



Fórmula da
Química

MÓDULO 24

EQUÍLIBRIOS QUÍMICOS
EM FASE AQUOSA

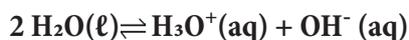
EQUILÍBRIOS QUÍMICOS EM FASE AQUOSA

EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA

Uma das mais surpreendentes implicações das definições de ácidos e bases de Brønsted e Lowry é que a mesma substância pode ser ambos, ácidos e base. Por exemplo, uma molécula de água aceita um próton de uma molécula de ácido para formar um íon hidrônio. Então, a água é uma base. Entretanto, uma molécula de água pode doar um próton para uma base como o íon O^{2-} (íon óxido) ou NH_3 (amônia) e tornar-se um íon OH^- (íon hidróxido).

Assim, a água é também um ácido. Dizemos, então, que a água é anfiprótica, significando que pode agir como ambos, doador e receptor de prótons. Como a água é anfiprótica – porque ela é ambos, ácido e base- a transferência de prótons entre moléculas de água ocorre até mesmo em água pura.

A reação da autoionização está sempre presente em água e soluções aquosas. A equação abaixo representa o equilíbrio da autoionização da água:



Sempre que olhamos para um copo de água, podemos imaginar um incessante e rápido pula-pula de prótons de uma molécula para outra. Este tipo de reação, no qual uma molécula transfere prótons para outra molécula da mesma classe, é chamada de autoprotólise ou autoionização. Como a ligação covalente O-H é forte, devemos esperar que a proporção transferida é muito pequena e ocorre o predomínio de moléculas de água não ionizadas.

PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA (K_w)

Para sistemas como a água pura e soluções aquosas, a constante de equilíbrio em termos das concentrações dos íons é expressa com a denominação de produto iônico da água representada por K_w .

Equação do equilíbrio da autoprotólise da água:



Expressão da constante do equilíbrio de autoprotólise da água:

$$k_w = [H_3O^+][OH^-]$$

Os valores do produto iônico da água são muito baixos em diversas temperaturas devido à baixa espontaneidade do processo de ionização. Observe a tabela abaixo que relaciona valores do produto iônico da água em diversas temperaturas:

Temperatura (°C)	K_w
0	$0,11 \cdot 10^{-14}$
10	$0,29 \cdot 10^{-14}$
20	$0,64 \cdot 10^{-14}$
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$
30	$1,48 \cdot 10^{-14}$
40	$3,02 \cdot 10^{-14}$
60	$9,33 \cdot 10^{-14}$
80	$23,40 \cdot 10^{-14}$

A análise da tabela abaixo permite concluir que o aumento da temperatura é acompanhado do aumento do produto iônico da água. Então, o aquecimento favorece a autoionização da água que é uma transformação endotérmica.

CARACTERÍSTICAS DA ÁGUA PURA

A água pura é um sistema formado por grande quantidade de moléculas não ionizadas e pequenas concentrações de íons hidrônio e hidróxido. Considerando a constituição da água pura, podemos apontar suas principais características:

- é eletricamente neutra.
- é fracamente condutora de eletricidade.
- é neutra sob os aspectos ácidos e básicos.
- sofre autoionização.
- é anfiprótica.
- é um eletrólito fraco.
- é insípida.
- é inodora.

POTENCIAL HIDROGÊNIO (pH) E POTENCIAL HIDROXILÍONICO (pOH)

Em solução aquosa, as concentrações de íons hidrônio e hidróxido estão relacionadas pelo equilíbrio de autoprotólise: se uma concentração é aumentada, a outra deve decrescer para manter o valor de K_w . A concentração de íons H_3O^+ varia em muitas ordens de grandeza: em algumas soluções pode ser maior que 1 mol.L^{-1} e em outras pode ser menor que $10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$. Os químicos evitam a dificuldade de lidar com uma gama extensa de

de valores pelo uso de logaritmos, que condensa os valores em um intervalo muito menor e mais convincente. Assim, as concentrações do íon hidrônio são usualmente indicadas em termos do pH de soluções. Veja:

$$[H_3O^+][OH^-] = k_w$$

$$-\log[H_3O^+] - \log[OH^-] = -\log k_w$$

Como $pH = -\log [H_3O^+]$ e $pOH = -\log [OH^-]$, tem-se:

$$pH + pOH = pK_w$$

A equação acima permite concluir que:

