



Aula 15 – Equilíbrio Iônico

FUVEST 2021

Professor Thiago Cardoso

Sumário

Sumário	2
Apresentação da Aula	2
<i>Equilíbrio Químico nas Provas da FUVEST</i>	<i>3</i>
1. Íons em Meio Aquoso	3
<i>1.1. Eletrólitos</i>	<i>5</i>
<i>1.2. Revisão sobre Logaritmos</i>	<i>7</i>
2. Dissolução em Água	10
<i>2.1. Dissolução de Sais</i>	<i>10</i>
<i>2.2. Dissolução de Ácidos</i>	<i>20</i>
3. pH de Soluções Salinas	28
<i>3.1. Sal de Ácido Forte e Base Forte</i>	<i>28</i>
<i>3.2. Sal de Ácido Fraco e Base Forte</i>	<i>29</i>
<i>3.3. Sal de Ácido Forte e Base Fraca</i>	<i>33</i>
<i>3.4. Solução Tampão</i>	<i>35</i>
<i>3.5. Curva de PH</i>	<i>42</i>
4. Lista de Questões Propostas	56
5. Gabarito	72
6. Lista de Questões Comentadas	73

Apresentação da Aula

Até o momento, tínhamos sempre em mente as reações que aconteciam em um único sentido: reagentes formando produtos.

Porém, na Química, é muito mais comum que as reações atinjam um estado de equilíbrio, em que a reação acontece nos dois sentidos.



Um dos efeitos do Equilíbrio Químico é que são raras as reações que acontecem com rendimento igual a 100%. Não é todo o reagente que se transforma no produto.

Dividiremos o tópico Equilíbrio Químico em duas aulas:

- Nessa, trataremos o Equilíbrio em suas linhas gerais, suas interpretações do ponto de vista cinético e termodinâmico e o Princípio de Le Chatelier;
- Na próxima aula, trataremos o Equilíbrio em Meio Aquoso, também conhecido como Equilíbrio Iônico, em que estudaremos o importante conceito de pH e o caráter ácido e básico das substâncias.

Equilíbrio Iônico nas Provas da FUVEST

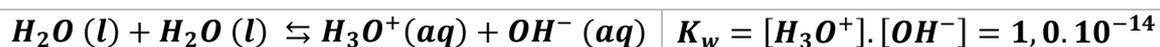
A FUVEST tem se destacado ao cobrar muitas questões de Equilíbrio. É um dos temas que mais tem aparecido nas questões. Precisamos ficar de olho. São comuns tanto as questões teóricas, focando no Princípio de Le Chatelier, como as questões com contas.

A FUVEST também tem dado atenção ao conceito de indicador ácido-base. Vale a pena prestar atenção.

1. Íons em Meio Aquoso

A água é uma substância bastante polar, o que significa que ela possui uma distribuição de cargas positivas e negativas. Conseqüentemente, ela tem a possibilidade de interagir eletrostaticamente com outras partículas carregadas.

É por isso que a própria água pura – também conhecida como água destilada – apresenta uma pequena quantidade de íons provenientes da sua auto-ionização. A reação de auto-ionização consiste na transferência de um próton (H^+) de uma molécula de água para outra. A reação e sua respectiva constante de equilíbrio a 25 °C estão expressas a seguir.



Na água pura, devido à estequiometria da reação, a quantidade de íons H^+ produzida é exatamente igual. Com isso, podemos calcular a concentração dos íons com o auxílio da Tabela Estequiométrica.

	$H_2O (l)$	+	$H_2O (l)$	\rightleftharpoons	$H_3O^+(aq)$	+	$OH^-(aq)$
início	–		–		0		0
reage	–		–		x		x
Equilíbrio	–		–		x		x

$$x^2 = 10^{-14} \therefore x = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Portanto, a água destilada contém 10^{-7} mol/L de íons H^+ e 10^{-7} mol/L de íons OH^- .

Como essa concentração de íons é muito pequena, a água destilada apresenta condutividade elétrica muito baixa à temperatura ambiente.

Outro ponto importante é que, como a água é o principal meio reacional presente nos seres vivos, praticamente todos os processos biológicos são sensíveis à concentração dos íons H^+ e OH^- . As principais formas de medir a concentração desses íons são o pH e o pOH.

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

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

O pH, também conhecido como **potencial hidrogeniônico**, indica o logaritmo da concentração de íons H^+ . A aplicação do logaritmo faz que uma variação de 1 ponto na escala do pH corresponda a uma variação de 10 vezes na concentração de íons hidrônio (H^+).

Sendo assim, de maneira geral, a variação de 1 ponto na escala de pH é considerada uma grande variação. A título de ilustração, o pH no meu aquário fica entre 8,0 e 8,2 – uma variação de apenas 0,2 pontos.

Os principais objetivos desse capítulo serão:

- Determinar a quantidade de íons dissolvidos de uma espécie química;
- Determinar a influência de ácidos, sais e bases no pH de uma solução.



Para isso, precisamos primeiramente conhecer os **eletrólitos**.

Mas, antes, vamos aprender uma das relações mais importantes desse capítulo. Considerando que a constante de auto-ionização da água é expressa por:

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

Pode-se tomar o logaritmo de ambos os lados.

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

Da mesma forma que usa o **p** para representar o $-\log$ no caso do pH ou pOH, também se costuma chamar de **pK_w** o menos logaritmo do **K_w**.

$$pH + pOH = pK_w$$

Na temperatura de 25 °C, tem-se:

$$K_w = 10^{-14}$$

$$pK_w = -\log(K_w) = -\log(10^{-14}) = -(-14) = 14$$

Sendo assim, na temperatura de 25 °C, podemos usar a seguinte relação:

$$pH + pOH = 14$$

Vale ressaltar que, em muitas questões de prova, o valor do K_w da água não é fornecido. Nesses casos, podemos utilizar a regra de que soma $pH + pOH = 14$.

1.1. Eletrólitos

Os eletrólitos são espécies químicas que, quando dissolvidas em água, liberam íons. Portanto, uma solução eletrolítica é, na verdade, uma solução condutora.

1.1.1. Teste TDS

A presença de eletrólitos em solução é determinada pela medida de **TDS** (total dissolved solids), que pode ser medido por um medidor de condutividade tradicional ou por um aparelho específico.



Em termos práticos, o TDS é geralmente fornecido em **mg/L** (que é equivalente a ppm).



Figura 1: Medidor de TDS em um copo de água mineral

É importante esclarecer que o TDS é, essencialmente, um medidor de condutividade, portanto, não registra:

- Sólidos que não se dissolvem propriamente em água, permanecendo apenas em suspensão, como sais insolúveis que se precipitam. Vale ressaltar que esse tipo de sólido, quando misturado à água a torna turva. A turbidez é um forte indicativo da não-solubilidade.
- Sólidos moleculares que se dissolvem em água, mas não liberam íons, como o açúcar.

Considere que, em três béqueres diferentes, tenhamos dissolvido em água destilada aproximadamente 0,01 mol/L dos seguintes materiais: areia de aragonita, açúcar e cloreto de sódio. Registraremos as seguintes medidas de TDS.

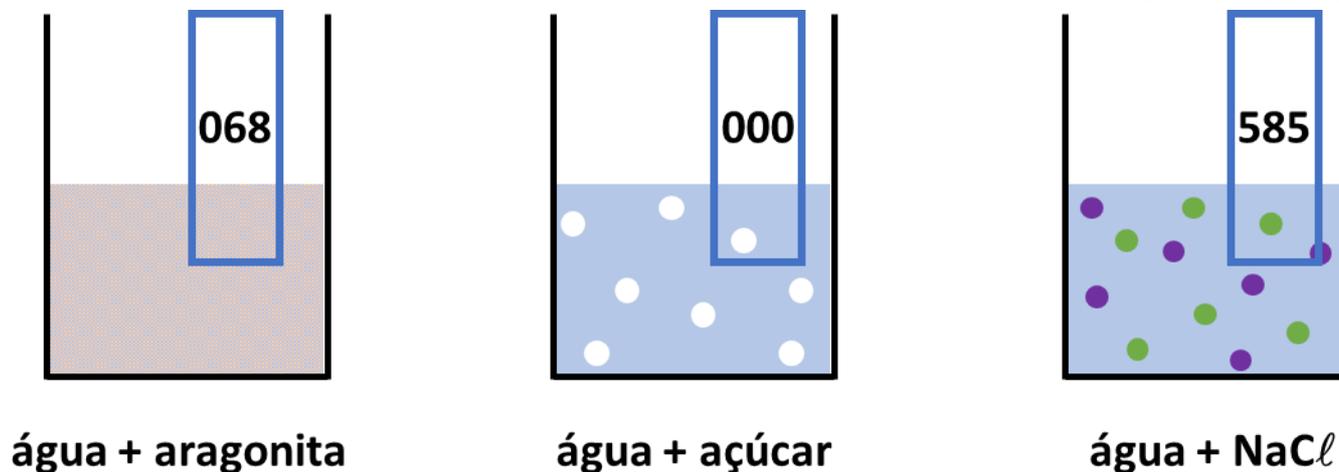


Figura 2: Ilustrações de Medidas de TDS em diversos sistemas aquosos

A aragonita, constituída predominantemente por carbonato de cálcio, na verdade, não é completamente insolúvel em água. O próprio carbonato de cálcio é ligeiramente solúvel em água. A areia de aragonita também contém outros sais que são ligeiramente solúveis, já que ela não é uma substância pura, mas sim uma mistura. Por isso, haverá um leve desvio na leitura do TDS.

O açúcar, por sua vez, não provocará nenhuma variação na leitura do TDS, haja vista que é uma substância puramente molecular, que não forma íons quando dissolvida em solução aquosa.

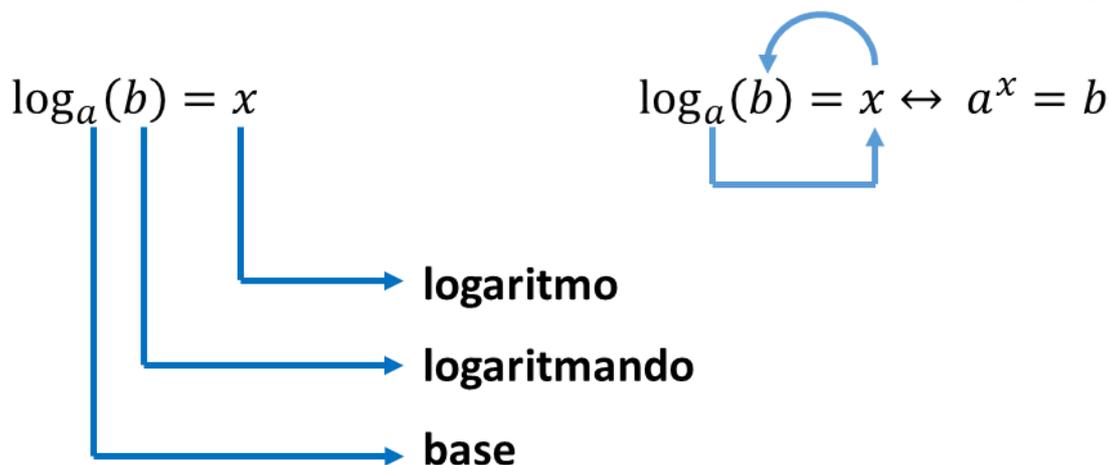
No caso da dissolução de cloreto de sódio, por sua vez, qualquer leve adição do sol provocará uma grande subida na leitura de TDS, tendo em vista que o sal é bastante solúvel e se dissocia completamente em água.

A medida de TDS é um dos principais testes em laboratório a respeito da qualidade de uma amostra de água destilada. Idealmente, a água destilada apresentará TDS muito próximo de zero – não exatamente nulo, porque a água destilada ainda contém traços de íons H^+ e OH^- .

1.2. Revisão sobre Logaritmos

O logaritmo é a operação inversa da potência. Sua representação sintética é a seguinte.





O logaritmo de **b** na base **a** é o número ao qual se deve elevar **a**, de modo a obter **b**. Vejamos alguns exemplos:

$$\log_2 4 = 2, \text{ porque } 2^2 = 4$$

$$\log_3 81 = 4, \text{ porque } 3^4 = 81$$

$$\log_5 (0,04) = -2, \text{ porque } 5^{-2} = 0,04$$

Essa operação só existe mediante duas condições:

- **Base Positiva e diferente de 1:** $0 < a \neq 1$. O logaritmo só pode ser calculado nas bases em que se fala da operação de potenciação.
- **Logaritmando Positivo:** $b > 0$. O resultado da exponencial é sempre positivo, portanto, não se pode tirar logaritmo de número que não seja positivo.

As duas bases mais importantes no logaritmo são:

- **Base 10:** quando a base é omitida, supõe-se que o logaritmo é de base 10. Sendo assim:

$$\log 100 = 2, \text{ porque } 10^2 = 100$$

- **Número de Euler:** também representado pela expressão **ln**.

1.2.1. Propriedades dos Logaritmos

Algumas propriedades interessantes do logaritmo que podemos ter em mente.

- **Logaritmo do Produto:** é igual à soma de logaritmos



$$\log_a(bc) = \log_a b + \log_a c$$

Vejamos um exemplo.

$$\log_2(32) = \log_2(4 \cdot 8)$$

Podemos calcular todos os logaritmos envolvidos.

$$\log_2(32) = 5, \text{ porque } 2^5 = 32$$

$$\log_2(4) = 2, \text{ porque } 2^2 = 4$$

$$\log_2(8) = 3, \text{ porque } 2^3 = 8$$

Agora, podemos testar a propriedade.

$$5 = \log_2 4 + \log_2 8 = 2 + 3 \text{ (ok)}$$

- **Logaritmo da Potência:** é igual ao logaritmo multiplicado pelo expoente

$$\log_a(b^n) = n \cdot \log_a(b)$$

Vejamos mais um exemplo.

$$\log_2(4^3) = 3 \cdot \log_2(4) = 3 \cdot 2 = 6$$

Também poderíamos ter calculado diretamente.

$$\log_2(4^3) = \log_2(64) = 6, \text{ porque } 2^6 = 64$$

- **Mudança de Base:** é igual à razão de logaritmos em uma base arbitrária

$$\log_b(a) = \frac{\log_c(a)}{\log_c(b)}$$

Essa propriedade é muito interessante, porque os logaritmos na base 10 são tabelados. Com base neles, podemos obter qualquer logaritmo em qualquer base.

Por exemplo, sabemos que $\log 2 = 0,3$ e que $\log 3 = 0,48$. Com base nisso, podemos obter $\log_2 3$?

A resposta é que sim. Basta aplicar a propriedade de mudança de base para a base 10.

$$\log_2 3 = \frac{\log 3}{\log 2} = \frac{0,48}{0,3} = \frac{4,8}{3} = 1,6$$



2. Dissolução em Água

Precisamos dividir essencialmente a dissolução dos compostos iônicos na água em duas categorias:

- **Dissolução de Compostos Iônicos:** incluem os sais e os hidróxidos de metais;
- **Dissolução de Compostos Moleculares:** principalmente os ácidos, a amônia e as bases derivadas da amônia.

