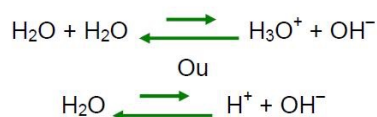


AUTOIONIZAÇÃO DA ÁGUA

A água é um eletrólito muito fraco que sofre autoionização segundo a reação:



Como essa é uma reação reversível, ela atinge o estado de equilíbrio, que pode ser representado por uma constante em termos de concentração:

$$K_i = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Como a concentração de água é praticamente constante, pode-se escrever:

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

K_w é o produto entre K_i e $[\text{H}_2\text{O}]$. O valor experimental para K_w , a 25 °C, é de 10^{-14} . Sendo assim, para uma amostra de água pura a 25 °C, temos:

$K_w(25 \text{ °C}) \approx 1 \times 10^{-14}$ e $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, pois a amostra é neutra.

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

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+]^2$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

Porém, se a água não for pura, o soluto pode ou não alterar as concentrações hidrogeniônicas ($[\text{H}^+]$) ou as concentrações hidroxiliônicas ($[\text{OH}^-]$). Caso isso ocorra, tem-se:

- **Solução ácida** $\Rightarrow [\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$

Portanto, a 25 °C: $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

- **B) Solução básica** $\Rightarrow [\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

Logo, a 25 °C: $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

Atenção!

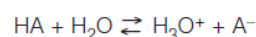
O valor de K_w a 60 ° C é igual a, aproximadamente, 1×10^{-13} . Isso indica

que a reação de autoionização da água é favorecida com o aumento da temperatura e, portanto, é uma reação endotérmica.

EQUILÍBRIO IÔNICO PARA ÁCIDOS E BASES

1. Equilíbrio iônico para ácidos

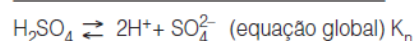
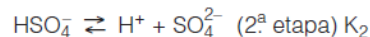
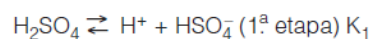
Os ácidos são substâncias moleculares que sofrem ionização em meio aquoso. Essa reação é reversível e, portanto, estabelece equilíbrio. Considere a ionização do ácido genérico HA:



A constante de ionização ou constante de acidez desse ácido é dada por:

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

Para os poliácidos, como o ácido sulfúrico, tem-se:



Em que $K_n = K_1 \cdot K_2$

O K_1 é maior que K_2 pois o primeiro hidrogênio é mais ionizável que o segundo. Isso é válido para todos os ácidos.

É válido lembrar que, quanto maior o K_a , mais forte é um ácido. Ou seja, mais ionizado em H^+ o ácido estará. Observe a tabela:

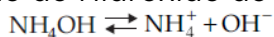
O grau de ionização é a relação entre o número de moléculas ionizadas e o número de moléculas inicialmente envolvidas. Matematicamente:

$$\alpha = \frac{n^\circ \text{ de moléculas ionizadas}}{n^\circ \text{ total de moléculas}} \cdot 100$$

Nome	Fórmula	Ka
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	K ₁ grande K ₂ 1,2 x 10 ⁻²
Ácido acético	CH ₃ COOH	1,74 x 10 ⁻⁵
Ácido benzóico	C ₆ H ₅ COOH	6,20 x 10 ⁻⁵
Ácido cítrico	HOOCCH ₂ C(OH)(COOH)CH ₂ COOH	K ₁ 7,40 x 10 ⁻⁴ K ₂ 1,80 x 10 ⁻⁵ K ₃ 4,00 x 10 ⁻⁷
Ácido clorídrico	HCl	K ₁ Grande
Ácido carbônico	H ₂ CO ₃	K ₁ 4,2 x 10 ⁻⁷ K ₂ 4,8 x 10 ⁻¹¹
Ácido fórmico	HCOOH	K ₁ 6,3 x 10 ⁻⁵
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	K ₁ 7,5 x 10 ⁻³ K ₂ 6,2 x 10 ⁻⁸ K ₃ 3,6 x 10 ⁻¹³
Ácido oxálico	H ₂ C ₂ O ₄	K ₁ 5,60 x 10 ⁻² K ₂ 5,40 x 10 ⁻⁵
Ácido tartárico	HOOCCH(OH)CH(OH)COOH	K ₁ 9,10 x 10 ⁻⁴ K ₂ 4,30 x 10 ⁻⁵