- Para a água pura e soluções aquosas neutras, a 25 °C, a concentração de íons H_3O^+ é igual a concentração de íons OH^- . Como o produto iônico da água é $1,0 \times 10^{-14}$, a 25 °C, a concentração de íons H_3O^+ e de íons OH^- é $1,0 \times 10^{-7}$ mol.L⁻¹.

$$[H_3O^+][OH^-] = k_w$$

$$[H_3O^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

- A dissolução de um ácido em água promove o aumento da concentração hidrogeniônica que se torna menor que $1,0 \times 10^{-7}$ mol.L⁻¹, a 25 °C, enquanto a concentração de íons hidróxido se torna menor que $1,0 \times 10^{-7}$ mol.L⁻¹.

$$[H_3O^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

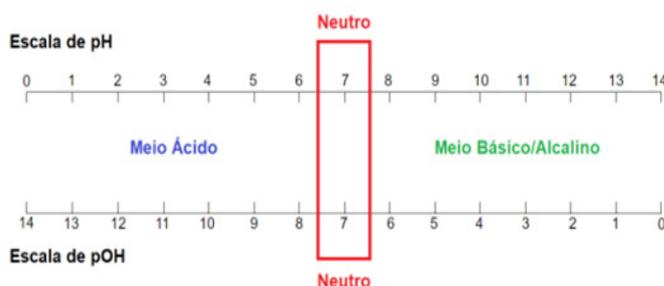
$$[OH^-] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

- A dissolução de uma base ou hidróxido em água torna o meio alcalino com concentração de íons hidróxido maior que $1,0 \times 10^{-7}$ mol.L⁻¹ e a concentração de íons hidrônio menor que $1,0 \times 10^{-7}$ mol.L⁻¹.

$$[H_3O^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[OH^-] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

ESCALAS DE pH E pOH A 25 °C



- Soluções muito ácidas com concentrações hidrogeniônicas maiores que $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ possuem valores de pH menores que zero.
- Soluções muito básicas com concentrações hidroxiliônicas maiores que $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ possuem valores de pH maiores que 14.

ESCALAS DE PH EM OUTRAS TEMPERATURAS

Em cada temperatura, a escala de pH será específica. Por exemplo, vamos determinar a escala de pH a 0 °C. Como o produto iônico da água a 0 °C é $0,11 \times 10^{-14}$, a relação entre pH e pOH fica assim:

$$pH + pOH = -\log K_w$$

$$pH + pOH = -\log 0,11 \times 10^{-14}$$

$$pH + pOH = -\log 0,11 - \log 10^{-14}$$

$$pH + pOH = -(-0,96) - (-14)$$

$$pH + pOH = 14,96$$

Em meio neutro:

$$pH = pOH = 7,48$$

Em soluções ácidas, a 0 °C, pH é menor que 7,48 e em soluções básicas o pH é maior que 7,48.

Outro exemplo: vamos determinar a escala de pH a 80 °C. O produto iônico da água a 80 °C é igual a $23,40 \times 10^{-14}$. Veja como obter a relação entre pH e pOH a 80 °C:

$$pH + pOH = -\log K_w$$

$$pH + pOH = -\log 23,40 \times 10^{-14}$$

$$pH + pOH = -\log 23,40 - \log 10^{-14}$$

$$pH + pOH = -(1,37) - (-14)$$

$$pH + pOH = 12,66$$

Em meio neutro:

$$pH = pOH = 6,31$$

Então, em meios ácidos, a 80 °C, o pH é menor que 6,31 e, em soluções aquosas básicas, o pH é maior que 6,31.