2.1. Dissolução de Sais

Os sais são compostos iônicos que se dissolvem em água. Tudo o que veremos aqui se aplica também aos hidróxidos de metais, que são as bases

A grande utilidade do produto de solubilidade é **determinar a solubilidade de um sal**, seja na água pura ou em uma solução mista. Veremos os dois casos.

Os valores de produto de solubilidade são tabelados para diversos sais. Abaixo veremos uma tabela de valores de K_{PS} para diversas substâncias:

Tabela 1: Produto de Solubilidade em água para alguns sais a 25°C

Sal	Coefficiente de Ação de Massas	Produto de Solubilidade
$CaSO_4$	$Q_{PS} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$	$K_{PS} = 9 \cdot 10^{-6}$
$Ca(OH)_2$	$Q_{PS} = [Ca^{2+}][OH^-]^2$	$K_{PS} = 4 \cdot 10^{-6}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$Q_{PS} = [Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	$K_{PS} = 2 \cdot 10^{-29}$
$BaSO_4$	$Q_{PS} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	$K_{PS} = 1 \cdot 10^{-10}$
$Al(OH)_3$	$Q_{PS} = [Al^{3+}][OH^-]^3$	$K_{PS} = 1 \cdot 10^{-33}$
$AgCl$	$Q_{PS} = [Ag^+][Cl^-]$	$K_{PS} = 1,7 \cdot 10^{-10}$

Assim como já vimos no Capítulo de Equilíbrio Químico, o Q_{PS} , calculado pelo produto das concentrações dos íons, é o coeficiente de ação de massas associado ao sistema. Já a constante de equilíbrio (K_{PS}) é o valor limite para o Q_{PS} . A igualdade entre os dois acontece na solução saturada.



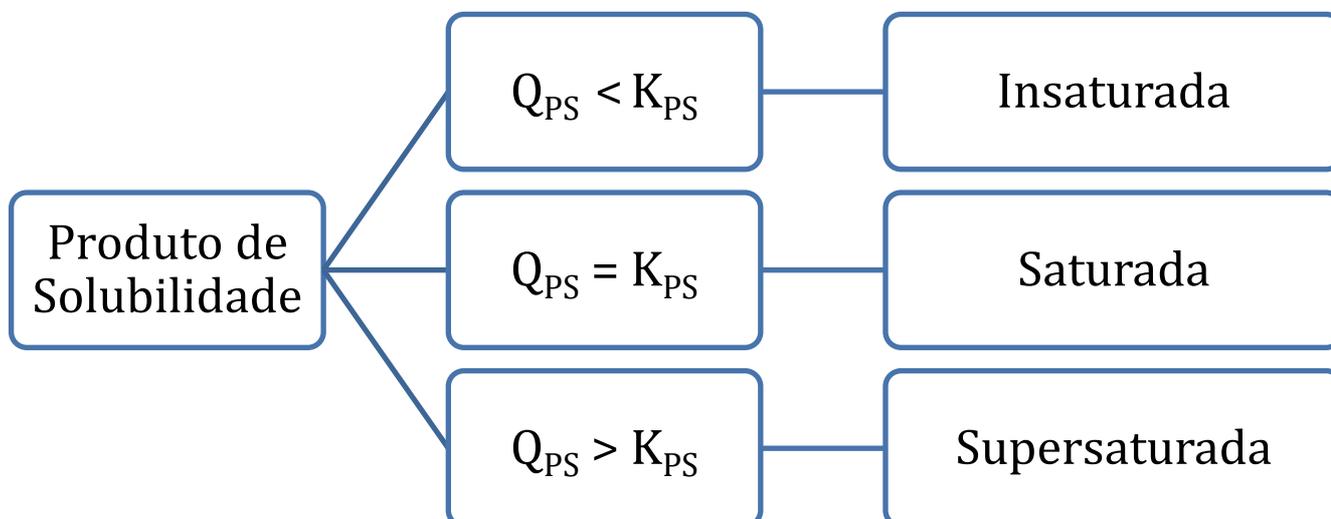


Figura 3: Solução Saturada

2.1.1. Solubilidade em Água Pura

Para calcular a solubilidade em água pura de um sal a partir do seu K_{PS} , é preciso levar em conta a tabela estequiométrica correspondente à dissolução.

O caso mais simples envolve um sal formado por um único cátion e um único ânion com cargas de mesma magnitude.

“x” indica o quanto do sal se dissolve

	$CaSO_4(s)$	\rightarrow	$Ca^{2+}(aq)$	$+$	$SO_4^{2-}(aq)$
início	—		0		0
reage	(x)		x		x
equilíbrio	—		x		x

Essa linha sempre segue a proporção estequiométrica

De acordo com o dado fornecido na Tabela 1, o produto de solubilidade é igual a $9 \cdot 10^{-6}$. Podemos obter o quanto do sal é capaz de se dissolver em água pura:

$$K_{PS} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = 9 \cdot 10^{-6}$$

$$x \cdot x = 9 \cdot 10^{-6}$$

$$x^2 = 9 \cdot 10^{-6}$$

$$\therefore x = \sqrt{9 \cdot 10^{-6}} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Dessa forma, a solubilidade do sulfato de cálcio em água pura é igual a $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Vejamos outros exemplos. No caso do hidróxido de cálcio ($Ca(OH)_2$), cada fórmula do sal contém dois íons cálcio (Ca^{2+}). Por conta disso, esse fator aparece na estequiometria do sal.

	$Ca(OH)_2(s)$	\rightleftharpoons	$Ca^{2+}(aq)$	+	$2 OH^-(aq)$
Início	—		0		0
reage	x		x		$2x$
Equilíbrio	—		x		$2x$

Considerando o produto de solubilidade fornecido na Tabela 1, podemos calcular a solubilidade dessa base.

$$K_{PS} = [Ca^{2+}][OH^-]^2 = 4 \cdot 10^{-6}$$

$$x \cdot (2x)^2 = 4 \cdot 10^{-6}$$

$$x \cdot (4x^2) = 4 \cdot 10^{-6}$$

$$4x^3 = 4 \cdot 10^{-6}$$

$$\therefore x^3 = \frac{4 \cdot 10^{-6}}{4} = 10^{-6}$$

Podemos extrair a raiz cúbica.

$$x = \sqrt[3]{10^{-6}} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Olha só que interessante. Embora o produto de solubilidade do hidróxido de cálcio seja menor que o produto de solubilidade do sulfato de cálcio, a solubilidade do hidróxido é maior.



Tabela 2: Comparação entre Produto de Solubilidade e Solubilidade de Sais de Cálcio

Sal	Produto de Solubilidade	Solubilidade em Água Pura
$CaSO_4$	$K_{PS} = 9.10^{-6}$	$S = 3.10^{-3} \text{ mol/L}$
$Ca(OH)_2$	$K_{PS} = 4.10^{-6}$	$S = 10^{-2} \text{ mol/L}$



Se um sal A tem um maior produto de solubilidade de um sal B, isso não significa necessariamente que sua solubilidade seja maior.

A solubilidade também depende da **estequiometria do sal**.

Por fim, no caso do fosfato de cálcio, cuja fórmula mínima é $Ca_3(PO_4)_2$, a dissolução produz os íons na seguinte proporção.

	$Ca_3(PO_4)_2(s)$	\rightleftharpoons	$3Ca^{2+}(aq)$	+	$2PO_4^{3-}(aq)$
Início	—		0		0
reage	x		$3x$		$2x$
equilíbrio	—		$3x$		$2x$

Vamos utilizar esses valores no K_{PS} . Para facilitar as contas e visualizar mais facilmente o exemplo, vamos trabalhar com o $K_{PS} = 1,08.10^{-28}$.

$$K_{PS} = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2 = 1,08.10^{-28}$$

$$(3x)^3 \cdot (2x)^2 = 1,08.10^{-28}$$

$$27x^3 \cdot 4x^2 = 1,08.10^{-28}$$

$$108x^5 = 1,08.10^{-28}$$

$$\therefore x^5 = \frac{1,08}{108} \cdot 10^{-28}$$

Podemos simplificar 1,08 por 108 e temos:



$$\therefore x^5 = \frac{1}{100} \cdot 10^{-28} = 10^{-30}$$

Agora, podemos extrair a raiz quinta.

$$x = \sqrt[5]{10^{-30}} = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Dessa forma, a solubilidade do fosfato de cálcio é realmente baixa em água.



1. (TFC – Inédita)

Calcule a solubilidade do sulfato de bário em água a 25 °C em gramas por litro.

Dado: $K_{PS} = 1,0 \cdot 10^{-10}$. **Massas Molares:** Ba = 137 u, O = 16 u, S = 32 u.

Comentários

Como só existe sulfato de bário em solução, pode-se afirmar que cada x mol/L de sal gera x mol/L de Ba^{2+} e x mol/L de SO_4^{2-} . Considere a equação da dissolução desse sal.

	$BaSO_4(s)$	\rightleftharpoons	$Ba^{2+}(aq)$	+	$SO_4^{2-}(aq)$
Início	—		0		0
reage	x		x		x
equilíbrio	—		x		x

$$K_{PS} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = 1.10^{-10}$$

$$K_{PS} = x \cdot x = x^2 = 1.10^{-10}$$

$$x = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

A solubilidade em gramas pode ser obtida multiplicando pela massa de fórmula do sal que é:

$$M_{BaSO_4} = 1.137 + 1.32 + 4.16 = 233$$

$$S = n_{BaSO_4} \cdot M_{BaSO_4} = 10^{-5} \cdot 233 \text{ g/L} = 23,3 \cdot 10^{-5} \text{ g/L}$$



Uma das principais aplicações práticas do sulfato de bário é como agente de contraste em radiografias.

Gabarito: 233 µg/L

2. (TFC – Inédita)

Calcule a solubilidade do fosfato de cálcio em água a 25 °C em gramas por litro.

Dado: $K_{PS} = 2,0 \cdot 10^{-29}$. **Massas Molares:** Ca = 40 u, P = 31 u, O = 16 u.

Comentários

Devido à estequiometria do sal, para cada x mol de sal dissolvidos, tem-se $3x$ mol de Ca^{2+} e $2x$ mol de PO_4^{3-} .

	$Ca_3(PO_4)_2$	\rightleftharpoons	$3 Ca^{2+}(aq)$	+	$2 PO_4^{3-}(aq)$
Início	—		0		0
reage	x		$3x$		$2x$
equilíbrio	—		x		x

Aplicando a expressão do produto de solubilidade.

$$K_{PS} = [Ca^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2 = 2 \cdot 10^{-29}$$

$$(3x)^3 \cdot (2x)^2 = 108x^5 = 2 \cdot 10^{-29}$$

$$x^5 = \frac{2}{108} \cdot 10^{-29} = \frac{20}{108} \cdot 10^{-30}$$

$$x = \sqrt[5]{\frac{20}{108} \cdot 10^{-30}} = \sqrt[5]{\frac{20}{108}} \cdot 10^{-6} \cong 0,71 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Podemos, agora, calcular a massa molar do sal.

$$M_{Ca_3(PO_4)_2} = 3 \cdot 40 + 2 \cdot [1 \cdot 31 + 4 \cdot 16] = 120 + 2 \cdot (32 + 64) = 120 + 192 = 312 \text{ g/mol}$$



Ao multiplicar a solubilidade molar pela massa molar do sal, chega-se à solubilidade em massa.

$$\therefore S = x \cdot M_{Ca_3(PO_4)_2} = 0,71 \cdot 10^{-5} \cdot 232 = 165 \cdot 10^{-5} = 1,65 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} = 1,65 \text{ mg/L}$$

É interessante observar que, embora o produto de solubilidade do fosfato de cálcio seja bem menor que o do sulfato de bário, as solubilidades molares são muito próximas. Isso acontece devido à diferença de estequiometria entre os dois sais.

Gabarito: 1,65 mg/L

2.1.2. Efeito do Íon Comum

Na grande maioria das situações práticas, não se dissolve um sal na água pura, mas normalmente em uma solução que já contém outros sais.

Sempre que um sal for dissolvido em uma solução que já contém algum dos seus íons, a sua solubilidade diminui.

A forma mais simples de você entender esse fenômeno é por meio de questões.



3. (TFC – Inédita)

O béquer A contém 500 mL de uma solução saturada de sulfato de bário ($K_{PS} = 1 \cdot 10^{-10}$). Já o béquer B contém 500 mL de uma solução 0,2 mol/L de sulfato de zinco. Ao misturar os dois recipientes, calcule a quantidade em massa do precipitado e a concentração final de íons Ba^{2+} na mistura.

Dado: massa molar do sulfato de bário $M_{BaSO_4} = 233,4 \text{ g/mol}$.

Comentários



A solubilidade do sulfato de bário já foi calculada e vale 10^{-5} mol/L , portanto o béquer A contém $5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$ do sal. É importante notar que, ao misturar os dois béqueres, ocorre uma diluição das duas amostras, portanto, na amostra final:

$$[\text{ZnSO}_4] = 0,1 \text{ mol/L}$$

Pode-se considerar que a quantidade de íons sulfato provenientes do sulfato de bário é pequena em relação à quantidade fornecida pelo sulfato de zinco, uma vez que a solubilidade do primeiro sal é bem menor. Dessa forma, tem-se:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 \text{ mol/L}$$

Mas o produto de solubilidade deve permanecer constante, portanto:

$$K_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ba}^{2+}] \cdot 0,1 = 1 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 10^{-9} \text{ mol/L}$$

A solução original continha $5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$ de Ba^{2+} que foram reduzidos a 10^{-9} mol . Portanto, o precipitado é:

$$x = 5 \cdot 10^{-6} - 10^{-9} \cong 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

$$m = 5 \cdot 10^{-6} \cdot 233,4 \text{ g} = 1,17 \text{ g}$$

Gabarito: 1,17 g

4. (TFC – Inédita)

Em aquário marinho, o bário é considerado um elemento tóxico. Sabendo-se que a concentração máxima segura do elemento é de $13,7 \cdot 10^{-6} \text{ g/L}$ e que os níveis de sulfato são mantidos constantes em torno de 864 mg/L , é possível que haja ainda algum bário acima do limiar de toxicidade na água?

Dado: $K_{\text{PS}} = 1,08 \cdot 10^{-10}$. **Massas Molares:** Ba = 137 u, P = 31 u, O = 16 u.

Comentários

Primeiramente, devemos calcular a concentração molar de íon sulfato (SO_4^{2-}). Para isso, basta dividir a concentração em g/L pela massa molar do íon.



$$M_{SO_4^{2-}} = 1.32 + 4.16 = 32 + 64 = 96 \text{ g/mol}$$

A concentração molar pode ser obtida dividindo-se a concentração em massa pela massa molar.

$$[SO_4^{2-}] = \frac{0,864}{96} = 0,009 \text{ mol/L}$$

Na situação de saturação, o produto de solubilidade se igual ao coeficiente de ação de massas.

$$K_{PS} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = 1,08 \cdot 10^{-10}$$

$$0,009 \cdot [SO_4^{2-}] = 1,08 \cdot 10^{-10}$$

$$\therefore [Ba^{2+}] = \frac{1,08 \cdot 10^{-10}}{9 \cdot 10^{-3}} = 0,12 \cdot 10^{-10+3} = 1,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Podemos calcular a massa de bário máxima que pode ser dissolvida na água.

$$m_{Ba^{2+}} = 137 \cdot 1,2 \cdot 10^{-8} = 164 \cdot 10^{-8} \text{ g} = 1,64 \cdot 10^{-6} \text{ g/L}$$

Sendo assim, o máximo de bário que pode se dissolver ainda é bem inferior ao limiar de toxicidade, que é de $13,7 \cdot 10^{-6} \text{ g/L}$. Logo, não se encontra bário acima do patamar tóxico na água.