2. Equilíbrio iônico para bases

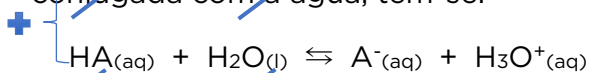
Ao contrário dos ácidos, a maioria das bases sofrem dissociação quando dissolvidas em água. No entanto, as observações feitas para os equilíbrios em meios ácidos são, também, constatadas para os equilíbrios em meios básicos. Por exemplo, se K_b é um valor baixo, temos que a base é fraca e se dissocia pouco em água. Veja o equilíbrio abaixo, de dissociação do Hidróxido de Amônio:



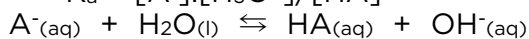
$$K_i \text{ ou } K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

3. Relação entre K_a e K_b de um par conjugado

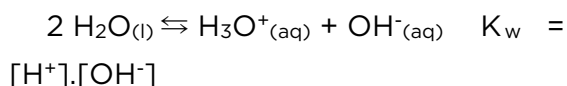
Considerando a reação de um ácido genérico HA e sua base conjugada com a água, tem-se:



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



$$K_b = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$



Portanto,

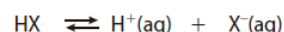
$$K_w = K_a \cdot K_b$$

A partir da análise dessa equação, conclui-se que quanto maior for a força de um ácido ou de uma base,

menor será a força do seu par conjugado e vice-versa.

LEI DE DILUIÇÃO DE OSTWALD

Considerando a dissolução de um monoácido (ácido que possui apenas um hidrogênio ionizável) de fórmula HX que se encontra dissolvido em água, formando uma solução com concentração molar M, e o seu grau de ionização, tem-se:



Início	M	0	0
Reage (ioniza)	Mα	-	-
Forma	-	Mα	Mα
Equilíbrio	M - Mα	Mα	Mα

A constante de equilíbrio é dada pela expressão:

$$K_a = \frac{[M\alpha] \cdot [M\alpha]}{M - M\alpha}$$

Portanto, a manipulação matemática das constantes de acidez e de basicidade para monoácidos e para monobases leva à equação da Lei da Diluição de Ostwald:

Em que M é a molaridade da solução.

Para os ácidos e as bases que apresentam grau de ionização ou dissociação muito baixo, a expressão 1 - α é considerada aproximadamente igual a 1. Logo, a constante de ionização, o grau de ionização e a concentração inicial se relacionam pela expressão:

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

A partir da análise dessas expressões, pode-se concluir que,

- quanto mais diluída for a solução, maior é a extensão de sua ionização ou dissociação.
- quanto maior o grau de ionização ou de dissociação, mantendo constante a concentração molar da

solução, maior é a força do eletrólito.

pH E pOH

Devido aos baixos valores de K_w , $[H^+]$ e $[OH^-]$, Sørensen propôs representar a concentração desses íons numa escala cologaritmica. A esse logaritmo negativo (colog), na base 10, foi dado o nome de potencial, sendo representado por p. Logo:

$$p = \text{colog} = -\log \text{ ou } p = 1/\log$$

Assim, a concentração de íons H^+ e OH^- , em solução, será expressa em termos de potenciais:

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

hidrogeniônico

$$pOH = -\log [OH^-] \Rightarrow \text{potencial}$$

hidroxiliônico

Atenção!

O pH e o pOH são definidos somente para concentrações em mol.L^{-1} . Além disso, esses potenciais são grandezas adimensionais. Para as

soluções, a concentração dos íons H^+ e OH^- é calculada pelas expressões:

$$[H^+] = 10^{-pH} \text{ e } [OH^-] = 10^{-pOH}$$

Portanto, para cada unidade de pH ou pOH que é alterada numa solução, a concentração dos íons H^+ e OH^- é alterada 10 vezes.

