético (H_3CCOOH) e do ácido hipocloroso ($HClO$), as quais valem, respectivamente, $1,8 \times 10^{-5}$ e $3,5 \times 10^{-8}$. A partir destes dados, podemos concluir que:

- uma solução 0,1 molar de ácido hipocloroso contém mais íons H_3O^+ do que uma solução 0,1 molar de ácido acético.
- o ácido acético é mais forte que o ácido hipocloroso.
- o ácido hipocloroso é mais solúvel que o ácido acético.
- o ácido hipocloroso é mais forte que o ácido acético.

Gab: B

68 - (FCChagas BA)

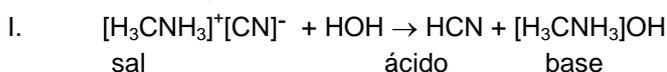
Uma solução 0,05 M de um ácido fraco HA é 1 % ionizada. Qual é, aproximadamente a constante de ionização:

- 5×10^{-8}
- 5×10^{-6}
- 5×10^{-5}
- 2×10^{-3}
- n.d.a.

Gab: B

69 - (FCChagas BA)

O exame dos seguintes dados:



II. constante de ionização:

ácido – $K_1 = 5 \times 10^{-10}$

base – $K_2 = 5 \times 10^{-4}$

permite concluir que, na dissolução em água, do composto $[H_3CNH_3]CN$, se obtém um solução:

- a) básica, porque $K_1 < K_2$.
- b) básica, porque $K_1 > K_2$.
- c) ácida, porque $K_1 < K_2$.
- d) ácida, porque $K_1 > K_2$.
- e) neutra, porque $[ácido] = [base]$

Gab: A

70 - (Umg MG)

O hidróxido de amônio, em solução 10^{-3} M, apresenta grau de ionização 1 % à temperatura ambiente. Sua constante de ionização valerá, aproximadamente, nesta temperatura:

- a) 10^{-2}
- b) 10^6
- c) 10^{-3}
- d) 10^{-6}
- e) 10^{-3}

Gab: D

71 - . (Puc RS)

Considere o equilíbrio químico que se estabelece em uma solução aquosa de ácido acético que pode ser representado pela equação: $CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$

Mantendo-se constante a temperatura e adicionando-se uma solução aquosa de acetato de sódio, de fórmula CH_3COONa , é **incorreto** afirmar que

- a) o equilíbrio se desloca para a esquerda.
- b) aumenta a concentração de CH_3COOH .
- c) aumenta a concentração do íon CH_3COO^- .
- d) diminui a concentração do íon H^+ .
- e) altera o valor numérico da constante de equilíbrio.

Gab: E

72 - (Puc camp SP)

Dados:



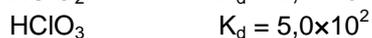
- a) o ácido mais forte é o NO_2^- .
- b) o ácido mais forte é o HCN
- c) o ácido mais forte é o CN^-

- d) o ácido mais forte é o HNO_2
e) n.d.a.

Gab: D

73 - (FCChagas BA)

Considere os oxiácidos do cloro e suas respectivas constantes de dissociação:



O exame dos dados permite afirmar:

- a) A força do ácido é maior quanto maior for o número de oxidação do cloro.
b) Dos oxiácidos apresentados, o mais forte é o HClO.
c) O número de oxidação do cloro no HClO_3 é + 3.

Gab: A

74 - (Unip SP)

Juntamos uma pequena quantidade de cloreto de amônio sólido a uma solução diluída de hidróxido de amônio, mantendo-se a temperatura constante. Como decorrência dessa adição, o grau de dissociação e a constante de ionização do hidróxido de amônio irão, respectivamente:

- a) aumentar; aumentar
b) aumentar; diminuir
c) diminuir; aumentar
d) diminuir; permanecer constante
e) permanecer constante; diminuir.

Gab: D

75 - (Ufpe PE)

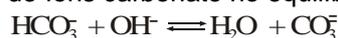
Ácido perclórico (HClO_4) é um ácido forte. Quais as espécies químicas presente, em maior concentração, em uma solução aquosa deste ácido?