VALORES DE PH DE ALGUMAS SOLUÇÕES AQUOSAS COMUNS

- Suco de limão: 2,0.
- Vinagre: 3,0.
- Vinho: entre 3,0 e 3,5.
- Refrigerante: 4,0.
- Chuva ácida: entre 3,0 e 5,7.
- Suco de tomate: entre 4,0 e 4,7.
- Cerveja: entre 4,0 e 5,0 .
- Leite: entre 6,5 e 7,0.
- Água de torneira: entre 5,8 e 7,0 .
- Urina: entre 5,0 e 7,0.
- Sangue: entre 7,35 e 7,45.
- Saliva: entre 7,0 e 7,5.
- Detergentes: entre 9,2 e 9,5.
- Amônia para limpeza caseira: entre 10,8 e 11,3.
- Soluções aquosas corrosivas apresentam valores de pH menores que 3,0 ou maiores que 12,5.

CÁLCULOS DE PH DE SOLUÇÕES DE ÁCIDOS E BASES FORTES

Devemos considerar a contribuição da autoprotólise da água pura para o pH somente quando a concentração de ácido ou base forte for menor que

10^{-6} mol.L⁻¹. Para soluções de concentrações maiores, considera-se apenas os íons provenientes das dissociações dos ácidos e bases fortes. Veja alguns exemplos:

- Solução aquosa de ácido perclórico 0,001 mol.L⁻¹, a 25 °C

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pH = -\log 10^{-3}$$

$$pH = 3.$$

- Solução aquosa de ácido nítrico 1,0 mol.L⁻¹, 80 % dissociado.

Dado: $\log 0,8 = 0,097$

A concentração hidrogeniônica da solução é 80 % da concentração do ácido:

$$[H_3O^+] = 0,8 \text{ mol.L}^{-1}.$$

O pH da solução é dado por:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log 0,80$$

$$pH = -(-0,097)$$

$$pH = 0,097$$

- Solução aquosa de hidróxido de sódio com concentração igual a 0,005 mol.L⁻¹:

Dado: $\log 5 = 0,7$.

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log 5 \times 10^{-3}$$

$$pOH = -\log 5 - \log 10^{-3}$$

$$pOH = -0,7 + 3$$

$$pOH = 2,3.$$

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

$$pH = 14 - 2,3$$

$$pH = 11,7.$$

- Solução aquosa de hidróxido de cálcio com concentração $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$.

A concentração de íons hidróxido é o dobro da concentração da base devido à dissociação iônica:



A concentração de íons hidróxido, é:

$$[\text{OH}^{-}] = 2 \times 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$$

O potencial hidrogeniônico da solução é igual a:

$$\text{pOH} = -\log 0,04$$

$$\text{pOH} = -\log 4 \times 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\log 4 - \log 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -2 \log 2 + 2$$

$$\text{pOH} = -2 \times 0,3 + 2$$

$$\text{pOH} = 1,4.$$

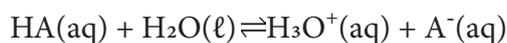
Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$$\text{pH} = 14 - 1,4$$

$$\text{pH} = 12,6.$$

EQUILÍBRIOS DE ACIDEZ

Os ácidos fracos e moderados possuem baixos graus de ionização que é pouco espontânea e tende ao estado de equilíbrio iônico:



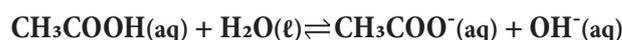
Quando imaginamos a composição de uma solução de um ácido fraco em água, consideramos uma solução que contém:

- As moléculas ou os íons do ácido e uma pequena concentração de suas bases conjugadas. Uma pequena concentração de íons hidrônio formados na transferência de prótons para moléculas de água.
- Uma muito, muito pequena concentração de íons hidróxido, que mantém o equilíbrio da autoprotólise.

Todas essas espécies estão em equilíbrio dinâmico incessante.

CONSTANTE DE ACIDEZ (K_a)

Como os ácidos e bases conjugados estão em equilíbrio em solução, podemos expressar a composição da solução de um ácido ou de uma base em termos da constante de equilíbrio para a transferência de prótons. Por exemplo, para o ácido acético em água:



A constante de equilíbrio (K_a) do ácido acético é expressa através da equação:

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

A constante de ionização do ácido acético é igual a $1,8 \times 10^{-5}$, um valor baixo que revela que é um ácido fraco. Em sua solução tende a predominar moléculas não ionizadas do ácido acético.