Gabarito: não

5. (TFC – Inédita)

O sulfato de chumbo (II), cuja fórmula é $PbSO_4$, é muito utilizado em baterias. Seu produto de solubilidade é dado $K_{PS} = 1,6 \cdot 10^{-9}$. Essa solubilidade é afetada pela adição de uma solução aquosa de nitrato de chumbo.

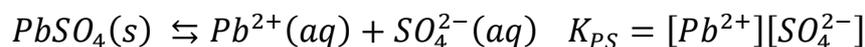
Em relação à sua solubilidade em água pura, a solubilidade do $PbSO_4$ em uma solução aquosa 0,01 mol/L de nitrato de chumbo é:

- a) 0,4%
- b) 1%
- c) 4%
- d) 10%
- e) 40%

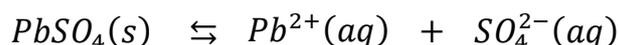


Comentários

Primeiramente vamos escrever o produto de solubilidade do sulfato de chumbo ($PbSO_4$).



Vamos calcular primeiramente a solubilidade do sulfato de chumbo na água destilada. Devido à estequiometria do sal, 1 mol de $PbSO_4$ produzirá 1 mol de íons Pb^{2+} e 1 mol de íons SO_4^{2-} .



dissolução x x x

Dessa forma, o produto de solubilidade é dado por:

$$K_{PS} = [Pb^{2+}][SO_4^{2-}] = x \cdot x = 1,6 \cdot 10^{-9}$$

$$x^2 = 16 \cdot 10^{-10}$$

$$\therefore x = \sqrt{16} \cdot \sqrt{10^{-10}} = 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Por outro lado, em uma solução de nitrato de chumbo, tem-se que a concentração de chumbo vai ser alterada:

$$Pb(NO_3)_2: [Pb^{2+}] = 1,0,01 = 0,01 \text{ mol/L}$$

Por fim, teremos que, sendo y a solubilidade do sulfato de chumbo

$$K_{PS} = [Pb^{2+}][SO_4^{2-}] = 0,01 \cdot y = 1,6 \cdot 10^{-9}$$

$$y = \frac{1,6 \cdot 10^{-9}}{0,01} = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Portanto, a razão entre as solubilidades será:

$$\frac{y}{x} = \frac{1,6 \cdot 10^{-7}}{4 \cdot 10^{-5}} = \frac{16 \cdot 10^{-8}}{4 \cdot 10^{-5}} = 4 \cdot 10^{-3} = 0,4 \cdot 10^{-2} = 0,4\%$$

Logo, a solubilidade do sulfato de chumbo em solução salina é igual a 0,4% da solubilidade do sal em solução

Gabarito: A



2.2. Dissolução de Ácidos

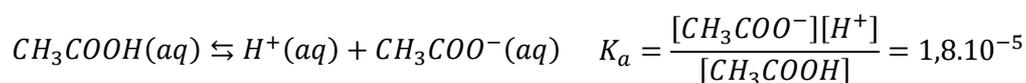
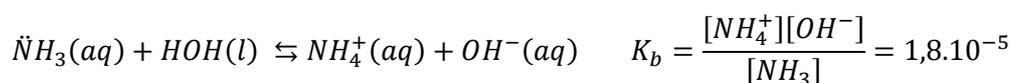
Os eletrólitos moleculares incluem:

- Ácidos. Por exemplo: CH_3COOH , HCN , HCl ;
- Amônia (NH_3);
- Bases orgânicas derivadas da amônia. Por exemplo: $CH_3 - CH_2 - \ddot{N}H_2$.

Sendo assim, embora estejamos estudando a Constante de Acidez, o mesmo raciocínio se aplica à amônia e às bases orgânicas dela derivadas.

A diferença crucial desse caso para o caso anterior é que **a concentração das moléculas dissolvidas aparece no denominador**.

É natural que entendamos esse raciocínio para o caso de ácidos fracos e para a amônia.



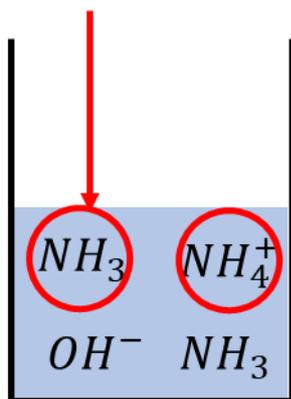
Quanto maior a constante de acidez, maior será **o grau de ionização** do ácido em solução aquosa.

Tanto a amônia como o ácido acético são eletrólitos fracos. Isso significa que eles estão em solução tanto na forma de moléculas como na forma de íons. Ou seja, o grau de ionização em ambos os casos não é igual a 100%.

É interessante observar que tanto a amônia como o ácido acético são infinitamente solúveis em água, o que significa que eles podem se misturar à água em qualquer proporção, sempre formando uma solução. Portanto, o paralelo entre a amônia, que é fraca e infinitamente solúvel, e o hidróxido de prata, que é forte e pouco solúvel, é bastante interessante para ilustrar a diferença entre força e solubilidade.

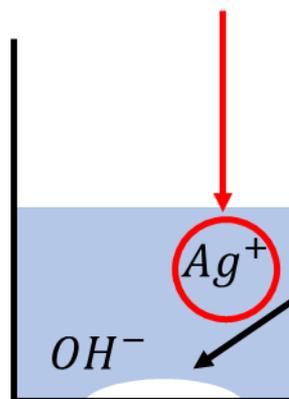


parte se dissolve na
forma de moléculas



Amônia
fraco, porém
infinitamente solúvel

O pouco que se dissolve
está 100% dissociado



hidróxido de prata
forte, porém pouco
solúvel

$AgOH (s)$
não dissolvido

Figura 4: Ilustração da Diferença entre Força e Solubilidade

Perceba, portanto, que a Constante de Acidez (ou de Basicidade, no caso de bases fracas) não se relaciona com a solubilidade, mas sim com a força ácida.

Por exemplo, a amônia possui uma constante muito baixa ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$), porém, é infinitamente solúvel em água. Por outro lado, o ácido benzoico ($K_a = 6,2 \cdot 10^{-5}$) é um ácido mais forte, porém, é pouco solúvel em água à temperatura ambiente – apenas 3,4 g/L.

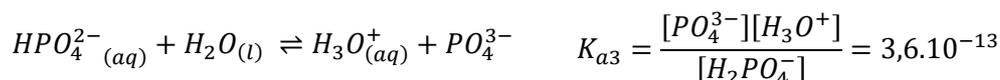
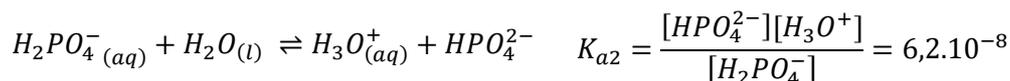
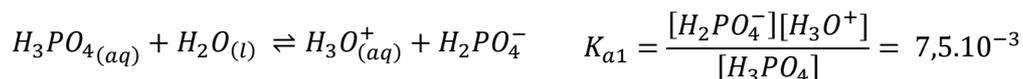
Sendo assim, vamos resumir os significados do produto de solubilidade – para compostos iônicos, como sais e hidróxidos de metais – e da constante de acidez ou basicidade para compostos moleculares.

Tabela 3: Comparativo sobre Produto de Solubilidade e Constante de Acidez

Produto de Solubilidade	Constante de Acidez (ou de Basicidade)
Compostos Iônicos	Compostos Moleculares
Indica a solubilidade em água	Indica o grau de ionização

É interessante ressaltar que, quando falamos da Constante de Acidez, **a força ácida** é relacionada ao seu **grau de ionização**.

Outro ponto que podemos destacar é que os poliácidos, ou seja, os ácidos que possuem vários hidrogênios ionizáveis, possuem uma constante de ionização para cada hidrogênio. Sendo assim, os diácidos possuem duas constantes de ionização; os triácidos possuem três constantes de ionização. Considere o caso do ácido fosfórico (H_3PO_4).



Vale ressaltar que a segunda ionização de um ácido é sempre mais fraca que a primeira. Isso acontece, porque a segunda ionização sempre implica em afastar carga positiva (o íon H^+) de carga negativa – o ânion produzido pela primeira ionização. Isso é sempre mais difícil do que afastar a carga positiva de uma molécula neutra.

Tenha em mente esse princípio e analise novamente as constantes de ionização do ácido fosfórico.

Como as constantes de ionização podem ser números muito pequenos, é também comum fornecê-las na forma logarítmica (**pK_a**). De forma semelhante ao pH, o pK_a é definido como o menos logaritmo da constante de ionização.

$$pK_a = -\log K_a$$

Quanto maior a constante de ionização, menor o valor de **pK_a**. Portanto, quanto menor o **pK_a**, mais forte será o ácido. Em geral, chamamos de fortes os ácidos que possuem **pK_a < 0**.

Tabela 4: Exemplos de Constantes de Ionização

Ácido	Nome	pK _a
HCl	Ácido Clorídrico	-7,0
H₂SO₄	Ácido Sulfúrico	-3,9 (pK _{a1})
		2,0 (pK _{a2})
C₆H₅SO₃H	Ácido benzenossulfônico	-2,8
HNO₃	Ácido Nítrico	-1,4



CH_3COOH	Ácido acético	4,75
HCN	Ácido Cianídrico	9,21
C_6H_5OH	Fenol	10,0

2.2.1. Cálculo de pH de Soluções de Ácidos Fortes

No caso de monoácidos fortes, o cálculo do pH é relativamente simples. Vamos considerar que a concentração do ácido será aproximadamente igual à concentração de íons $[H^+]$.

A explicação para isso é que, como o ácido clorídrico é um ácido forte, ele se encontra completamente dissociado. Dessa forma, se consideramos uma solução 0,1 mol/L de ácido clorídrico, ela produziria 0,1 mol/L de íons H^+ .

	$HCl(aq)$	\rightarrow	$H^+(aq)$	+	$Cl^-(aq)$
início	0,1 mol/L		0 mol/L		0 mol/L
reage	0,1 mol/L		0,1 mol/L		0,1 mol/L
final	0 mol/L		0,1 mol/L		0,1 mol/L

Dessa maneira, o pH será simplesmente o menos logaritmo da concentração do ácido.

$$pH = -\log[H^+] = -\log(0,1) = -(-1) = 1$$

Podemos estender esse raciocínio para outras soluções do ácido clorídrico. O pH das suas soluções será igual ao menos logaritmo da própria concentração do ácido, porque ele se ioniza completamente.

Tabela 5: Cálculo de pH de soluções de ácidos fortes

Concentração	pH
1 mol/L	0
10^{-1} mol/L	1
10^{-2} mol/L	2
10^{-3} mol/L	3



10^{-4} mol/L	4
10^{-5} mol/L	5

2.2.2. Cálculo de pH de Soluções de Bases Fortes

No caso de bases fortes, podemos aplicar a mesma lógica que vimos para os ácidos fortes. Porém, notemos que é a concentração de íons OH^- que será igual à concentração da base.

Tomemos como exemplo a dissociação de uma solução aquosa 0,1 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH), que é uma das bases mais importantes.

	$\text{NaOH}(aq)$	\rightarrow	$\text{Na}^+(aq)$	$+$	$\text{OH}^-(aq)$
início	0,1 mol/L		0 mol/L		0 mol/L
reage	0,1 mol/L		0,1 mol/L		0,1 mol/L
final	0 mol/L		0,1 mol/L		0,1 mol/L

Dessa maneira, podemos calcular facilmente o valor do pOH, que será simplesmente o menos logaritmo da concentração da base.

$$pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,1) = -(-1) = 1$$

Por sua vez, o pH pode ser calculado pela relação que aprendemos entre pH e pOH. Considerando que a amostra esteja a 25 °C, teremos:

$$pH + pOH = 14$$

$$\therefore pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$$

Podemos estender esse raciocínio para outras soluções do hidróxido de sódio. Podemos calcular o pOH das suas soluções como o menos logaritmo da própria concentração da base, porque ela se ioniza completamente.

Tabela 6: Cálculo de pH de soluções de ácidos fortes

Concentração	pOH	pH
1 mol/L	0	14

10^{-1} mol/L	1	13
10^{-2} mol/L	2	12
10^{-3} mol/L	3	11
10^{-4} mol/L	4	10
10^{-5} mol/L	5	9

2.2.3. Cálculo de pH de Soluções de Ácidos Fracos

Quando a constante de ionização do ácido é muito pequena, geralmente se considera que a quantidade do ácido ionizado é muito menor que a sua concentração original.

Com base nisso, existe uma aproximação conhecida como Lei da Diluição de Ostwald.

Considere a reação de ionização de uma solução de molaridade M ácido fraco genérico HX. Definindo como α o seu grau de ionização, podemos construir a seguinte tabela.

	$HX (aq)$	+	$HOH (aq)$	\rightleftharpoons	$H_3O^+(aq)$	+	$X^- (aq)$
Início	M		–		0		0
Reage	αM		–		αM		αM
Equilíbrio	$(1 - \alpha)M$				αM		αM

Aplicando a constante de ionização para a reação estudada, temos:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][X^-]}{[HX]} = \frac{(\alpha M)(\alpha M)}{(1 - \alpha)M} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} M$$

Considerando que o ácido seja muito fraco, o seu grau de ionização é muito pequeno, ou seja, $\alpha \ll 1$, temos que $(1 - \alpha \cong 1)$. Portanto:

$$K_a = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} M \cong \alpha^2 M$$

Essa relação é conhecida como **Lei de Ostwald**.



Um fato interessante que podemos notar a partir dessa expressão é que o **grau de ionização não é constante** para um ácido fraco. Em vez disso, ele é, de forma aproximada, inversamente proporcional à raiz quadrada da sua concentração molar.

Sendo assim, quanto mais concentrada for a solução de um ácido fraco, menor será o seu grau de ionização. Ou seja, mais ácido estará presente na forma de moléculas.

Com base nessa expressão, podemos fazer alguns exercícios.



6. (TFC – Inédita)

Determine o pH de uma solução 0,18 mol/L de ácido acético.

Dados: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $\log 18 = 1,25$

Comentários

Consideremos a equação da ionização do ácido acético.