- a) H^+ e ClO_4^-
b) HClO_4 e H^+
c) HClO_4 e OH^-
d) H^+ , Cl^- e O_2
e) OH^- , Cl^- e O_2

Gab: A

76 - (Puc camp SP)

Para aumentar efetivamente a concentração de íons carbonato no equilíbrio:



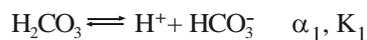
dever-se-ia adicionar:

- a) HCl
b) H_2SO_4
c) NaOH
d) H_2O
e) n.d.a.

Gab: C

77 - (Ufes ES)

Considere as equações:



Podemos afirmar que:

- a) $\alpha_1 = \alpha_2$ e $K_1 = K_2$
- b) $\alpha_1 > \alpha_2$ e $K_1 < K_2$
- c) $\alpha_1 < \alpha_2$ e $K_1 < K_2$
- d) $\alpha_1 > \alpha_2$ e $K_1 > K_2$
- e) $\alpha_1 < \alpha_2$ e $K_1 > K_2$

Gab: D

78 - (Puc RJ)

No equilíbrio: $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$, a concentração dos íons CN^- irá aumentar, se adicionarmos à solução:

- a) um ácido
- b) uma base
- c) um sal de ácido e base fortes
- d) um óxido qualquer
- e) um solvente orgânico

Gab: B

79 - (Osec SP)

Sabendo-se que o grau de ionização (α) de uma solução 0,1 molar de ácido acético a 25° C é $1,35 \times 10^{-2}$, podemos concluir que a constante de ionização do ácido acético, na mesma temperatura é:

- a) $1,84 \times 10^{-3}$
- b) $1,84 \times 10^{-6}$
- c) $1,37 \times 10^{-2}$
- d) $1,82 \times 10^{-5}$
- e) $1,52 \times 10^{-4}$

Gab: D

80 - (Uel PR)

Pelo aumento da concentração de um ácido em solução, ou pelo aumento da temperatura da solução, o grau de ionização desse ácido será, respectivamente:

- a) aumentado, aumentado
- b) diminuído, aumentado
- c) aumentado, diminuído
- d) não será alterado, aumentado
- e) diminuído, não será alterado

Gab: B

81 - (Ufal AL)

Qual o ácido mais forte?

- a) H₂S
- b) HNO₂
- c) H₂CO₃
- d) CH₃COOH
- e) C₆H₆COOH

Gab: E

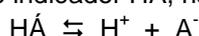
82 - (Ufsc SC)

Uma solução 5 % ionizada de um monoácido tem $K_i = 2,5 \times 10^{-5}$. Calcular a concentração dessa solução em mols/litro.

Gab: 0,01 M

83 - . (Fuvest SP)

Em uma solução aquosa diluída e avermelhada do indicador HA, há o equilíbrio:



sendo que a espécie HA é de cor vermelha e a espécie A⁻ é de cor azul.

- a) O que se observa, se a esta solução for adicionada hidróxido de sódio em excesso?
- b) Escrever as equações químicas correspondentes às reações que ocorreram pela adição do hidróxido.

Gab:

- a) aumenta a cor azul (deslocamento para a direita)
- b) $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$; $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$; $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ (azul)

84 - (UnB DF)

Calcular a concentração molar de um ácido cianídrico, cujo grau de dissociação é 0,01 %.

Dado: K_i do HCN = 10^{-9}

Gab: 0,1 M

85 - (Puc camp SP)

O gás cloro se dissolve parcialmente em água, segundo a reação:



- a) Determine quais serão os valores de (a), (b), (c), (d) e (e).
- b) O que deverá acontecer com o equilíbrio acima, se:
 - b1) adicionarmos base?
 - b2) aumentarmos a pressão?
 - b3) aumentarmos a temperatura?

Gab: a) a = 1; b = 1; c = 1; d = 1; e = 1
 b) b1. desloca para a direita
 b2. desloca para a direita
 b3. desloca para a esquerda

TEXTO: 1 - Comum à questão: 86

A contaminação por arsênio é um problema ambiental grave. Esse elemento encontra-se, na natureza, principalmente na forma de compostos trivalentes e pentavalentes.

Esta tabela mostra as constantes de equilíbrio, K_a , de dissociação do ácido arsênico, H₃AsO₄, a 25 °C:

Equilíbrio de dissociação do ácido arsênico		K_a
$H_3AsO_4 \rightleftharpoons H_2AsO_4^- + H^+$		$K_1 = 10^{-2}$
$H_2AsO_4^- \rightleftharpoons HAsO_4^{2-} + H^+$		$K_2 = 10^{-7}$
$HAsO_4^{2-} \rightleftharpoons AsO_4^{3-} + H^+$		$K_3 = 10^{-12}$

Em águas naturais, o pH do meio pode ser considerado igual a 7. Nesse pH, as espécies predominantes em equilíbrio são $H_2AsO_4^-$ e $HAsO_4^{2-}$.