Quanto mais forte for o ácido, maior sua força ácida, isto é, maior é o grau de ionização do ácido na presença de água.

Observe a tabela abaixo que apresenta valores das constantes de ionização de alguns ácidos. Dentre os ácidos apresentados, o ácido bromídrico (HBr) é o mais forte e o ácido hipiodoso (HIO) é o mais fraco.

Ácidos	Constante de ionização (K_a)
HBr	$6,0 \cdot 10^{-2}$
HNO ₂	$4,5 \cdot 10^{-4}$
CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HBrO	$2,1 \cdot 10^{-9}$
HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$

LEI DA DILUIÇÃO (W. OSTWALD)

De acordo com o químico Wilhem Ostwald, a diluição de uma solução aquosa de um ácido fraco promove aumento do grau de dissociação do ácido em solução aquosa, mantida a temperatura constante. Veja a dedução da lei:

	$\text{HA}_{(\text{aq})}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	\rightleftharpoons	$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	+	$\text{A}^-_{(\text{aq})}$
Concentração inicial	[HA]		-		0		0
Concentrações consumidas e produzidas	α [HA]		-		α [HA]		α [HA]
Concentrações no Equilíbrio	[HA] - α [HA] [HA] (1 - α)		-		α [HA]		α [HA]

A constante de equilíbrio K_a é expressa em função do grau de ionização (α) do ácido HA:

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

Quando os valores obtidos na tabela são aplicados na expressão de K_a , obtém-se a equação matemática que representa a lei da diluição:

$$K_a = \frac{\alpha^2 [\text{HA}]^2}{[\text{HA}][1-\alpha]}$$

$$K_a = \frac{\alpha^2 [\text{HA}]}{(1-\alpha)}$$

Para ácidos muito fracos, pode-se considerar que possuem grau de ionização muito baixo e o valor de $1 - \alpha$ tende a 1. Com isso, a lei da diluição assume uma forma mais simplificada:

$$K_a = \alpha^2 [\text{HA}]$$

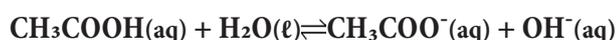
Quando se dilui uma solução de ácido fraco, o K_a não é alterado, mas a concentração do ácido diminui. Assim, o grau de ionização aumenta.

Cálculos de pH de soluções aquosas de ácidos fracos

- Solução aquosa de ácido acético de concentração 0,1 mol/L, a 25 °C.

Dado: K_a do ácido acético = $1,0 \times 10^{-5}$

Inicialmente, devemos considerar o equilíbrio da ionização do ácido acético na presença de água:



A constante de equilíbrio (K_a) do ácido acético é expressa através da equação:

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

Como o ácido é fraco, consideraremos que a concentração do ácido não ionizado é igual a concentração inicial e que a concentração do íon acetato é igual a concentração do íon hidrônio:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Substituindo os valores de K_a e da concentração do ácido acético, obtém-se a concentração hidrogeniônica da solução:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 1,8 \cdot 10^{-6}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

O pH da solução ácida é calculada da seguinte maneira:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 1,34 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log 1,34 - \log 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -0,13 + 3$$

$$\text{pH} = 2,87$$

EQUILÍBRIOS DE BASICIDADE

As bases fracas, de acordo com a teoria ácido-base de Brönsted e Lowry, se ionizam com baixa espontaneidade e, por isso, em suas soluções aquosas, as reações de ionização estabelecem o estado de equilíbrio químico. Considere a reação da amônia, uma base fraca, com a água, em um equilíbrio com transferência de prótons. Veja que as moléculas de amônia atuam como base atuando como aceptora de prótons, enquanto a água atua como ácido,

fornecendo íons H^+ para moléculas de amônia, como mostra a equação abaixo:



CONSTANTE DE BASICIDADE (K_b)

Podemos também escrever uma constante de equilíbrio para a transferência de prótons de uma base em água. Para a amônia aquosa, por exemplo, a expressão da constante de equilíbrio da ionização da base (K_b) é representada pela equação:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

Quanto maior o valor da constante de dissociação da base, maior é a fração de moléculas da base que são protonadas durante a dissolução e maior é sua força básica.