	$CH_3COOH (aq)$	+	$H_2O (aq)$	\rightleftharpoons	$H_3O^+(aq)$	+	$CH_3COO^-(aq)$
Início	M		–		0		0
Reage	αM		–		αM		αM
Equilíbrio	$(1 - \alpha)M$				αM		αM

Vamos escrever a sua constante de ionização.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(\alpha M) \cdot (\alpha M)}{(1 - \alpha)M} = \frac{\alpha^2 M}{(1 - \alpha)}$$

Considerando que o grau de ionização seja muito baixo, ou seja, $\alpha \ll 1$, temos:

$$K_a \cong \alpha^2 \cdot 0,18 = 1,8 \cdot 10^{-5}$$



$$\therefore \alpha^2 = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,18} = 10^{-4}$$

$$\therefore \alpha = 10^{-2} = 0,01$$

Dessa maneira, temos que:

$$[H_3O^+] = \alpha M = 0,01 \cdot 0,18 = 1,8 \cdot 10^{-3} = 18 \cdot 10^{-4}$$

Extraindo o pH, temos:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(18 \cdot 10^{-4}) = 4 - \log(18) = 4 - 1,25 = 2,75$$

Gabarito: 2,75

7. (TFC – Inédita)

Determine a concentração de uma solução de ácido acético, cujo grau de ionização seja igual a 50%.

Dados: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Comentários

De posse da expressão:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(\alpha M) \cdot (\alpha M)}{(1 - \alpha)M} = \frac{\alpha^2 M}{(1 - \alpha)}$$

Basta aplicar que $\alpha = 0,50$.

$$K_a \cong \frac{(0,50)^2 \cdot M}{1 - 0,50} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\frac{0,25}{0,50} \cdot M = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$0,50 \cdot M = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\therefore M = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,50} = 3,6 \cdot 10^{-5}$$

Gabarito: $3,6 \cdot 10^{-5}$ mol/L



3. pH de Soluções Salinas

O termo neutralização de um ácido por uma base dá a entender que as soluções salinas são sempre neutras. No entanto, muitas soluções salinas não apresentam necessariamente pH neutro.

Para entender o cálculo do pH de soluções salinas, devemos observar que os íons derivados de ácidos e bases podem sofrer hidrólise em água liberando íons H^+ ou OH^- .

Na Tabela 7, apresentamos um esquema em que mostramos que a hidrólise de ânions derivados de ácidos libera o íon hidróxido (OH^-) e que a hidrólise de cátions de bases libera o íon hidrônio (H_3O^+).

Tabela 7: Hidrólise de íons derivados de ácidos e bases

Hidrólise de ânions de ácidos	$X^-(aq) + H_2O(l) \rightarrow HX(aq) + OH^-(aq)$
Hidrólise de cátions de bases	$B^+(aq) + H_2O(l) \rightarrow BOH(aq) + H_3O^+(aq)$

Portanto, sempre que o ânion do ácido hidrolisar, ele produzirá uma solução mais alcalina. De modo contrário, quando o cátion da base hidrolisar, produzirá uma solução mais ácida.

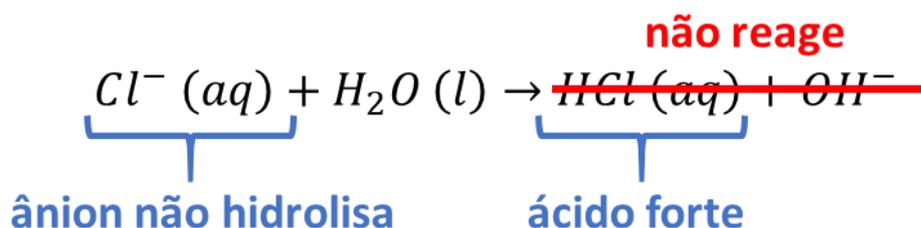
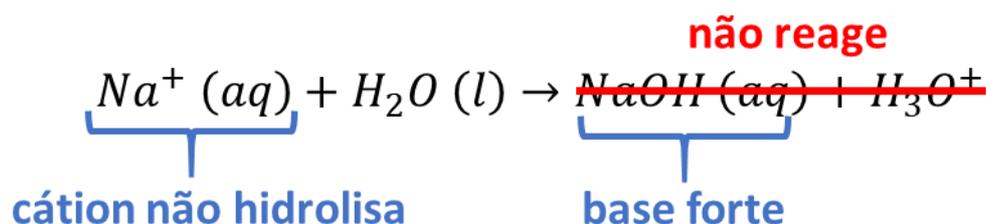
3.1. Sal de Ácido Forte e Base Forte

Uma solução aquosa de um sal normal de ácido forte e base forte apresentará sempre pH neutro, exatamente o mesmo da água pura. Na temperatura de 25 °C, o pH será sempre igual a 7.

Só para lembrar: um sal normal é aquele que não possui íons H^+ nem OH^- na sua composição. É o caso do cloreto de sódio ($NaCl$) e do nitrato de cálcio – $Ca(NO_3)_2$. Por outro lado, o bissulfato de sódio ($NaHSO_4$) não é um sal normal, pois contém um íon H^+ na sua estrutura.

A razão para isso é que nem o cátion nem o ânion hidrolisam. Tomemos como exemplo o cloreto de sódio ($NaCl$). Nesse caso, o cátion (Na^+) é derivado de uma base forte ($NaOH$), enquanto o ânion (Cl^-) é derivado de um ácido forte (HCl). Portanto, nenhum dos dois hidrolisa.





O íon sódio (Na^+) não hidrolisa, porque, se o fizesse, produziria o hidróxido de sódio ($NaOH$), que é uma base forte. Por ser uma base forte, o hidróxido de sódio está sempre 100% dissociado, portanto, ficaria na solução somente na forma iônica, ou seja, Na^+ .

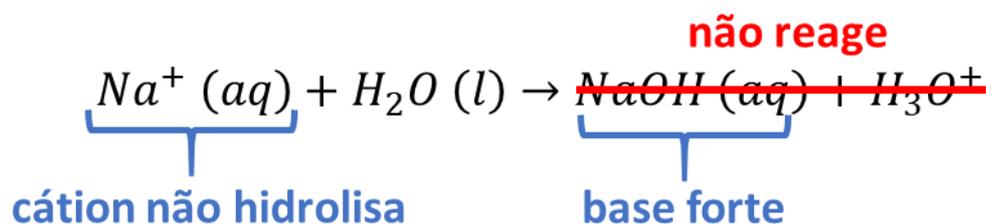
Analogamente, se o íon cloreto (Cl^-) hidrolisasse, ele produziria o ácido clorídrico (HCl). Porém, o ácido clorídrico é um ácido forte, ele se encontra em solução 100% dissociado na forma de íons, ou seja, na forma de íon cloreto (Cl^-).

Sendo assim, como nenhum dos íons sofre reações, não há liberação nem de (H^+) nem de (OH^-). Portanto, a dissolução do sal não promove alteração no pH da água.

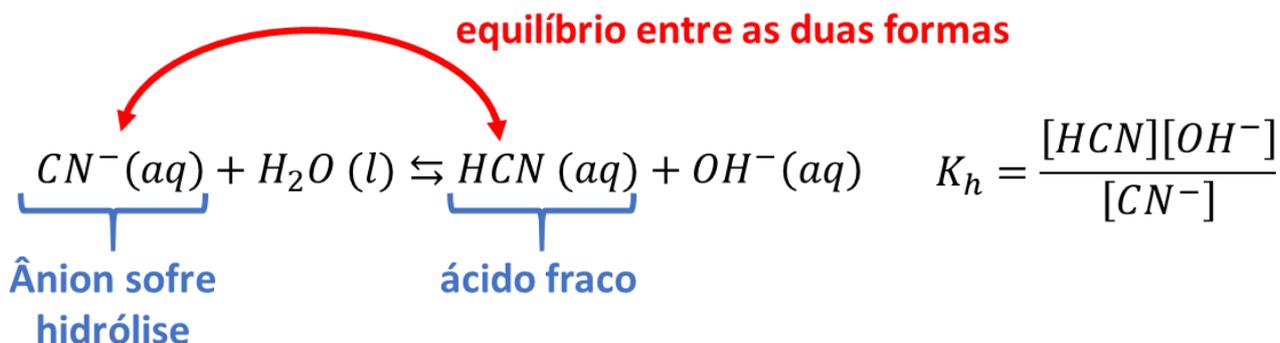
3.2. Sal de Ácido Fraco e Base Forte

Tome como exemplo o cianeto de sódio ($NaCN$). Nesse caso, a solução será alcalina.

O cátion da base é o íon sódio (Na^+) que não hidrolisa, porque é o cátion correspondente a uma base forte, como visto anteriormente.



O ânion do ácido sofre hidrólise, porque forma um ácido fraco.



Como o ácido cianídrico (HCN) é um ácido fraco, é realmente de se esperar que ele exista em solução como um equilíbrio da forma molecular (HCN) com a forma iônica (CN⁻). A constante de equilíbrio para essa reação é denominada **constante de hidrólise do íon cianeto**.

Como subproduto da hidrólise do cianeto, são produzidos íons hidroxila (OH⁻), que é o que justifica o pH alcalino.

A constante de hidrólise pode ser obtida diretamente a partir da constante de acidez do ácido cianídrico. Vejamos a demonstração.

$$K_h = \frac{[HCN][OH^-]}{[CN^-]}$$

Podemos multiplicar tanto o numerador como o denominador pela concentração [H₃O⁺]

$$K_h = \frac{[HCN][OH^-][H_3O^+]}{[CN^-][H_3O^+]}$$

Podemos organizar os termos da equação.

$$K_h = \frac{[HCN]}{[CN^-][H_3O^+]} \cdot \underbrace{[OH^-][H_3O^+]}_{K_w}$$

↑ *inverso do K_a*

$$\therefore K_h = \frac{K_w}{K_a}$$



Em geral, como as constantes de hidrólise tendem a ser muito pequenas, é comum considerar que a quantidade de íons produzidas na ionização é muito pequena em relação à concentração inicial do sal. Com isso, fazemos a mesma aproximação que já tínhamos visto para o cálculo de pH de soluções de ácidos fracos. Vejamos um exemplo a seguir.



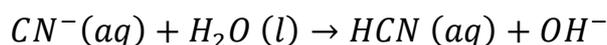
8. (TFC – Inédita)

Calcule o pH de uma solução 1 mol.L^{-1} de NaCN .

Dados: $K_a = 4 \cdot 10^{-10}$; $K_w = 10^{-14}$; $\log 2 = 0,30$

Comentários

O cianeto de sódio é um sal de um ácido fraco e uma base forte. Portanto, somente o íon corresponde ao ácido hidrolisa.



$$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^{-}]}{[\text{CN}^{-}]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-10}} = \frac{100 \cdot 10^{-12}}{4 \cdot 10^{-10}} = 25 \cdot 10^{-6}$$

Podemos escrever a tabela estequiométrica correspondente à reação estudo.

	CN^{-}	+	H_2O	→	OH^{-}	+	HCN
Início	1,0		–		0		0
Reage	x		–		x		x
Equilíbrio	$1 - x$		–		x		x

Substituindo os valores da tabela estequiométrica na constante de hidrólise calculada, temos:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^{-}]}{[\text{CN}^{-}]} = \frac{x^2}{1 - x} = 25 \cdot 10^{-6}$$



Como o valor da constante de hidrólise é muito pequeno, podemos assumir que o valor de x é muito pequeno, já que ele está no numerador. Logo, $1 - x \cong 1$, portanto:

$$x^2 = 25 \cdot 10^{-6} \therefore x = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Portanto, a concentração de íons hidroxila é:

$$x = [OH^-] = 5 \cdot 10^{-3}$$

A partir da concentração de íons hidroxila

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

$$pH = -\log(2 \cdot 10^{-12}) = -(\log(2) - 12) = 11,7$$

Portanto, a solução é básica.

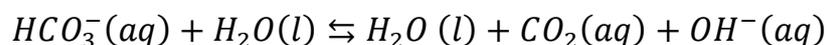
Gabarito: 11,7

Em Funções Inorgânicas, nós estudamos que existem os sais ácidos e os sais básicos. Porém, é interessante observar que, embora um sal ácido contenha íons H^+ em sua rede de cristalização, isso não significa que as suas soluções aquosas sejam ácidas.

Por exemplo, o bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$), que poderia também ser chamado de **carbonato ácido de sódio**, é um sal ácido. Porém, um de seus usos mais conhecidos é como **antiácido estomacal**.

Como pode isso?

O que acontece é que, na verdade, esse sal é de hidrólise alcalina, porque é formado por um sal de ácido fraco e base forte. Em água, o íon bicarbonato sofre a seguinte hidrólise:



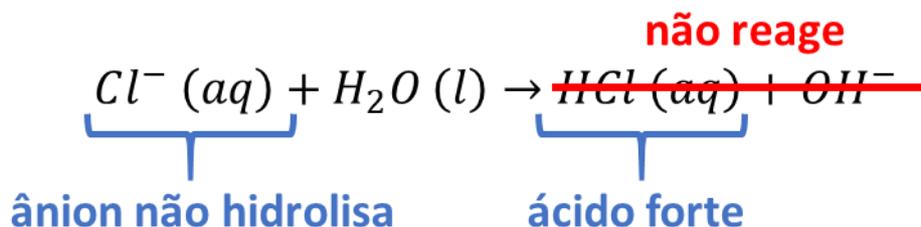
Devido à hidrólise do íon bicarbonato, a solução de bicarbonato de sódio é alcalina.



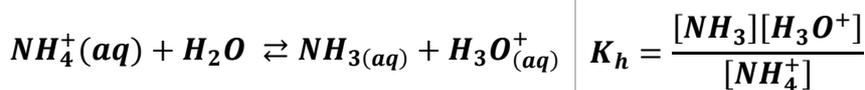
3.3. Sal de Ácido Forte e Base Fraca

Nesse caso, a solução é ácida, uma vez que o cátion da base sofre hidrólise. Considere, por exemplo, a dissolução de cloreto de amônio (NH_4Cl).

O ânion cloreto não sofre hidrólise, tendo em vista que formaria o ácido clorídrico (HCl).



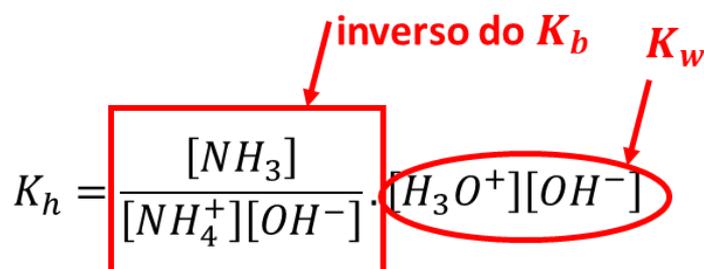
Por outro lado, o íon amônio (NH_4^+) sofre hidrólise liberando íons H_3O^+ em água, deixando a solução ácida. O procedimento para calcular o pH da solução é análogo, bastando conhecer o K_b da base.



De modo análogo ao que fizemos anteriormente, devemos multiplicar pela concentração de $[OH^-]$ no numerador e no denominador.

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{[NH_3][H_3O^+][OH^-]}{[NH_4^+][OH^-]}$$

Vamos agora notar os termos dentro da constante de hidrólise.



Sendo assim, de modo análogo ao que havíamos deduzido anteriormente para os sais de ácidos fracos.

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$



Dessa maneira, o cálculo do pH de uma solução de ácido forte e base fraca é muito semelhante ao que fazíamos no caso de sal de ácido fraco e base forte. A diferença principal é apenas que calculamos diretamente a concentração de íons $[H_3O^+]$. Vejamos um exemplo.