86 - (Ufmg MG/2006/2ª Fase)

1. **REPRESENTE** a expressão para a constante de equilíbrio K_2 , em função das concentrações das espécies envolvidas nesse equilíbrio.
2. Considerando a expressão desenvolvida no item 1, desta questão, **CALCULE** a razão das concentrações $[HAsO_4^{2-}] / [H_2AsO_4^-]$ para uma água contaminada com ácido arsênico em pH 7.
(Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.)

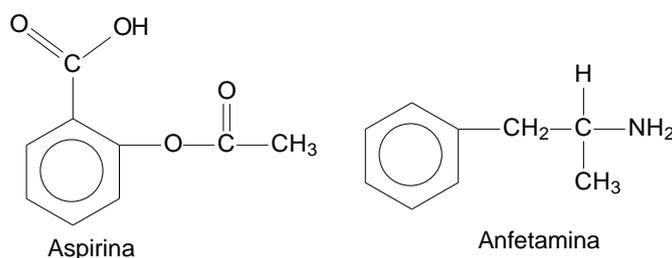
Gab:

1.
$$K_2 = \frac{[HAsO_4^{2-}] \cdot [H^+]}{[H_2AsO_4^-]}$$
2.
$$pH = 7 \rightarrow [H^+] = 10^{-7} \rightarrow$$

$$\rightarrow 10^{-7} = \frac{[HAsO_4^{2-}] \cdot 10^{-7}}{[H_2AsO_4^-]} \rightarrow \frac{[HAsO_4^{2-}]}{[H_2AsO_4^-]} = 1$$

TEXTO: 2 - Comum à questão: 87

No organismo humano, devido à natureza das membranas celulares, os medicamentos são absorvidos em sua forma neutra. Considere os medicamentos aspirina e anfetamina, cujas fórmulas estruturais são



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

Sabe-se que, no estômago, o pH está na faixa de 1-3, e no intestino o pH é maior que 7. Com base nestas informações, pode-se prever que:

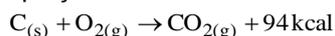
- a) só a aspirina é absorvida no estômago.
- b) só a anfetamina é absorvida no estômago.

- c) só a aspirina é absorvida no intestino.
- d) ambos os medicamentos são absorvidos no estômago.
- e) ambos os medicamentos são absorvidos no intestino.

Gab:A

TEXTO: 3 - Comum à questão: 88

A hulha é também chamada de carvão mineral e apresenta cerca de 80% de carbono. Sua combustão completa pode ser representada de forma simplificada pela equação:



Hoje seu aproveitamento industrial tem sido feito pela destilação seca ou pirólise, que consiste em seu aquecimento (de 600 a 1000 °C) na ausência de oxigênio, processo após o qual se formam três frações.

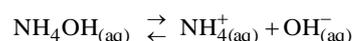
- a) A fração gasosa é o gás de rua (gás de iluminação), que representa cerca de 20% dos produtos da destilação, sendo formada basicamente por H₂ (49%), CH₄ (34%), CO (8%) e o restante por outros gases, entre os quais CO₂, C₂H₆, NH₃ e H₂S.
- b) A fração líquida é constituída
 - I. pelas águas amoniacais, cujos componentes são substâncias nitrogenadas como aminas, NH₄OH, NH₄NO₃ e (NH₄)₂SO₄ usadas, principalmente, na fabricação de fertilizantes agrícolas; e
 - II. pelo alcatrão da hulha, matéria oleosa, escura e constituída de diversas substâncias orgânicas, cuja destilação fracionada separa óleo leve (2%, formado por BTX ou benzeno, tolueno ou metilbenzeno, e xilenos ou orto-, meta- e paradimetilbenzeno, etc.), óleo médio (12%, formado por fenol ou hidroxibenzeno, cresóis ou orto-, meta- e para-metil-hidroxibenzeno, etc.), óleo pesado (10%, formado por naftaleno e seus derivados), óleo de antraceno (25%, formado por antraceno e fenantreno) e piche (51%).
- c) A fração sólida é o coque (70% da hulha), um carvão leve e poroso usado principalmente na indústria siderúrgica na obtenção do aço.