1. Relação entre pH, pOH e K_w

Aplicando colog na expressão de K_w , tem-se:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] \quad (-\log)$$

$$-\log K_w = -\log ([H^+] \cdot [OH^-])$$

$$-\log K_w = -\log [H^+] + (-\log [OH^-])$$

Como, $-\log K_w = pK_w$, tem-se:

$$pK_w = pH + pOH$$

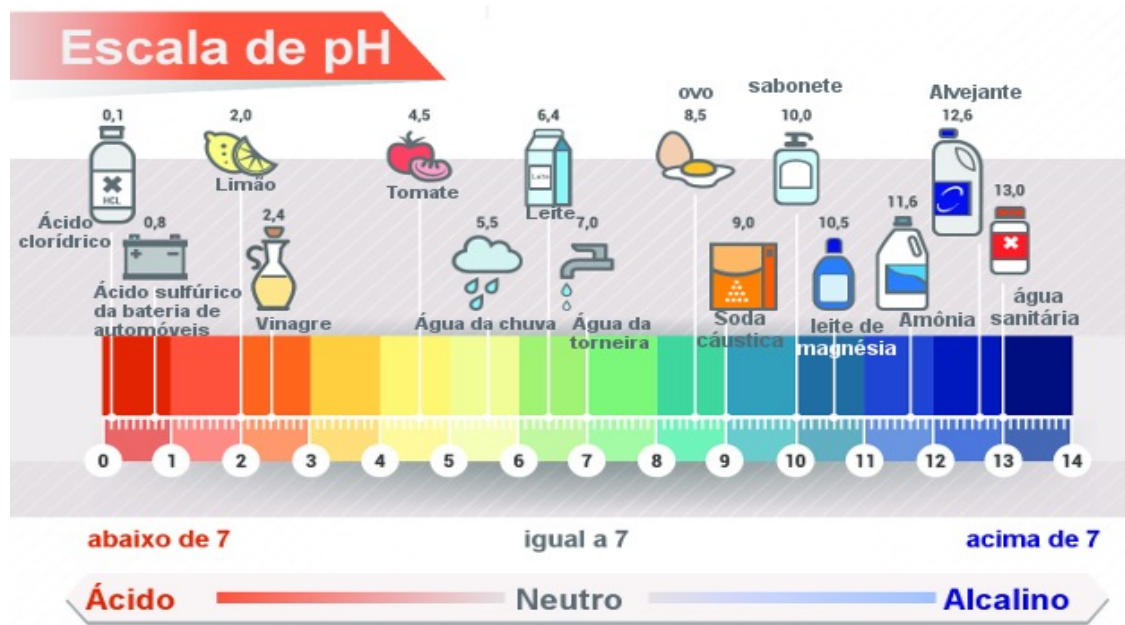
A 25 °C, $K_w = 1 \times 10^{-14}$, portanto:

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

Assim,

$$pH + pOH = 14$$

A partir dessa relação, pode-se classificar as soluções a partir da escala de pH e de pOH, a 25 °C:

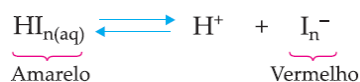


INDICADORES ÁCIDO-BASE

Indicadores são ácidos ou bases fracos que apresentam espécies coloridas em equilíbrio. Por isso, de acordo com o pH, a solução com o indicador pode apresentar diferentes cores.

O funcionamento dos indicadores baseia-se no deslocamento de equilíbrio causado pela alteração de pH da solução.

Considere um indicador ácido, representados genericamente por (HI_n), que ionizam-se conforme o equilíbrio.



A adição de um ácido aumenta a concentração de íons H⁺, deslocando o equilíbrio para a esquerda. Assim, a solução se torna amarela. Se adicionarmos uma base, o equilíbrio se desloca para a direita, tornando meio vermelho.

Todos os indicadores apresentam uma faixa de viragem. A zona ou faixa de viragem é o nome dado ao intervalo de pH no qual um indicador ácido-base sofre a mudança de coloração. A faixa de viragem é útil para determinar com maior precisão o intervalo de pH de uma solução.

A tabela a seguir mostra a cor e a faixa de viragem de alguns indicadores.