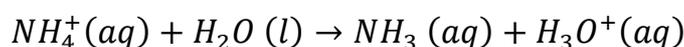
9. (TFC – Inédita)

Calcule o pH de uma solução $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de cloreto de amônio (NH_4Cl)

Dados: $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$ $K_w = 10^{-14}$; $\log 2 = 0,30$

Comentários

O cloreto de amônio é um sal de um ácido forte e uma base fraca. Portanto, somente o íon corresponde ao ácido hidrolisa.



$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = \frac{10 \cdot 10^{-13}}{2 \cdot 10^{-5}} = 5 \cdot 10^{-8}$$

Podemos escrever a tabela estequiométrica correspondente à reação estudo.

	NH_4^+	+	H_2O	→	NH_3	+	H_3O^+
Início	0,1		–		0		0
Reage	x		–		x		x
Equilíbrio	$0,1 - x$		–		x		x

Substituindo os valores da tabela estequiométrica na constante de hidrólise calculada, temos:

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = 5 \cdot 10^{-8}$$

Como o valor da constante de hidrólise é muito pequeno, podemos assumir que o grau de ionização é muito pequeno. Logo, $0,1 - x \cong 0,1$, portanto:



$$\frac{x^2}{0,1} = 5 \cdot 10^{-8}$$

Portanto, a concentração de íons hidrônio é:

$$[H_3O^+]^2 = 5 \cdot 10^{-8}$$

Como precisamos calcular o pH, observe que não foi dado o logaritmo de 5. Portanto, é mais conveniente escrever a concentração da seguinte forma:

$$[H_3O^+]^2 = 5 \cdot 10^{-8} = \frac{10}{2} \cdot 10^{-8} = \frac{10 \cdot 10^{-8}}{2}$$

$$[H_3O^+]^2 = \frac{10^{1-8}}{2} = \frac{10^{-7}}{2} = \frac{1}{2 \cdot 10^7}$$

Fizemos esse trabalho algébrico, porque o log 2 foi fornecido, mas não o log 5. Mas sabemos que podemos obter o log 5 a partir de log 2, pois $5 = 10/2$.

Em vez de tirar a raiz quadrada, podemos utilizar as propriedades do logaritmo. O logaritmo da raiz quadrada é igual à metade do logaritmo. Sendo assim.

$$pH = -\log[H_3O^+] = \frac{1}{2} [2 \cdot 10^7] = \frac{1}{2} [0,30 + 7] = \frac{7,30}{2} = 3,65$$

Portanto, a solução é ácida.

Gabarito: 3,65

Há um último caso de dissolução, que são os sais de ácido fraco e base fraca. São exemplos de sais desse tipo: o cianeto de sódio (NaCN) e o cianeto de potássio (KCN). Porém, esse caso é mais complicado, pois ambos os íons sofrem hidrólise. E está fora do escopo desse curso.

3.4. Solução Tampão

O tampão é um dos tipos de soluções mais importantes no estudo de pH. E, por isso, mesmo, as questões sobre o assunto são extremamente comuns. Sendo assim, eu recomendo que você preste bastante atenção ao que será transmitido nas próximas linhas.



Uma solução tampão **mantém o pH praticamente constante**, mesmo com a adição de quantidades significativas de ácidos ou bases fortes.

Como as enzimas precisam manter-se em uma faixa bem estreita de pH para funcionarem adequadamente, praticamente todos os sistemas biológicos funcionam à base de um tampão.

Grave isso: o tampão é uma solução que mantém o pH praticamente constante; ou uma solução que resiste a variações de pH.

Um dos sistemas orgânicos mais importantes é o que está presente no sangue, o qual permite a manutenção das trocas gasosas, mantendo seu pH em torno de 7,4. O responsável por esse tamponamento é o equilíbrio entre o ácido carbônico e sua base conjugada, o íon bicarbonato.

Um tampão é formado por um **ácido fraco** e um **sal desse ácido** com base forte. Também pode ser formado por uma **base fraca** e um **sal dessa base com ácido forte**.

Vejamos alguns exemplos de sistemas tampão:

- Solução 0,1 mol/L de ácido acético e 0,1 mol/L de acetato de sódio;
- Solução 0,1 mol/L de amônia e 0,2 mol/L de cloreto de amônio;
- Solução 0,02 mol/L de ácido carbônico e 0,01 mol/L de bicarbonato de sódio.

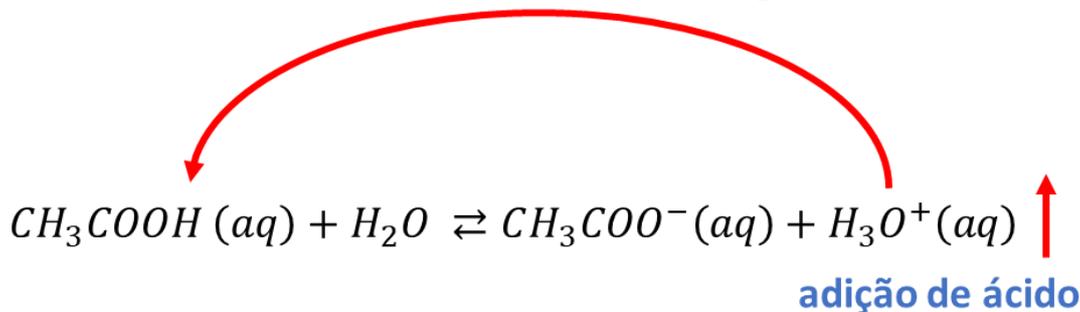
Por outro lado, **não são sistemas tampão:**

- Solução 0,1 mol/L de ácido clorídrico e 0,1 mol/L de cloreto de sódio. Esse sistema não é um tampão, porque o ácido clorídrico é um ácido forte;
- Solução 0,1 mol/L de ácido acético. Esse sistema não é um tampão, porque tem somente o ácido, não tem a base;

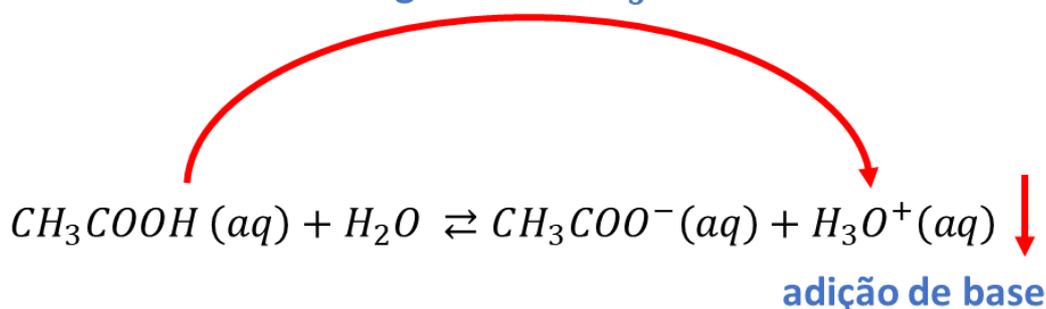
Quando adicionamos certa quantidade de ácidos e bases a um sistema tampão, ele reage, de modo a retornar ao seu pH original.



Equilíbrio se desloca para a esquerda,
consumindo o excesso de H_3O^+



Equilíbrio se desloca para a direita,
regenerando H_3O^+



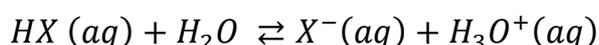
Perceba que as moléculas do ácido fraco são essenciais para que o sistema possa resistir à variação de pH provocada pela adição de bases. Por outro lado, os íons do ácido são essenciais para que o sistema possa resistir à variação de pH provocada pela adição de ácidos.

É por isso que o sistema tampão **precisa ser equilibrado**. O tampão deve conter **tanto o ácido fraco como um sal desse ácido**.

É possível também que um tampão seja con

3.4.1. pH do Tampão

Por exemplo, considere uma solução de ácido fraco e íons desse ácido. Nesse caso, tem-se o seguinte equilíbrio:



A constante de ionização do ácido é expressa por:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][X^-]}{[HX]}$$



Podemos isolar a concentração de íons $[H_3O^+]$ na equação acima.

$$\therefore [H_3O^+] = \frac{K_a [HX]}{[X^-]}$$

Sendo assim, podemos tomar o logaritmo natural de ambos os lados da equação.

$$\log[H_3O^+] = \log K_a + \log\left(\frac{[HX]}{[X^-]}\right)$$

Podemos colocar o sinal negativo de ambos os lados da equação. Devemos nos lembrar também das propriedades do logaritmo da potência. Quando invertemos uma fração, o logaritmo fica com o sinal trocado.

$$-\log[H_3O^+] = -\log K_a + \log\left(\frac{[X^-]}{[HX]}\right)$$

Usando as definições de **pH** e **pK_a**, temos a seguinte equação, que também é conhecida como Equação de Henderson-Hasselbalch.

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[sal]}{[ácido]}\right)$$

Essa equação fornece o pH da solução tampão em função da concentração. É importante observar que o tampão necessariamente requer tanto o ácido fraco como o seu sal para que haja concentrações razoáveis tanto do ácido como do sal.

3.4.2. Tampão Máximo

O tampão máximo é o sistema em que o número de mols de ácido fraco é exatamente igual ao número de mols do seu respectivo íon. Nesse caso, tem-se a maior resistência à variação de pH para ambos os lados.

Podemos observar esse sistema quando adicionamos uma solução 0,1 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH) a 1 litro de uma solução de 0,1 mol/L de ácido acético. O pH em função do volume é registrado na Figura 5.



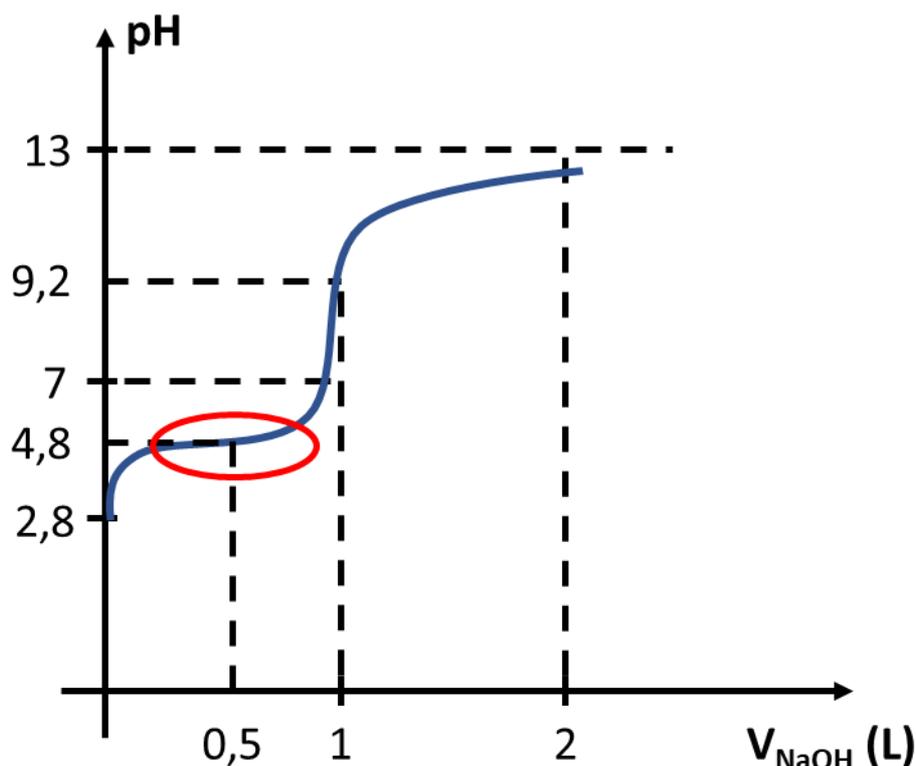


Figura 5: Curva de pH em função do volume de NaOH adicionado a uma solução 0,1 mol/L de ácido acético

Observe que, quando o volume adicionado de hidróxido de sódio é igual à metade do volume da solução de ácido acético, ou seja, igual a 0,5 litro, é que ocorre a maior resistência à variação de pH.



Quando misturamos um ácido fraco e uma base, o tampão máximo é formado quando metade do ácido é neutralizado. Dessa forma, metade das moléculas permanecerão como ácido e a outra metade será neutralizada e se apresentará como sal.

Se colocamos quantidades iguais (em número de mols) de ácido e da base, não teremos um tampão, mas apenas a neutralização total do ácido, formando exclusivamente uma solução salina.

Mesmo que seja adicionado um volume maior de hidróxido de sódio – basta andar para a direita no gráfico – ou que seja adicionado um volume de ácido forte – basta andar para a esquerda

no gráfico –, a variação de pH é muito pequena. A solução é capaz de se manter em pH muito próximo a 4,8.

Podemos averiguar mais profundamente o meio reacional. Com a mistura de ácido acético e hidróxido de sódio, observaremos a reação entre os dois, formando acetato de sódio. A tabela estequiométrica para essa reação será mostrada a seguir.

	CH_3COOH	+	$NaOH$	→	$CH_3COO^-Na^+$	+	H_2O
início	0,1 mol		0,05 mol		0 mol		–
reage	0,05 mol		0,05 mol		0,05 mol		–
equilíbrio	0,05 mol		0 mol		0,05 mol		–

Note que existe um excesso de ácido acético no meio de reacional. Com a reação, chegaremos a uma situação em que o número de mols do ácido é exatamente igual ao número de mols do sal.

Nessa situação, temos:

$$[X^-] = [HX]$$

Retornando à Equação de Henderson-Hasselbalch.

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[sal]}{[ácido]}\right)$$

Se as concentrações $[X^-] = [HX]$ forem iguais, teremos que o pH do tampão é:

$$pH = pK_a$$

Esse é o caso em que o efeito tamponante é máximo, cujo efeito foi ilustrado na Figura 5.

É importante destacar que o pH característico do tampão máximo depende exclusivamente do ácido fraco que é utilizado na composição.

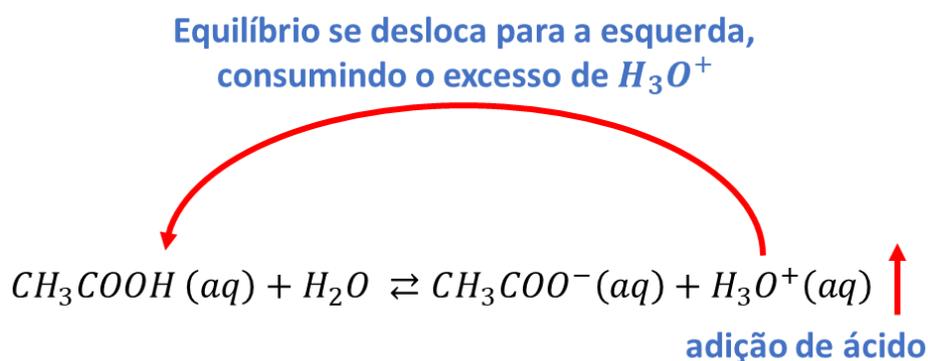
Por exemplo, no caso do ácido acético ($pK_a = 4,75$), o tampão máximo é obtido exatamente em $pH = 4,75$. Podemos verificar também, de forma matemática, o funcionamento desse sistema como mantenedor de pH.