Para a amônia a 25 °C, o valor aproximado de K_b é $1,8 \times 10^{-5}$. Este pequeno valor nos indica que normalmente uma pequena porção de moléculas de amônia está presente como íon amônio.

LEI DA DILUIÇÃO (W.OSTWALD)

Da mesma forma como fizemos para deduzir a lei da diluição para uma solução aquosa ácida, podemos propor a mesma lei para uma solução aquosa de uma base fraca. Considere que o grau de ionização da base seja representado por α . Observe a expressão da constante de equilíbrio K_b :

$$k_b = \frac{\alpha^2 [base]}{(1-\alpha)}$$

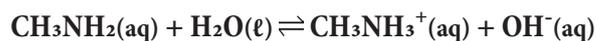
A diluição de uma solução aquosa de uma base fraca não altera o valor de K_b , mas diminui a concentração da base. Por isso, o grau de ionização aumenta.

CÁLCULO DE PH DE SOLUÇÃO AQUOSA DE BASE FRACA

- Solução aquosa de metilamina de concentração igual a 0,5 mol.L⁻¹.

Dado: constante de basicidade da metilamina:
 $1,0 \times 10^{-4}$

O equilíbrio da ionização da metilamina pode ser representado pela equação abaixo:



A expressão da constante de equilíbrio K_b da metilamina é representada a seguir:



1. (ENEM - 2012)

Uma dona de casa acidentalmente deixou cair na geladeira a água proveniente do degelo de um peixe, o que deixou um cheiro forte e desagradável dentro do eletrodoméstico. Sabe-se que o odor característico de peixe se deve às aminas e que esses compostos se comportam como bases. Na tabela são listadas as concentrações hidrogeniônicas de alguns materiais encontrados na cozinha, que a dona de casa pensa em utilizar na limpeza da geladeira.

Material	Concentração de H_3O^+ (mol/L)
Suco de limão	10^{-2}
Leite	10^{-6}
Vinagre	10^{-3}
Álcool	10^{-8}
Sabão	10^{-12}
Carbonato de sódio/barrilha	10^{-12}

Dentre os materiais listados, quais são apropriados para amenizar esse odor?

- A) Álcool ou sabão.
- B) Suco de limão ou álcool.
- C) Suco de limão ou vinagre.
- D) Suco de limão, leite ou sabão.
- E) Sabão ou carbonato de sódio/barrilha.

2. (FUVEST - 2011)

Considere 4 frascos, cada um contendo diferentes substâncias, a saber:

Frasco 1: 100 mL de $H_2O(l)$

Frasco 2: 100 mL de solução aquosa de ácido acético de concentração 0,5 mol/L

Frasco 3: 100 mL de solução aquosa de KOH de concentração 1,0 mol/L

Frasco 4: 100 mL de solução aquosa de HNO_3 de concentração 1,2 mol/L

A cada um desses frascos, adicionaram-se, em experimentos distintos, 100 mL de uma solução aquosa de HCl de concentração 1,0 mol/L. Medindo-se o pH do líquido contido em cada frasco, antes e depois da adição de $HCl(aq)$, pôde-se observar aumento do valor do pH somente

- A) nas soluções dos frascos 1, 2 e 4.
- B) nas soluções dos frascos 1 e 3.
- C) nas soluções dos frascos 2 e 4.
- D) na solução do frasco 3.
- E) na solução do frasco 4.

3. (ENEM - 2014)

Visando minimizar impactos ambientais a legislação brasileira determina que resíduos químicos lançados diretamente no corpo receptor tenham pH 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?

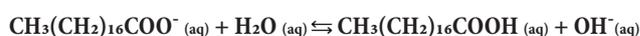
- A) CH_3COOH
- B) Na_2SO_4
- C) CH_3OH
- D) K_2CO_3
- E) NH_4Cl

4. (ENEM - 2009)

Sabões são sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa utilizados com a finalidade de facilitar, durante processos de lavagem, a remoção de substâncias de baixa solubilidade em água, por exemplo, óleos e gorduras. A figura a seguir representa a estrutura de uma molécula de sabão.