Indicador	Cor em pH abaixo da viragem	Intervalo aproximado de pH de mudança de cor	Cor em pH acima da viragem
Violeta de metila	Amarelo	0,0-1,6	Azul-púrpura
Azul de bromofenol	Amarelo	3,0-4,6	Violeta
Alaranjado de metila	Vermelho	3,1-4,4	Amarelo
Azul de bromotimol	Amarelo	6,0-7,6	Azul
Vermelho de metila	Vermelho	4,4-6,2	Amarelo
Vermelho de fenol	Amarelo	6,6-8,0	Vermelho
Fenolftaleína	Incolor	8,2-10,0	Rosa-carmim
Timolftaleína	Incolor	9,4-10,6	Azul
Amarelo de alizarina R	Amarelo	10,1-12,0	Vermelho
Carmim de índigo	Azul	11,4-13,0	Amarelo

SOLUÇÃO TAMPÃO

As soluções tampões são soluções que sofrem apenas uma pequena alteração de pH quando a elas são adicionadas pequenas quantidades de ácidos ou bases fortes ou quando ocorre uma diluição. Essa resistência é resultado do deslocamento, Princípio de Le Châtelier, do equilíbrio entre as espécies participantes do tampão.

Um tampão é constituído de uma mistura de um ácido fraco e sua base conjugada ou de uma base fraca e seu ácido conjugado. Na prática, em geral, são soluções formadas por um ácido fraco e o seu sal correspondente, ou por uma base fraca e o seu sal correspondente.

Exemplos

Ácido acético + acetato de sódio
 Ácido cítrico + citrato de sódio
 Ácido fosfórico + fosfato de sódio
 Amônia + cloreto de amônio

Os tampões têm um papel importante em processos químicos e bioquímicos, nos quais é essencial a manutenção do pH. Assim, muitos processos industriais e fisiológicos requerem um pH fixo para que determinada função seja desempenhada. Por exemplo, o sistema tampão HCO₃⁻/H₂CO₃ é importante fisiologicamente, uma vez

que controla o transporte de CO₂ no sangue e o pH do mesmo.

A fórmula de Henderson-Hasselbach é utilizada para calcular o pH de um tampão. Ela é derivada da expressão da constante de ionização ou dissociação.

Para tampão ácido

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

Para tampão básico

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

Em que [sal] é a concentração em mol.L⁻¹ do sal, [ácido] a concentração em mol.L⁻¹ do ácido e [base] a concentração em mol.L⁻¹ da base.

Atenção!

A máxima eficiência do tampão ocorre quando a concentração dos pares conjugados na solução são iguais. Por isso, geralmente, no preparo dessas soluções, iguala-se a concentração do ácido com a do sal, ou a concentração da base com a do sal correspondente. Dessa forma, a equação poderia ser simplificada:

Tampão ácido: **pH ≅ pKa**

Tampão básico: **pOH ≅ pKb**

HIDRÓLISE SALINA

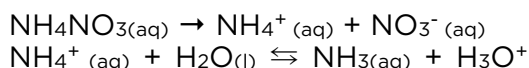
A hidrólise salina é o processo em que o(s) íon(s) proveniente(s) de um sal reage(m) com a água, produzindo soluções com diferentes valores de pH.

O termo hidrólise é uma lembrança das antigas definições de ácidos e de bases. Durante anos, a palavra hidrólise tem sido utilizada para significar o contrário de neutralização. Com o crescente uso da definição de ácido-base de Brønsted-Lowry, essa palavra foi perdendo o significado e hoje se circunscreve às reações entre íons doadores ou receptores de prótons com a água.

1. Hidrólise de um sal derivado de um ácido forte e uma base fraca

Nesse caso, o cátion derivado da base fraca é um ácido mais forte que a água, enquanto que o ânion, por derivar de um ácido forte, é uma base mais fraca que ela. Assim, apenas o cátion é capaz de reagir com água, tornando o meio ácido.

Exemplo:



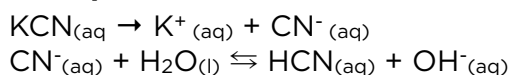
(aq) Solução ácida (pH < 7)

$$K_h = K_a(\text{NH}_4^+) = K_w / K_b(\text{NH}_3)$$

2. Hidrólise de um sal derivado de um ácido fraco e uma base forte

Nesse caso, apenas o ânion derivado do ácido fraco é capaz de reagir com água, tornando o meio básico, visto que este é uma base mais forte que ela.