Considere, por exemplo, um litro de solução 0,1 molar de ácido acético/acetato ($pH = 4,74$). A essa solução é adicionada o mesmo volume (ou seja, incríveis 1 litro) de uma solução 0,01 molar de ácido clorídrico ($pH = 2$).

Veja bem. Estamos falando de um volume realmente grande de uma solução concentrada de ácido clorídrico.

Como vimos, a adição de ácido provoca um deslocamento no equilíbrio do ácido com a sua base conjugada.



Dessa forma, a adição do ácido provoca um aumento na quantidade de íons acetato e redução na quantidade de ácido acético. Vamos supor que a reação tenha sido total, de modo a consumir todo o ácido excedente.

	CH_3COOH	+	H_2O	→	$CH_3COO^-(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
início	0,1 mol		–		0,1 mol		0,01 mol
reage	0,01 mol		–		0,01 mol		0,01 mol
equilíbrio	0,11 mol		–		0,09 mol		–

Colocando na Equação de Henderson-Hasselbach, o pH final da solução resultante será:

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{0,09}{0,11}\right) = 4,74 - 0,09$$
$$\therefore pH = 4,65$$



Sendo assim, a variação de pH foi muito pequena, mesmo com a adição de um volume significativo da solução de ácido forte.

3.5. Curva de PH

Um fato interessante das curvas de titulação é que elas inicialmente resistem à variação de pH, que pouco varia quando é adicionada a solução titulante – a resistência é ainda maior quando o titulado é um ácido ou base fraca.

Em um dado momento, o pH se rompe e varia bruscamente. Vejamos os vários casos possíveis.

3.5.1. Ácido Forte com Base Forte

Consideremos que inicialmente a solução a ser titulada tem volume igual a 1 litro e concentração 0,1 mol/L e que a solução titulante tem a mesma concentração. Traçaremos o gráfico do pH da solução em função da quantidade de solução titulante adicionada.

Vale ressaltar que supusemos conhecida a concentração da solução do ácido apenas por fins didáticos, para facilitar a sua compreensão. Nas questões de prova e na vida real, a solução titulada tem concentração desconhecida.

Para o caso de um monoácido forte (como o HCl) sendo titulado com uma monobase forte (como NaOH), temos que a concentração inicial de íons H^+ é igual 0,1 mol/L. Com isso, temos:

$$[H^+] = 0,1 \text{ mol/L} \therefore pH = -\log([H^+]) = -\log(0,1) = -(-1) = 1$$

Como as duas concentrações têm a mesma concentração o ponto de equivalência será quando o volume de NaOH adicionado for igual ao volume do ácido, no caso, 1 L. No ponto de equivalência, o pH será exatamente igual a 7.



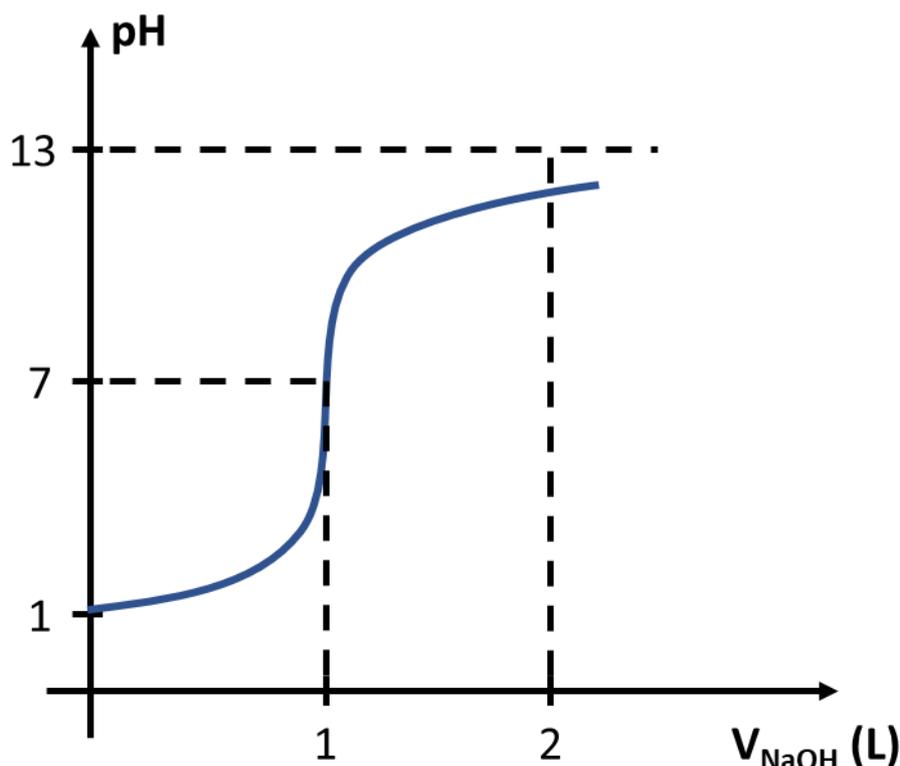


Figura 6: Titulação de Ácido Forte com Base Forte

Depois do ponto de equivalência, a solução passa a ser ligeiramente alcalina, pois todo o ácido já foi neutralizado.

Quando o volume da base adicionado for de 2 litros, podemos dizer que 1 litro da base já foi neutralizado pelo ácido, portanto, sobrou o número de mols de OH^- que pode ser calculado como:

$$n_{\text{OH}^-} = 1 \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 1 \cdot 0,1 = 0,1 \text{ mol}$$

Utilizamos o volume de 1 litro, porque dos 2 litros que foram adicionados, 1 litro foi usado para neutralizar completamente o HCl presente na amostra e sobrou apenas o volume de 1 litro sem ser neutralizado.

No entanto, a concentração de OH^- final não será de 0,1 mol/L, porque houve o efeito da diluição. Vejamos:

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} = \frac{0,1}{V_{\text{HCl}} + V_{\text{NaOH}}} = \frac{0,1}{1 + 2} = \frac{0,1}{3}$$

Podemos calcular o pOH da solução final.

$$pOH = -\log([\text{OH}^-]) = -\log\left(\frac{0,1}{3}\right) = \log(3) - \log(0,1) = 0,48 + 1 = 1,48$$



Usando a relação que o $pH + pOH = 14$, temos que:

$$pH + pOH = 14 \therefore pH = 14 - pOH = 14 - 1,48 = 12,52$$

Devido à diluição, o pH da solução final será ligeiramente menor que o pH da solução titulante.

Vale ressaltar que a curva de titulação para o caso de uma titulação de NaOH com uma solução de HCl seria semelhante. A única diferença é que o pH seria inicialmente alcalino e passaria a ser progressivamente mais ácido.

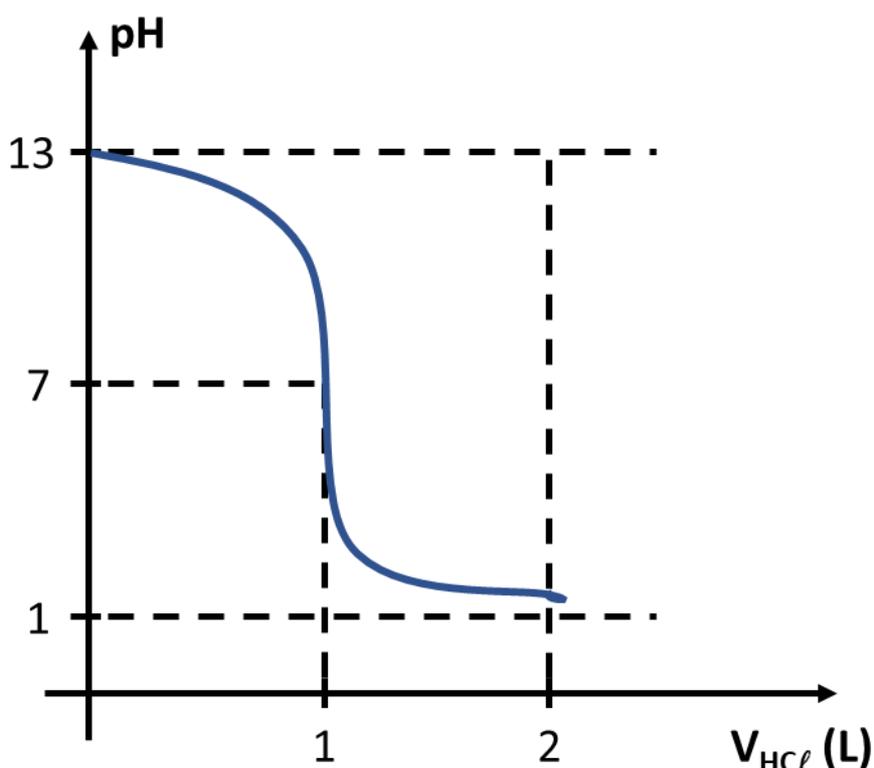


Figura 7: Curva de Titulação de uma Solução Aquosa de Hidróxido de Sódio (NaOH) com Ácido Clorídrico (HCl)

Como o pH é uma escala logarítmica, o efeito da diluição se torna menos visível. Porém, podemos enxergá-lo bem melhor, se analisarmos a condutividade da solução.

Inicialmente, como o ácido é forte, pode-se considerá-lo completamente dissociado. Sendo assim, se a concentração do ácido é 0,1 mol/L, ele proverá 0,2 mol/L de partículas carregadas devido à sua dissociação, que é considerada completa.

	$HCl(aq)$	\rightarrow	$H^+(aq)$	+	$Cl^-(aq)$
início	0,1 mol/L		0		0

Reage	0,1 mol/L		0,1 mol/L		0,1 mol/L
Final	0		0,1 mol/L		0,1 mol/L

No início, quando se adiciona a base (NaOH), ocorre uma precipitação de íons. Considere a Tabela Estequiométrica da reação em que consideramos o número de mols de íons até o ponto de equivalência.

	$HCl(aq)$	+	$NaOH(aq)$	→	$NaCl(aq)$	+	$H_2O(l)$
início	0,2 mol		0,2 mol		0		0
Reage	0,2 mol		0,2 mol		0,2 mol		não dissocia
Final	0 mol		0 mol		0,2 mol		não dissocia

Perceba que, no ponto de equivalência, a concentração de íons será:

$$[íons] = \frac{n_{íons}}{V} = \frac{0,2}{V_{HCl} + V_{NaOH}} = \frac{0,2}{1 + 1} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Sendo assim, entre a situação inicial e o ponto de equivalência, ocorre uma redução na concentração de íons. E, portanto, uma redução na condutividade da solução.

A partir do ponto de equivalência, a reação cessa. O que vai acontecer é que a solução neutralizada (com 0,1 mol/L de íons) começa a receber a adição de uma solução mais concentrada em íons (0,2 mol/L). Com isso, a condutividade vai aumentando, mas não chega ao valor original.

Podemos calcular o número de mols de íons presentes na solução usando a Tabela Estequiométrica semelhante à anterior em termos de número de mols de íons presentes na mistura.

	$HCl(aq)$	+	$NaOH(aq)$	→	$NaCl(aq)$	+	$H_2O(l)$
início	0,2 mol		0,4 mol		0		0
Reage	0,2 mol		0,2 mol		0,2 mol		não dissocia
Final	0 mol		0,2 mol		0,2 mol		não dissocia

Sendo assim, a concentração final de íons será:

$$[íons] = \frac{n_{íons}}{V_{final}} = \frac{0,4}{V_{HCl} + V_{NaOH}} = \frac{0,4}{1 + 2} = \frac{0,4}{3} = 0,13 \text{ mol/L}$$



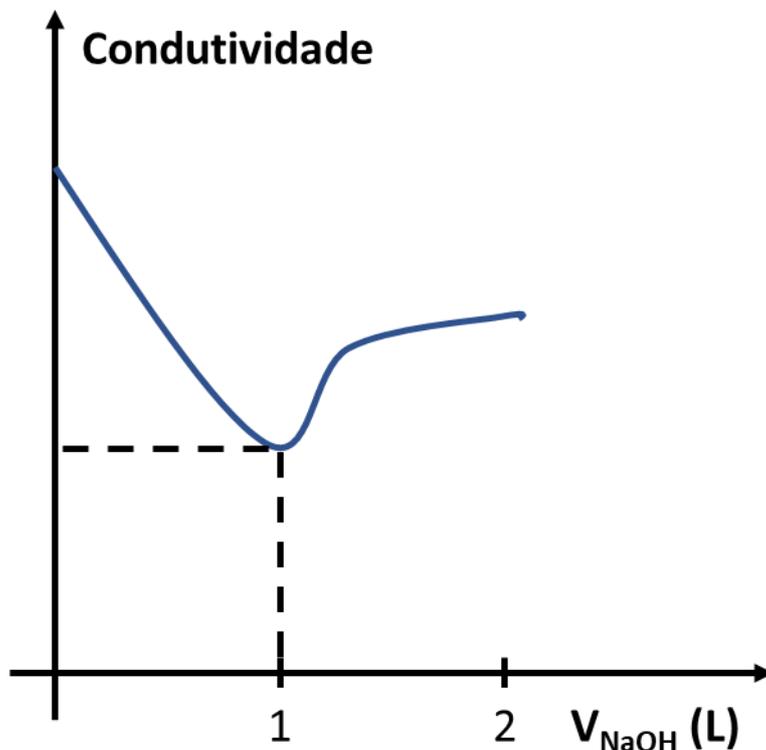


Figura 8: Variação da Condutividade durante a Titulação de uma Solução de Ácido Forte (HCl) por uma Solução de Base Forte (NaOH)

É importante citar que, nesse caso, o ponto de equivalência corresponderá à menor condutividade.

O gráfico de condutividade no caso de uma titulação de uma solução de base forte por uma solução de ácido é bastante semelhante ao ilustrado na Figura 8.

3.5.2. Titulação de uma Solução de Ácido Fraco por uma Solução de Base Forte

Agora, examinaremos o que acontece quando titulamos uma solução de 1 litro de ácido acético (CH₃COOH) 0,1 mol/L por uma solução de hidróxido de sódio de mesma concentração.

O ácido acético é um ácido com baixo grau de ionização, de modo que o pH não é igual a 1, mas bastante superior. Como vimos, o pH dessa solução não é igual a 1, porque, como o ácido é fraco, ele não está 100% ionizado.

Podemos utilizar a Lei de Diluição e Ostwald para calcular o grau de ionização do ácido sabendo, sabendo que $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

$$K_a = \alpha^2 M$$

$$\therefore \alpha^2 = \frac{K_a}{M} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-6}$$

$$\therefore \alpha = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-6}} = 1,34 \cdot 10^{-3}$$

Sendo assim, a concentração de íons H^+ produzida é:

$$[H_3O^+] = \alpha M = 1,34 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = 1,34 \cdot 10^{-4}$$

$$\therefore pH = -\log(1,34 \cdot 10^{-4}) = 3,87$$

Com o início da adição da base forte, sabemos que se forma um tampão. O tampão máximo se verifica quando o volume da base é igual à metade do volume de ácido e seu pH é igual ao pKa do ácido acético, que é aproximadamente igual a 4,75.