REIS, Martha. Interatividade Química. Volume Único, São Paulo, FTD, 2003 [adapt.]

88 - (Ufpel RS/2007)

Na fração líquida, chamada de águas amoniacais, têm-se em solução as seguintes substâncias: NH₄OH, NH₄NO₃ e (NH₄)₂SO₄.

Considerando que o hidróxido de amônio ioniza-se segundo a equação



a presença das outras duas substâncias

- a) aumenta a quantidade de NH₄OH não ionizado no sistema, por deslocar o equilíbrio para a esquerda.
- b) aumenta a quantidade de NH₄OH não ionizado no sistema, por deslocar o equilíbrio para a direita.
- c) diminui a quantidade de NH₄OH, por aumentar a quantidade de NH₄⁺ no sistema.
- d) diminui a quantidade de NH₄OH, por retirar do sistema íons OH⁻.
- e) não altera o equilíbrio em questão.
- f) I.R.

Gab: A

TEXTO: 4 - Comum à questão: 89

Num brejo, quando animais e vegetais morrem, acabam ficando dentro da lama (sem oxigênio) onde passam a sofrer decomposição (apodrecendo), transformação provocada por microorganismos e chamada de decomposição

anaeróbica. Ela envolve muitas reações químicas, nas quais se formam, entre outros gases: CH₄, H₂S (cheiro de ovo podre) e CO₂; desses gases apenas o metano e o gás sulfídrico são inflamáveis. Uma dessas reações é a fermentação da celulose, substância presente em grande quantidade nos vegetais e possível de ser representada de forma simplificada pela equação:



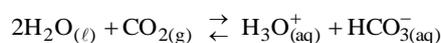
Processo semelhante acontece em biodigestores com restos de animais, de vegetais, sobras de comida e, até mesmo, fezes. A mistura gasosa resultante, nesse caso, é chamada de biogás. Algumas fazendas e cidades brasileiras já exploram esse recurso energético, cujo resíduo pode ser usado como adubo (fertilizante)

TITO & CANTO. Química na abordagem do cotidiano. v.4, Química Orgânica, 3 ed. São Paulo: Moderna 2003. [adapt.]

89 - (Ufpel RS/2007)

Analise as seguintes afirmativas a respeito das interações dos principais constituintes do biogás com a água.

- I. Ao dissolver o gás metano, a água reage com ele, formando monóxido de carbono e hidrogênio gasoso.
- II. A água dissolve maiores quantidades de CH₄ e de CO₂ do que de H₂S porque os primeiros são compostos orgânicos apolares e o último, um composto inorgânico polar.
- III. Ao dissolver o gás carbônico, a água reage com ele, formando o equilíbrio representado pela equação:



- IV. Ao dissolver o gás sulfídrico, a água reage com ele, formando o equilíbrio representado pela equação:



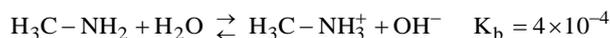
Dessas afirmativas estão corretas apenas

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

Gab: C

TEXTO: 5 - Comum à questão: 90

Muitas substâncias químicas são as responsáveis pelos fortes odores resultantes da deterioração e putrefação de alimentos a base de proteína, dentre elas, as aminas. A metilamina, CH₃NH₂, é uma das substâncias produzidas na decomposição de proteínas e apresenta odor intenso e desagradável e é também responsável pelo cheiro característico do peixe, perceptível no final do dia das feiras livres. A equação representa o equilíbrio químico da metilamina e seus íons em solução aquosa, a 25 °C:



90 - (Fgv SP/2008)

Analise as afirmações seguintes.

- I. Utilizando 1 litro de água potável com duas colheres de sopa de água sanitária (solução de NaClO), prepara-se uma solução para limpar estofados com resíduos de peixe. Isso permite que a equação se desloque para a direita, diminuindo a concentração da metilamina.
- II. O vinagre pode ser adicionado ao peixe, diminuindo a concentração de íons hidroxila do equilíbrio, deslocando para a direita, diminuindo a concentração da metilamina.

III. O equilíbrio da equação pode ser deslocado para a direita, adicionando-se um pouco de solução de bicarbonato de sódio (NaHCO_3), que é um sal de características ácidas.

Está correto somente o contido em

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

Gab: B