Exemplo:



Solução básica (pH > 7)

$$K_h = K_b(\text{CN}^-) = K_w / K_a(\text{HCN})$$

3. Hidrólise de um sal derivado de um ácido e uma base fracos

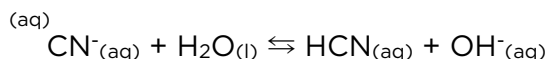
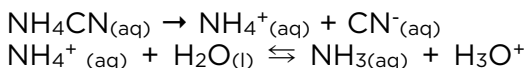
Ambos os íons derivados da dissociação do sal, por derivarem de ácidos e bases fracos, são ácidos e bases mais fortes que a água e, por isso, reagem com ela. No entanto, o caráter da solução resultará da espécie mais forte. Assim, tem-se:

Se $K_a > K_b \rightarrow$ solução ligeiramente ácida (pH < 7)

Se $K_a < K_b \rightarrow$ solução ligeiramente básica ($\text{pH} > 7$)

Se $K_a = K_b \rightarrow$ solução neutra ($\text{pH} = 7$)

Exemplo:

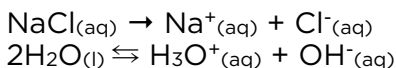


$$K_h = K_w / (K_a(\text{HCN}) \cdot K_b(\text{NH}_3))$$

4. Hidrólise de um sal derivado de ácido forte e base forte

Como a base e o ácido são fortes, os íons são ácidos e bases conjugados mais fracos que a água e, por isso, não são capazes de reagir com ela. Assim, a única reação que ocorre no sistema é a da autoionização da água que gera a mesma quantidade de H^+ e OH^- , o que resulta numa solução neutra.

Exemplo:



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

Em resumo:

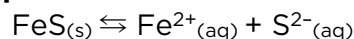
Tipo de Sal	Exemplo	Caráter	pH
Sal de ácido forte e base fraca	NH_4Br	Ácido	Menor 7
Sal de ácido fraco e base forte	NaCN	Básico	Maior 7
Sal de ácido fraco e base fraca	NH_4CN	Ácido Neutro Básico	Menor igual maior } 7
Sal de ácido forte e base forte	NaBr	Neutro	Igual 7

EQUILÍBRIO DE SOLUBILIDADE E KPS

Quando um soluto está dissolvido em água formando uma solução saturada com corpo de fundo, ocorrem, simultaneamente, a dissolução do sólido e a sua precipitação, estabelecendo, assim, um equilíbrio dinâmico heterogêneo. A constante desse equilíbrio é denominada constante do produto de solubilidade, K_{ps} , ou apenas constante de solubilidade, K_s .

O produto de solubilidade (K_{ps}) é uma constante de equilíbrio relacionada com solução saturada, ou seja, que apresenta a máxima quantidade de soluto dissolvida. Coeficiente de solubilidade (C.S.) ou, simplesmente solubilidade (S) é o nome, que se dá a essa máxima quantidade de soluto que uma determinada quantidade de solvente consegue dissolver a uma dada temperatura. O coeficiente de solubilidade será dado em mol/L

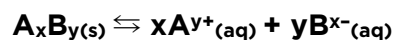
Exemplo:



Como a concentração do sólido é constante, temos:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] = 5 \times 10^{-18}, \text{ a } 25^\circ\text{C.}$$

Genericamente, tem-se:



$$K_{ps} = [\text{A}^{y+}]^x \cdot [\text{B}^{x-}]^y$$

Atenção!

Quando os solutos apresentam a mesma estequiometria de dissociação, quanto maior for o K_{ps} maior será a sua solubilidade. Contudo, caso a estequiometria seja diferente, deve-se realizar o cálculo da solubilidade para determinar o soluto mais solúvel.

OBSERVAÇÕES IMPORTANTES:

- De uma forma geral, valores muito pequenos de K_{ps} revelam que a solubilidade do soluto é muito baixa;
- Se o produto das concentrações dos íons elevados aos respectivos coeficientes estequiométricos (produto iônico) for maior que o K_{ps} , ocorrerá precipitação da substância;
- Se o produto iônico for igual ao K_{ps} , a solução formada será saturada;
- Se o produto iônico for menor que o K_{ps} , a solução formada será insaturada;
- A presença de um íon comum na solução acarreta na diminuição da solubilidade do soluto (efeito do íon comum).