Em solução, os ânions do sabão podem hidrolisar a água e, desse modo, formar o ácido carboxílico correspondente. Por exemplo, para o estearato de sódio, é estabelecido o seguinte equilíbrio:



Uma vez que o ácido carboxílico formado é pouco solúvel em água e menos eficiente na remoção de gorduras, o pH do meio deve ser controlado de maneira a evitar que o equilíbrio acima seja deslocado para a direita.

Com base nas informações do texto, é correto concluir que os sabões atuam de maneira:

- A) mais eficiente em pH básico.
- B) mais eficiente em pH ácido.
- C) mais eficiente em pH neutro.
- D) eficiente em qualquer faixa de pH.
- E) mais eficiente em pH ácido ou neutro.



5. (UERJ - 2010)

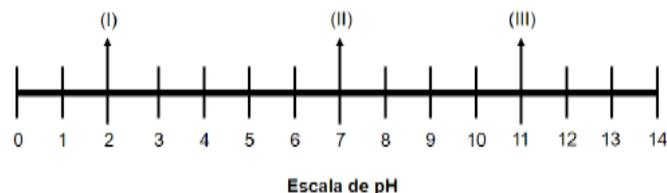
A acidez de frutas cítricas é determinada pela concentração de íons hidrogênio. Uma amostra de polpa de laranja apresenta $\text{pH} = 2,3$.

Considerando $\log 2 = 0,3$, a concentração de íons hidrogênio nessa amostra, em mol.L^{-1} , equivale a:

- (A) 0,001 (B) 0,003 (C) 0,005 (D) 0,007

6. (UFES - 2016)

O termo pH (potencial hidrogeniônico) foi criado em 1909 pelo bioquímico dinamarquês Søren Peter Lauritz Sørensen e tem como objetivo simplificar a indicação da acidez, neutralidade ou alcalinidade de uma solução aquosa. A indicação desse caráter pode ser ainda mais bem visualizada a partir de uma escala de pH, como destacado a seguir:



Considerando as soluções (I), (II) e (III), indicadas na escala de pH acima, determine

- A) a solução que é ácida, a solução que é básica e a solução que é neutra.
- B) a concentração de íons hidrogênio presentes na solução (I).
- C) a concentração de íons hidroxila presentes na solução (III).
- D) o pH de 1 L de limonada preparada com 900 mL de água e 100 mL de suco de limão. Considere que a solução (I) é suco de limão.

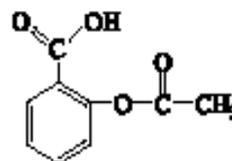
7. (UNESP - 2007)

A 1,0 L de uma solução $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de ácido acético, adicionou-se $0,1 \text{ mol}$ de acetato de sódio sólido, agitando-se até a dissolução total. Com relação a esse sistema, pode-se afirmar que

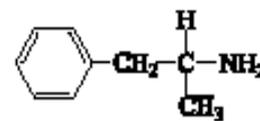
- A) o pH da solução resultante aumenta.
- B) o pH não se altera.
- C) o pH da solução resultante diminui.
- D) o íon acetato é uma base de Arrhenius.
- E) o ácido acético é um ácido forte.

8. (UNESP - 2007)

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



Aspirina



Anfetamina

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.

9. (UERJ - 2012)

O ácido etanoico, substância responsável pela acidez do vinagre, é um ácido fraco, com grau de ionização igual a 1%. Apresente a fórmula estrutural do ácido etanoico e determine o pH de uma amostra de vinagre que possui em sua composição 60 g.L^{-1} desse ácido.

10. (UNESP - 2011)

O ácido benzoico e seus derivados são largamente utilizados na conservação de alimentos. Destinam-se a inibir o crescimento de fungos e leveduras, sendo também eficientes contra uma grande gama de bactérias. Considere uma formulação comercial de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$) em água, de concentração molar $0,01\text{M}$, 7% ionizada. Escreva a equação de ionização do ácido benzoico em água e a expressão da constante de equilíbrio (K_a) desse ácido. Qual a concentração de H^+ no equilíbrio?