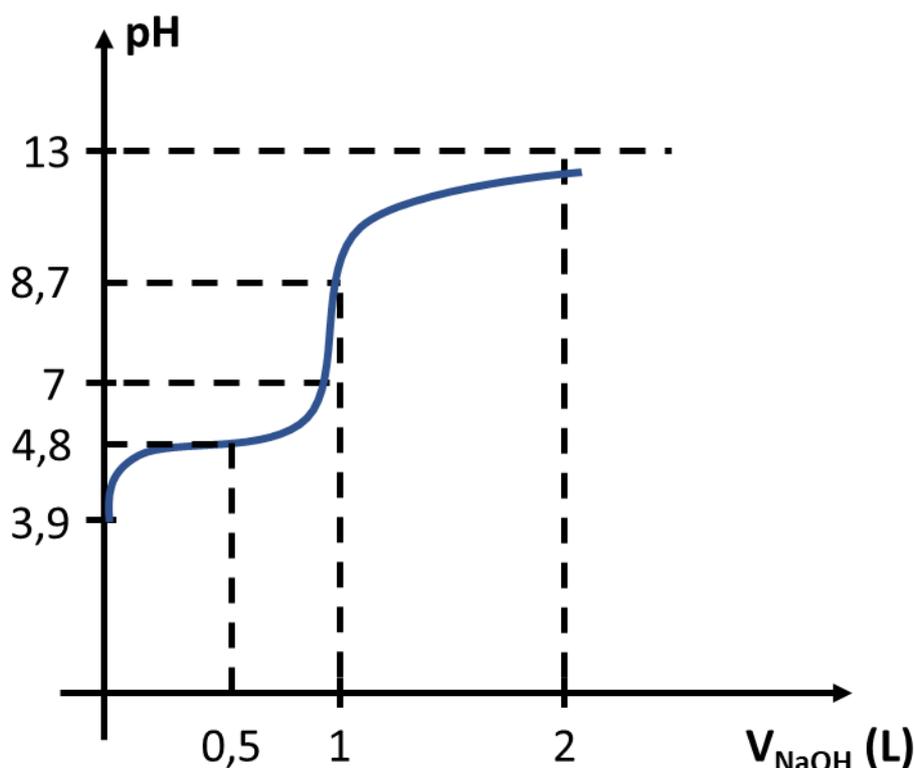
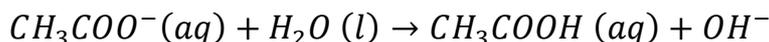


Figura 9: Curva de pH na titulação de Ácido Fraco (CH_3COOH) por uma solução aquosa de Base Forte ($NaOH$)

No ponto de equivalência, a solução é alcalina, porque o sal formado é de ácido fraco e base forte. O valor aproximado 8,72 pode ser calculado pela constante de hidrólise.



Para isso, primeiramente, devemos lembrar que, como adicionamos o volume de 1 litro de base, houve uma diluição. Portanto, a concentração do sal será de 0,05 mol/L, não mais 0,1 mol/L, já que o volume foi duplicado.



$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,556 \cdot 10^{-9} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Podemos escrever a tabela estequiométrica correspondente à reação estudo.

	CH_3COO^-	+	H_2O	→	OH^-	+	CH_3COOH
Início	0,05		–		0		0
Reage	x		–		x		x
Equilíbrio	$0,05 - x$		–		x		x

Substituindo os valores da tabela estequiométrica na constante de hidrólise calculada, temos:

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{x^2}{0,05 - x} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Considerando que a ionização aconteça em pequena escala, temos que $(0,05 - x) \cong 0,05$.

Dessa forma, temos:

$$\frac{x^2}{0,05} = 5,56 \cdot 10^{-10} \therefore x^2 = 0,05 \cdot 5,56 \cdot 10^{-10} = 2,78 \cdot 10^{-11}$$

Podemos extrair a concentração

$$[OH^-] = x = \sqrt{2,78 \cdot 10^{-11}} \cong 5,27 \cdot 10^{-6} \therefore pOH = 5,28$$

Sendo assim, o pH da solução será a diferença para 14.

$$pH = 14 - 5,28 = 8,72$$



Uma solução 0,1 mol/L de ácido acético apresenta 0,1 mol/L de hidrogênios ionizáveis. Porém, quando puro, a concentração de íons H^+ é bem inferior $[H^+] \cong 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. Ou seja, nem todos os hidrogênios ionizáveis do ácido realmente aparecem na forma de H^+ em solução.

Porém, a quantidade de hidróxido de sódio necessária para titular uma solução de ácido forte (HCl) e uma solução de ácido fraco (CH_3COOH) de mesma concentração é exatamente a mesma.

Isso acontece porque a reação de neutralização atinge todos os hidrogênios ionizáveis presentes na solução de ácido fraco.

De forma análoga ao que acontece na titulação de ácido forte, uma vez passado o ponto de equivalência, o pH da solução se aproxima do pH da solução titulante, no caso, NaOH 0,1 mol/L, que é igual a 13.

O efeito da diluição também acontece, de modo que não se atinge o mesmo pH = 13, mas sim ligeiramente inferior, pH = 12,5 como já havia sido calculado.

Em relação à condutividade, devemos notar que uma solução de ácido acético é pouco condutora.

$$[\text{íons}]_0 = 2,1,34 \cdot 10^{-3} = 2,68 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Quando a solução reage, ela forma o acetato de sódio, que é um sal, portanto, se encontra completamente dissociado. Logo, a solução original que tem baixa condutividade dá lugar a uma solução com maior concentração de íons.

Para o ponto de equivalência, podemos escrever.

	$CH_3COOH(aq)$	+	$NaOH(aq)$	→	$CH_3COO^-Na^+$	+	$H_2O(l)$
início	Baixa		0,2 mol		0		0
Reage	Baixa		0,2 mol		0,2 mol		não dissocia
Final	0 mol		0,2 mol		0,2 mol		não dissocia

Sendo assim, a concentração de íons no ponto de equivalência é bem maior que a concentração inicial.

$$[\text{íons}]_{eq} = \frac{0,2}{V} = \frac{0,2}{V_{HCl} + V_{NaOH}} = \frac{0,2}{1 + 1} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol/L}$$



Depois do ponto de equivalência, a solução passa a se tornar cada vez mais concentrada em íons, pois está sendo adicionada uma solução de hidróxido de sódio que tem uma concentração 0,2 mol/L em íons.

A concentração final é igual à que foi calculada no caso da titulação de ácido forte e base forte.

$$[\text{íons}]_f = 0,13 \text{ mol/L}$$

Dessa maneira, a concentração total de íons em solução é crescente durante a titulação. Logo, a condutividade da mistura é também crescente.

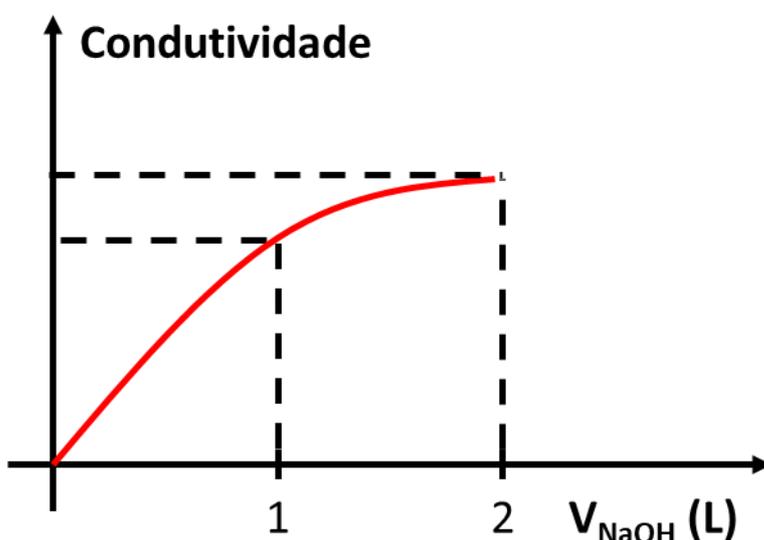


Figura 10: Comportamento da Condutividade em uma Solução de Ácido Fraco (CH_3COOH) por uma Base Forte (NaOH)

3.5.3. Indicadores de PH

Os indicadores de pH (ou ácido-base) são substâncias que variam a sua coloração de acordo com o pH do meio.

Um bom indicador ácido base tem uma **faixa de viragem** específica, que é uma faixa estreita de pH em que ele troca rapidamente de cor.

Tabela 8: Faixa de Viragem de Diversos Indicadores de pH

Indicador	Cor a pH baixo	Faixa de Viragem	Cor a pH alto
Azul de Timol (primeira transição)	Vermelho	1,2 a 2,8	Amarelo

Azul de Bromofenol	Amarelo	3,0 a 4,6	Violeta
Vermelho de Metila	Vermelho	4,4 a 6,2	Amarelo
Vermelho de Fenol	Amarelo	6,6 a 8,0	Vermelho
Fenolftaleína	Incolor	8,2 a 10,0	Rosa Carmim

Vamos entender a Tabela 8. O azul timol tem faixa de viragem entre pH 1,2 a 2,8. Isso significa que para pH abaixo de 1,2, ele é vermelho, enquanto que, para pH acima de 2,8, ele é amarelo.

Tabela 9: Indicadores de pH e suas respectivas cores em diferentes valores de pH

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Azul de Timol	Red	Orange	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Green	Blue
Azul de Bromofenol	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Purple	Purple	Purple	Purple	Purple	Purple
Vermelho de Metila	Red	Red	Red	Orange	Orange	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow
Vermelho de Fenol	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Orange	Red	Red	Red	Red
Fenolftaleína	Colorless	Pink	Pink	Pink						

Com uma boa gama de indicadores com faixas de viragens diferentes, é possível construir um medidor de pH. Essa é a ideia da fita medidora de pH.

Por exemplo, se construirmos uma fita com esses cinco indicadores, podemos medir o pH de uma solução qualquer de forma aproximada. Basta comparar o conjunto de cores obtido com o conjunto de cores presentes na escala.

Suponha que tenhamos aferido o pH de uma solução desconhecida com a fita formada pelos cinco indicadores e que tenhamos obtido o seguinte conjunto de cores.

Azul de Timol	Amarelo
Azul de Bromofenol	Roxo
Vermelho de Metila	Vermelho
Vermelho de Fenol	Amarelo
Fenofaleína	Branco

Figura 11: Resultado de uma Aferição de pH com uma fita medidora

Qual o pH dessa solução?

Olhe para a Tabela 9 e compare as cores obtidas,

Como o azul de timol está amarelo, o pH deve ser na faixa de 3 ou superior. Olhamos o azul de bromofenol roxo e concluímos um pH acima de 4,5. O vermelho de metila está vermelho, então, o pH não pode chegar a 6, sendo provavelmente abaixo de 5,5.

Com isso, concluímos que a solução tem pH em torno de 5 – entre 4,5 e 5,5.

A fita medidora permite uma análise rápida e barata do pH. Você pode comprar uma facilmente para usar em casa para fins recreativos em sites, como o Mercado Livre ou em lojas de produtos químicos.

A desvantagem dela é que não permite medidas muito precisas. Como vimos, fomos capazes de concluir que o pH da solução está em torno de 4,5 a 5,5. Algumas situações práticas requerem medidas mais precisas.

Os indicadores de pH também são bastante úteis na titulação.

Em uma titulação, o indicador de pH será útil quando for capaz de apontar com cores diferentes o momento em que ocorreu o ponto de equivalência.

Por exemplo, a fenolftaleína é muito utilizada na titulação de ácidos fortes por bases fortes, e vice-versa.

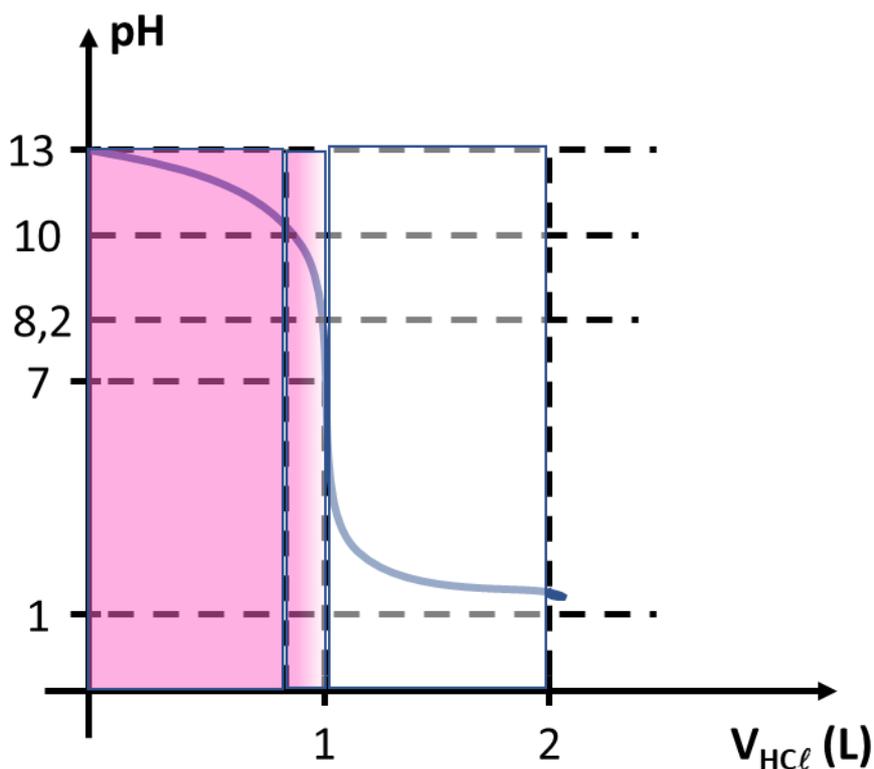


Figura 12: Cores da Fenolftaleína na Titulação de uma Solução de Base Forte (NaOH) por um Ácido Forte (HCl)

A Tabela 9 mostra que a viragem da fenolftaleína acontece antes do ponto de equivalência. A viragem da fenolftaleína acontece na faixa de pH de 8,2 a 10, enquanto que o ponto de equivalência se situa no pH igual a 7,0.

Porém, como vemos na Figura 12, a diferença entre o volume de ácido gasto para atingir o pH igual a 8,2 e para atingir o pH igual a 7,0 é muito pequena. Portanto, em geral, podemos assumir que, assim que o indicador muda de cor, atingiu-se o ponto de equivalência.

Por conta disso, vários indicadores poderiam ser utilizados nessa titulação. Por exemplo, se fosse utilizado o vermelho de metila – faixa de viragem de 4,4 a 6,2 – teríamos. Nesse caso, a viragem ocorre um pouco depois do ponto de equivalência. Porém, mais uma vez, a diferença de volume de ácido empregada é praticamente desprezível.