EXERCÍCIOS

Questão 01 - (FCMMG)

O sulfato de bário - $BaSO_4$ - é utilizado para diagnóstico radiológico como principal forma de contraste. É muito pouco solúvel em água ($k_{ps} = 1,1 \times 10^{-10}$), impedindo a liberação de cátions Ba^{2+} , tóxicos. Há 10 anos, um produto de um contraste de sulfato de bário continha carbonato de bário - $BaCO_3$ - que, apesar de baixa solubilidade em água ($k_{ps} = 1,5 \times 10^{-9}$), liberou grande quantidade de cátions Ba^{2+} no estômago de vários pacientes, provocando muitas mortes.

Consideram-se as seguintes proposições:

1. O sulfato não libera cátions Ba^{2+} em grandes quantidades no estômago, como o carbonato.

2. O sulfato forma um ácido forte, e o carbonato forma um ácido fraco.

A respeito dessas proposições, assinale a opção CORRETA:

a) A primeira é uma proposição falsa e a segunda é uma proposição verdadeira.

b) A primeira é uma proposição verdadeira e a segunda é uma proposição falsa.

c) As duas são proposições verdadeiras e a segunda é uma justificativa correta da primeira.

d) As duas são proposições verdadeiras, mas a segunda não é uma justificativa correta da primeira.

Questão 02 - (FCMMG)

Um laboratorista preparou 140,0 mL de uma solução diluída $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ de ácido nítrico - HNO_3 - a partir de uma solução concentrada de densidade $1,40 \text{ g/mL}^{-1}$ e 63% (m/m).

Em relação ao ácido, à solução concentrada e à solução diluída, foram feitas as seguintes afirmativas:

I. O ácido nítrico é um poderoso agente redutor.

II. A concentração da solução concentrada é de $14,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

III. Foram utilizados 5,0 mL da solução concentrada na preparação da solução diluída.

IV. 20,0 mL da solução diluída apresenta um $pH = 2$.

Estão CORRETAS as afirmativas:

a) I e IV, apenas.

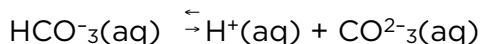
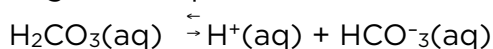
b) II e III, apenas.

c) III, II e I, apenas.

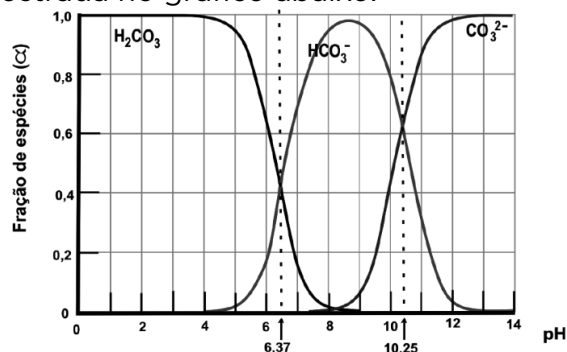
d) IV, III e II, apenas.

Questão 03 - (FCM MG)

À medida que se adiciona $NaOH(aq)$ a uma solução aquosa ácida de H_2CO_3 , as espécies HCO_3^- e CO_3^{2-} são formadas, como mostram os seguintes equilíbrios:



A fração de cada espécie, α , existente em função do pH , está mostrada no gráfico abaixo.



Baseado no gráfico e nos seus conhecimentos, pode-se afirmar que a alternativa ERRADA é:

a) No pH = 6,37, as concentrações de H_2CO_3 e HCO_3^- são iguais.

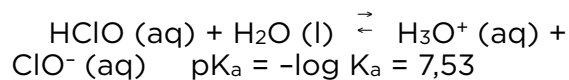
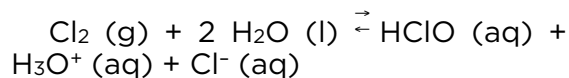
b) A segunda constante de dissociação do H_2CO_3 é igual a $10^{-10,25}$.

c) No sangue, cujo pH $\approx 7,4$, a espécie química predominante é o HCO_3^- .

d) A eficiência do tampão $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$, de pH = 10,25, é maior do que a do tampão $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$, de pH = 6,37.