11. (UNICAMP-2014)

Em setembro de 2011, no Rio Grande do Sul, pessoas alegaram ter sofrido queimaduras depois de beberem um achocolatado. Em março de 2013, um caso semelhante voltou a ocorrer, agora com um suco de maçã. Em função de problemas semelhantes durante o processo de higienização, o achocolatado foi contaminado por água sanitária e o suco de maçã substituído por soda cáustica 2,5 %.

Pode-se afirmar que, comparados aos produtos não contaminados, os líquidos que causaram problemas aos consumidores apresentavam-se

- A) mais ácidos e, portanto, com maiores valores de pH.
- B) mais ácidos e, portanto, com menores valores de pH.
- C) mais básicos e, portanto, com maiores valores de pH.
- D) mais básicos e, portanto, com menores valores de pH.

12. (UERJ - 2016)

A ionização do ácido cianídrico é representada pela equação química abaixo:



Um experimento sobre esse equilíbrio químico, realizado a temperatura constante, analisou quatro parâmetros, apresentados na tabela:

Parâmetro	Símbolo
grau de ionização	α
constante de equilíbrio	K_a
potencial hidrogeniônico	pH
concentração de HCN	[HCN]

Ao ser estabelecido o equilíbrio químico da ionização, foi adicionada certa quantidade de NaCN(s). Após a dissolução e dissociação completa desse composto, houve deslocamento do equilíbrio de ionização. O parâmetro que sofreu redução, após a adição do composto, é representado pelo seguinte símbolo:

- A) α
- B) K_a
- C) pH
- D) [HCN]

13. (FUVEST - 2009)

Considere uma solução aquosa diluída de ácido acético (HA), que é um ácido fraco, mantida a 25°C. A alternativa que mostra corretamente a comparação entre as concentrações, em mol/L, das espécies químicas presentes na solução é

Dados, a 25 °C :

Constante de ionização do HA: $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

Produto iônico da água: $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$

Constantes de equilíbrio com concentrações em mol/L

- A) $[\text{OH}^-] < [\text{A}^-] = [\text{H}^+] < [\text{HA}]$
- B) $[\text{OH}^-] < [\text{HA}] < [\text{A}^-] < [\text{H}^+]$
- C) $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] < [\text{HA}] < [\text{A}^-]$
- D) $[\text{A}^-] < [\text{OH}^-] < [\text{H}^+] < [\text{HA}]$
- E) $[\text{A}^-] < [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] < [\text{HA}]$

14. (Fórmula da Química)

Descobrir o pH de uma solução tampão formada por ácido acético 0,01 mol.L⁻¹ e acetato de sódio também 0,01 mol.L⁻¹. Dado: $K_a = 2 \times 10^{-5}$

15. (Fórmula da Química)

Calcular o pH de uma solução tampão formada por hidróxido de amônio 0,1 mol.L⁻¹ e cloreto de amônio 0,02 mol.L⁻¹. Dado: $K_b = 2 \times 10^{-5}$

16. (Fórmula da Química)

Calcule o pH de uma solução tampão formada por hidróxido de amônio 0,2 mol.L⁻¹ e cloreto de amônio 0,02 mol.L⁻¹.

Dado: $K_b = 2 \times 10^{-5}$; $\log 2 = 0,3$; $\log 5 = 0,7$;

17. (Fórmula da Química)

Descubra o pH de uma solução tampão formada por ácido carbônico 0,5 mol.L⁻¹ e bicarbonato de sódio 0,05 mol.L⁻¹.

Dado: $K_a = 5 \times 10^{-7}$; $\log 2 = 0,3$; $\log 5 = 0,7$

18. (ITA - 2007)

Assinale a opção que apresenta um sal que, quando dissolvido em água, produz uma solução aquosa ácida.

- A) Na₂CO₃
- B) CH₃COONa
- C) CH₃NH₃Cl
- D) Mg(ClO₄)₂
- E) NaF



19. (PUCMINAS - 2016)

Considere uma solução obtida a partir da mistura de 100 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ com 900 mL de água pura. O pH dessa solução é:

- A) 0,01
- B) 0,1
- C) 1
- D) 2

20. (PUCMINAS - 2016)

Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando o valor do Potencial de Hidrogênio com a substância.

- 1. pH = 2,5 () Sangue Humano
- 2. pH = 6,5 () Leite
- 3. pH = 7,4 () Suco de limão
- 4. pH = 11,5 () Água Sanitária

Assinale a sequência CORRETA encontrada.

- A) 3 - 2 - 1 - 4
- B) 3 - 1 - 2 - 4
- C) 4 - 1 - 2 - 3
- D) 4 - 2 - 3 - 1

21. (FASEH - 2015)

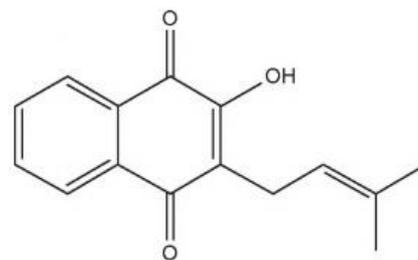
O ácido acetilsalicílico, também conhecido como aspirina, é um ácido orgânico monoprótico muito utilizado como fármaco dos grupos dos antipiréticos, analgésicos e também como antiplaquetário. Considere que uma solução aquosa do ácido acetilsalicílico foi preparada dissolvendo-se $0,2 \text{ mol}$ do fármaco em água suficiente para completar 500 mL de solução.

Considerando $\log 2 = 0,3$ e que a constante de acidez da aspirina a 25°C é $1,6 \times 10^{-4}$, é CORRETO afirmar que o pH da solução preparada é igual a:

- A) 1,2. B) 1,4. C) 2,4. D) 2,1.

22. (ENEM - 2017)

Diversos produtos naturais podem ser obtidos de plantas por processo de extração. O lapachol é da classe das naftoquinonas. Sua estrutura apresenta uma hidroxila enólica ($\text{pK}_a = 6,0$) que permite que este composto seja isolado da serragem dos ipês por extração com solução adequada, seguida de filtração simples. Considere que $\text{pK}_a = -\log K_a$, em que K_a é a constante ácida da reação de ionização do lapachol.



Lapachol

COSTA, P. R. R. et al. Ácidos e bases em química orgânica. Porto Alegre: Bookman, 2005 (adaptado).

Qual solução deve ser usada para extração do lapachol da serragem do ipê com maior eficiência?

- A) Solução de Na_2CO_3 para formar um sal de lapachol.
- B) Solução-tampão ácido acético/acetato de sódio ($\text{pH} = 4,5$).
- C) Solução de NaCl a fim de aumentar a força iônica do meio.
- D) Solução de Na_2SO_4 para formar um par iônico com lapachol.
- E) Solução de HCl a fim de extraí-lo por meio de reação ácido-base.

23. (ENEM - 2018)

O manejo adequado do solo possibilita a manutenção de sua fertilidade à medida que as trocas de nutrientes entre matéria orgânica, água, solo e o ar são mantidas para garantir a produção. Algumas espécies iônicas de alumínio são tóxicas, não só para a planta, mas para muitos organismos como as bactérias responsáveis pelas transformações no ciclo do nitrogênio. O alumínio danifica as membranas das células das raízes e restringe a expansão de suas paredes, com isso, a planta não cresce adequadamente. Para promover benefícios para a produção agrícola, é recomendada a remediação do solo utilizando calcário (CaCO_3)

BRADY, N. C.; WEIL, R. R. Elementos da natureza e propriedades dos solos. Porto Alegre: Bookman, 2013 (adaptado)

Essa remediação promove no solo o(a)

- A) diminuição do pH, deixando-o fértil.
- B) solubilização do alumínio, ocorrendo sua lixiviação pela chuva.
- C) interação do íon cálcio com o íon alumínio, produzindo uma liga metálica.
- D) reação do carbonato de cálcio com os íons alumínio, formando alumínio metálico.
- E) aumento da sua alcalinidade, tornando os íons alumínio menos disponíveis