Questão 04 - (ENEM)

Uma das etapas do tratamento da água é a desinfecção, sendo a cloração o método mais empregado. Esse método consiste na dissolução do gás cloro numa solução sob pressão e sua aplicação na água a ser desinfetada. As equações das reações químicas envolvidas são:



A ação desinfetante é controlada pelo ácido hipocloroso, que possui um potencial de desinfecção cerca de 80 vezes superior ao ânion hipoclorito. O pH do meio é importante, porque influencia na extensão com que o ácido hipocloroso se ioniza. Para que a desinfecção seja mais efetiva, o pH da água a ser tratada deve estar mais próximo de

- a) 0.
- b) 5.
- c) 7.
- d) 9.
- e) 14.

Questão 05 - (ENEM)

Visando minimizar impactos ambientais, a legislação brasileira determina que resíduos químicos lançados diretamente no corpo receptor tenham pH entre 5,0 e 9,0. Um resíduo líquido aquoso gerado em um processo industrial tem

concentração de íons hidroxila igual a $1,0 \times 10^{-10}$ mol/L. Para atender a legislação, um químico separou as seguintes substâncias, disponibilizadas no almoxarifado da empresa: CH_3COOH , Na_2SO_4 , CH_3OH , K_2CO_3 e NH_4Cl .

Para que o resíduo possa ser lançado diretamente no corpo receptor, qual substância poderia ser empregada no ajuste do pH?

- a) CH_3COOH
- b) Na_2SO_4
- c) CH_3OH
- d) K_2CO_3
- e) NH_4Cl

Questão 06 - (ENEM)

Com o aumento da demanda por alimentos e a abertura de novas fronteiras agrícolas no Brasil, faz-se cada vez mais necessária a correção da acidez e a fertilização do solo para determinados cultivos. No intuito de diminuir a acidez do solo de sua plantação (aumentar o pH), um fazendeiro foi a uma loja especializada para comprar conhecidos insumos agrícolas, indicados para essa correção. Ao chegar à loja, ele foi informado que esses produtos estavam em falta. Como só havia disponíveis alguns tipos de sais, o fazendeiro consultou um engenheiro agrônomo procurando saber qual comprar.

O engenheiro, após verificar as propriedades desses sais, indicou ao fazendeiro o

- a) HCl
- b) CaCO_3
- c) NH_4Cl
- d) Na_2SO_4
- e) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

Questão 07 - (ENEM)

Cinco indústrias de ramos diferentes foram instaladas ao longo do curso de um rio. O descarte dos efluentes dessas indústrias acarreta impacto na qualidade de suas águas. O pH foi determinado em diferentes pontos desse rio, a 25 °C, e os resultados são apresentados no quadro.

Pontos de coleta	Valor do pH
Antes da primeira indústria	5,5
Entre a primeira e a segunda indústria	5,5
Entre a segunda e a terceira indústria	7,5
Entre a terceira e a quarta indústria	7,0
Entre a quarta e a quinta indústria	7,0
Após a quinta indústria	6,5

A indústria que descarta um efluente com características básicas é a

- primeira.
- segunda.
- terceira.
- quarta.
- quinta.

Questão 08 - (ENEM)

Um pesquisador percebe que o rótulo de um dos vidros em que guarda um concentrado de enzimas digestivas está ilegível. Ele não sabe qual enzima o vidro contém, mas desconfia de que seja uma protease gástrica, que age no estômago digerindo proteínas. Sabendo que a digestão no estômago é ácida e no intestino é básica, ele monta cinco tubos de ensaio com alimentos diferentes, adiciona o concentrado de enzimas em soluções com pH determinado e aguarda para ver se a enzima age em algum deles.

O tubo de ensaio em que a enzima deve agir para indicar que a hipótese do pesquisador está correta é aquele que contém

- cubo de batata em solução com pH = 9.
- pedaço de carne em solução com pH = 5.
- clara de ovo cozida em solução com pH = 9.
- porção de macarrão em solução com pH = 5.
- bolinha de manteiga em solução com pH = 9.

Questão 09 - (ENEM)

As antocianinas (componente natural de frutas roxas, como uva e açaí) são moléculas interessantes para a produção de embalagens inteligentes, pois têm capacidade de mudar de cor, conforme muda o pH.

Em soluções com pH abaixo de 3,0, essas moléculas apresentam uma coloração do laranja ao vermelho mais intenso. Com o aumento do pH para a faixa de 4,0 a 5,0, a coloração vermelha tende a desaparecer. E aumentos adicionais de pH levam as antocianinas a apresentarem uma coloração entre o verde e o azul.

Disponível em: www.biotecnologia.com.br.

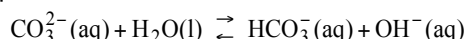
Acesso em: 25 nov. 2011 (adaptado).

Estas embalagens são capazes de identificar quando o alimento está em decomposição, pois se tornam

- vermelho claro, pela formação de uma solução neutra.
- verde e azul, devido à presença de substâncias básicas.
- laranja e vermelho, pela liberação de hidroxilas no alimento.
- laranja e vermelho intenso, pela produção de ácidos orgânicos.
- verde e azul, devido ao aumento de íons de hidrogênio no alimento.

Questão 10 - (ENEM)

O pH do solo pode variar em uma faixa significativa devido a várias causas. Por exemplo, o solo de áreas com chuvas escassas, mas com concentrações elevadas do sal solúvel carbonato de sódio (Na_2CO_3), torna-se básico devido à reação de hidrólise do íon carbonato, segundo o equilíbrio:



Esses tipos de solos são alcalinos demais para fins agrícolas e devem ser remediados pela utilização de aditivos químicos.

BAIRD, C. Química ambiental. São Paulo: Artmed, 1995 (adaptado).

Suponha que, para remediar uma amostra desse tipo de solo, um técnico tenha utilizado como aditivo a cal virgem (CaO). Nesse caso, a remediação

- foi realizada, pois o caráter básico da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a direita, em decorrência da elevação de pH do meio.

b) foi realizada, pois o caráter ácido da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da redução de pH do meio.

c) não foi realizada, pois o caráter ácido da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a direita, em decorrência da redução de pH do meio.

d) não foi realizada, pois o caráter básico da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da elevação de pH do meio.

e) não foi realizada, pois o caráter neutro da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da manutenção de pH do meio.

Questão 11 - (PUC MG)

pH significa potencial hidrogeniônico (quantidade de prótons H^+), que indica a acidez, neutralidade ou alcalinidade de uma solução aquosa.

$pH < 7$ significa acidez e quanto menor o número do pH, mais ácida é a solução aquosa. O pH é medido em escala logarítmica, o que significa que com a diminuição de 1 ponto no pH torna a solução 10 vezes mais ácida. Ou seja uma solução com pH 3 é 10 vezes mais ácida que uma solução de pH 4 e 100x mais ácida que uma solução de pH 5, 1000 x mais ácida que uma solução de pH 6 e 10.000 x mais ácida que uma solução com pH 7.

É CORRETO afirmar que o pH da água pura é:

- a) 0
- b) 1
- c) 7
- d) 10

Questão 12 - (PUC MG)

O pH de uma solução diminui de 4,0 para 2,0. A concentração de H_3O^+ presente na solução foi multiplicada por:

- a) 0,01
- b) 0,5
- c) 2

d) 100

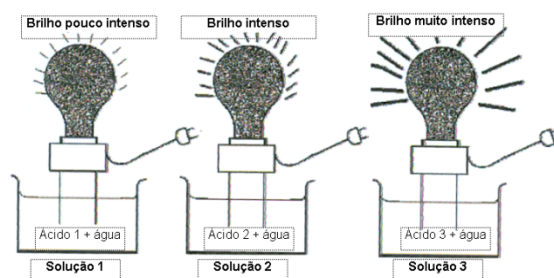
Questão 13 - (PUC MG)

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

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

Questão 14 - (PUC MG)

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



A ordem CRESCENTE do pH das soluções é:

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

Questão 15 - (FUVEST SP)

Dispõe-se de 2 litros de uma solução aquosa de soda cáustica que apresenta pH 9. O volume de água, em litros, que deve ser adicionado a esses 2 litros para que a solução resultante apresente pH 8 é

- a) 2
- b) 6
- c) 10
- d) 14
- e) 18

GABARITO

1. C
2. B
3. D
4. B
5. D
6. B
7. B
8. B
9. D
10. D
11. C
12. D
13. D
14. C
15. E