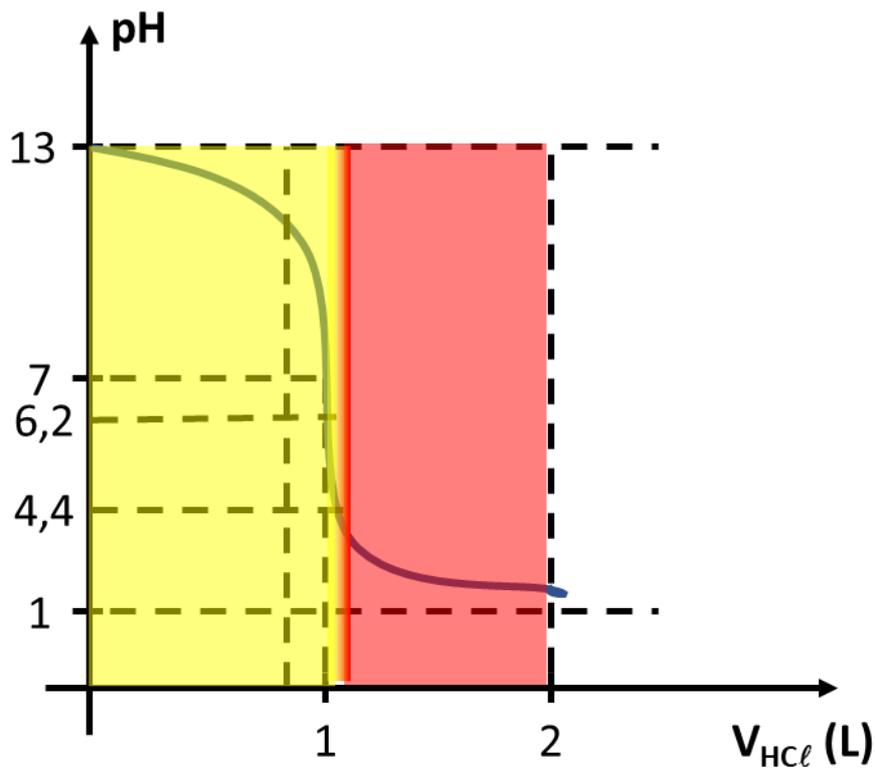


Figura 13: Cores do Vermelho de Metila na Titulação de uma Solução de Base Forte (NaOH) por um Ácido Forte (HCl)

O azul de bromofenol, por sua vez, não é o mais adequado para a titulação de uma solução de ácido fraco com pH inicial igual a 5,0. Como esse pH já está acima da sua faixa de viragem, ele permanecerá violeta durante toda a titulação.

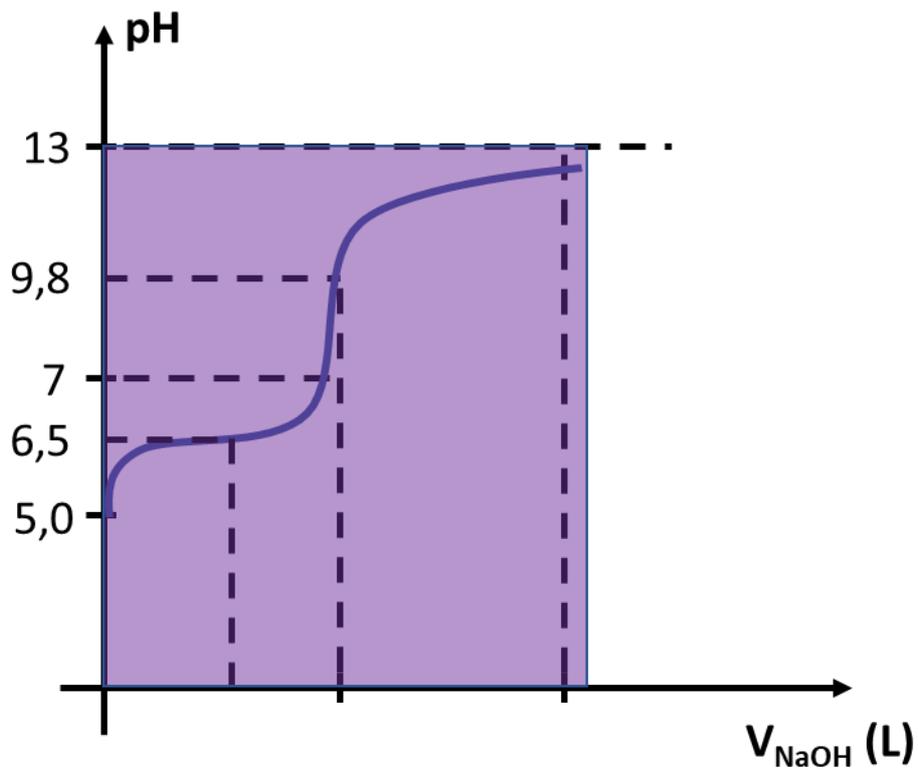


Figura 14: Exemplo de Titulação Mal Sucedida porque o Indicador não possui a faixa de viragem adequada

A escolha adequada do indicador de pH em uma titulação é muito importante. Deve-se utilizar, portanto, um indicador que tenha a sua faixa de viragem próxima do ponto de equivalência da titulação.

4. Lista de Questões Propostas

1. (TFC – Inédita)

Calcule a solubilidade do sulfato de bário em água a 25 °C em gramas por litro.

Dado: $K_{PS} = 1,0 \cdot 10^{-10}$. **Massas Molares:** Ba = 137 u, O = 16 u, S = 32 u.

2. (TFC – Inédita)

Calcule a solubilidade do fosfato de cálcio em água a 25 °C em gramas por litro.

Dado: $K_{PS} = 2,0 \cdot 10^{-29}$. **Massas Molares:** Ca = 40 u, P = 31 u, O = 16 u.

3. (TFC – Inédita)

O béquer A contém 500 mL de uma solução saturada de sulfato de bário $K_{PS} = 1 \cdot 10^{-10}$. Já o béquer B contém 500 mL de uma solução 0,2 mol/L de sulfato de zinco. Ao misturar os dois recipientes, calcule a quantidade em massa do precipitado e a concentração final de íons Ba^{2+} na mistura.

Dado: massa molar do sulfato de bário $MBaSO_4 = 233,4 \text{ g/mol}$.

4. (TFC – Inédita)

Em aquário marinho, o bário é considerado um elemento tóxico. Sabendo-se que a concentração máxima segura do elemento é de $13,7 \cdot 10^{-6} \text{ g/L}$ e que os níveis de sulfato são mantidos constantes em torno de 864 mg/L, é possível que haja ainda algum bário acima do limiar de toxicidade na água?

Dado: $K_{PS} = 1,08 \cdot 10^{-10}$. **Massas Molares:** Ba = 137 u, P = 31 u, O = 16 u.

5. (TFC – Inédita)

O sulfato de chumbo (II), cuja fórmula é $PbSO_4$, é muito utilizado em baterias. Seu produto de solubilidade é dado $K_{PS} = 1,6 \cdot 10^{-9}$. Essa solubilidade é afetada pela adição de uma solução aquosa de nitrato de chumbo.

Em relação à sua solubilidade em água pura, a solubilidade do $PbSO_4$ em uma solução aquosa 0,01 mol/L de nitrato de chumbo é:

- a) 0,4%
- b) 1%
- c) 4%
- d) 10%
- e) 40%



6. (TFC – Inédita)

Determine o pH de uma solução 0,18 mol/L de ácido acético.

Dados: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $\log 18 = 1,25$

7. (TFC – Inédita)

Determine a concentração de uma solução de ácido acético, cujo grau de ionização seja igual a 50%.

Dados: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

8. (TFC – Inédita)

Calcule o pH de uma solução 1 mol.L⁻¹ de NaCN.

Dados: $K_a = 4 \cdot 10^{-10}$; $K_w = 10^{-14}$; $\log 2 = 0,30$

9. (TFC – Inédita)

Calcule o pH de uma solução 0,11 mol.L⁻¹ de cloreto de amônio (NH₄Cl)

Dados: $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$ $K_w = 10^{-14}$; $\log 2 = 0,30$

10. (UNESP SP – 2020 – Conh. Gerais)

As antocianinas existem em plantas superiores e são responsáveis pelas tonalidades vermelhas e azuis das flores e frutos. Esses corantes naturais apresentam estruturas diferentes conforme o pH do meio, o que resulta em cores diferentes.

O cátion flavílio, por exemplo, é uma antocianina que apresenta cor vermelha e é estável em pH ≈ 1 . Se juntarmos uma solução dessa antocianina a uma base, de modo a ter pH por volta de 5, veremos, durante a mistura, uma bonita cor azul, que não é estável e logo desaparece.

Verificou-se que a adição de base a uma solução do cátion flavílio com pH ≈ 1 dá origem a uma cinética com 3 etapas de tempos muito diferentes. A primeira etapa consiste na observação da cor azul, que ocorre durante o tempo de mistura da base. A seguir, na escala de minutos, ocorre outra reação, correspondendo ao desaparecimento da cor azul e, finalmente, uma terceira que, em horas, dá origem a pequenas variações no espectro de absorção, principalmente na zona do ultravioleta.

(Paulo J. F. Cameira dos Santos et al. "Sobre a cor dos vinhos: o estudo das antocianinas e compostos análogos não parou nos anos 80 do século passado". www.inia.vpt, 2018. Adaptado.)

A variação de pH de ≈ 1 para ≈ 5 significa que a concentração de íons H⁺ (aq) na solução _____, aproximadamente, _____ vezes. Entre as etapas cinéticas citadas no texto, a que deve ter maior energia de ativação e, portanto, ser a etapa determinante da rapidez do processo como um todo é a _____.

As lacunas do texto são preenchidas, respectivamente, por:

a) aumentou ; 10 000 ; primeira.



- b) aumentou ; 10 000 ; terceira.
- c) diminuiu ; 10 000 ; terceira.
- d) aumentou ; 5 ; terceira.
- e) diminuiu ; 5 ; primeira.

11. (FUVEST SP – 2017 – 2ª Fase)

Muitos medicamentos analgésicos contêm, em sua formulação, o ácido acetilsalicílico, que é considerado um ácido fraco (constante de ionização do ácido acetilsalicílico = $3,2 \times 10^{-4}$). A absorção desse medicamento no estômago do organismo humano ocorre com o ácido acetilsalicílico em sua forma não ionizada.

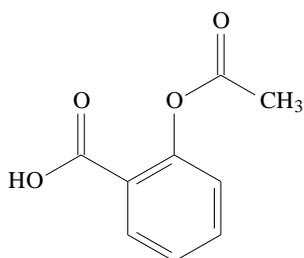
- a) Escreva a equação química que representa a ionização do ácido acetilsalicílico em meio aquoso, utilizando fórmulas estruturais.
- b) Escreva a expressão da constante de equilíbrio para a ionização do ácido acetilsalicílico. Para isto, utilize o símbolo AA para a forma não ionizada e o símbolo AA^- para a forma ionizada.
- c) Considere um comprimido de aspirina contendo 540 mg de ácido acetilsalicílico, totalmente dissolvido em água, sendo o volume da solução 1,5 L. Calcule a concentração, em mol/L, dos íons H^+ nessa solução. Em seus cálculos, considere que a variação na concentração inicial do fármaco, devido à sua ionização, é desprezível.
- d) No pH do suco gástrico, a absorção do fármaco será eficiente? Justifique sua resposta.

Note e adote:

pH do suco gástrico: 1,2 a 3,0

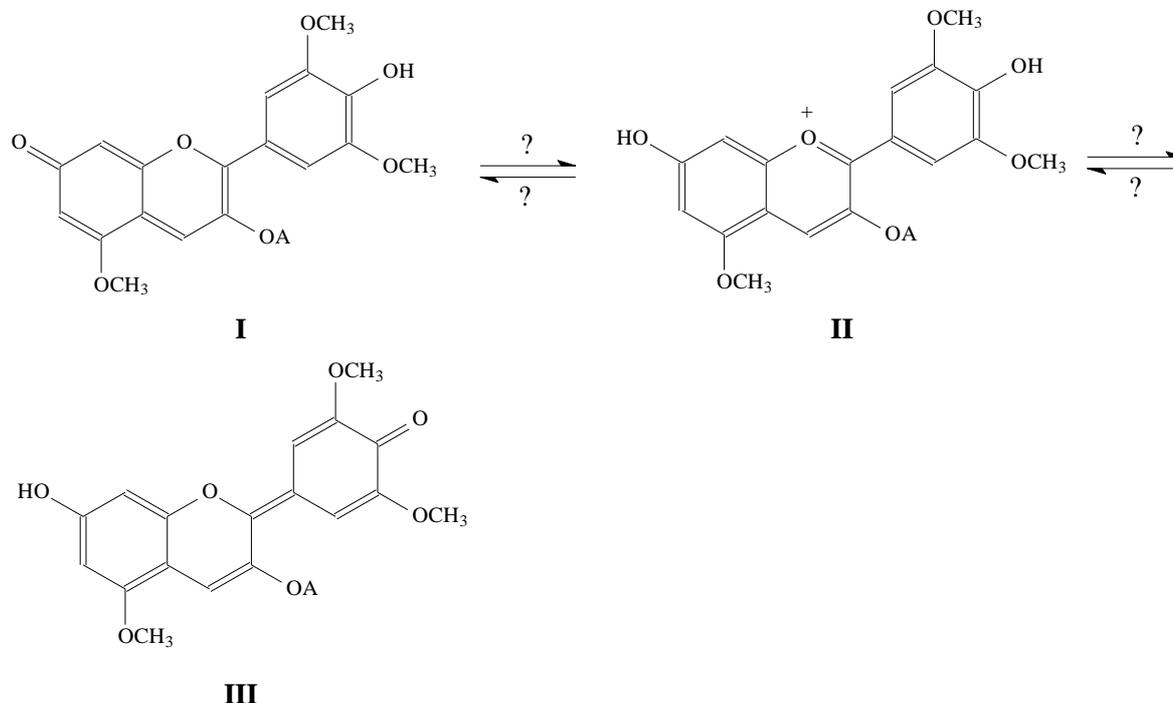
Massa molar do ácido acetilsalicílico: 180 g/mol

Ácido acetilsalicílico:

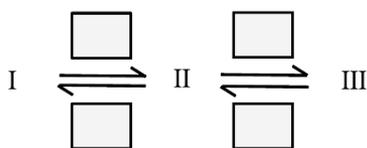


12. (UNICAMP SP – 2016)

A natureza fornece não apenas os insumos como também os subsídios necessários para transformá-los, de acordo com as necessidades do homem. Um exemplo disso é o couro de alguns peixes, utilizado para a fabricação de calçados e bolsas, que pode ser tingido com corantes naturais, como o extraído do crajiru, uma planta arbustiva que contém o pigmento natural mostrado nos equilíbrios apresentados a seguir. Esse pigmento tem a característica de mudar de cor de acordo com o pH. Em pH baixo, ele tem a coloração vermelha intensa, que passa a violeta à medida que o pH aumenta.



a) Complete o desenho abaixo, preenchendo os retângulos vazios com os símbolos H^+ ou OH^- , de modo a contemplar os aspectos de equilíbrio ácido-base em meio aquoso, de acordo com as informações químicas contidas na figura acima.



b) Dentre as espécies I, II e III, identifique aquela(s) presente(s) no pigmento com coloração violeta e justifique sua escolha em termos de equilíbrio químico.

13. (UNESP SP – 2015 – Conh. Gerais)

O ácido etanoico, popularmente chamado de ácido acético, é um ácido fraco e um dos componentes do vinagre, sendo o responsável por seu sabor azedo. Dada a constante de ionização, K_a , igual a $1,8 \times 10^{-5}$, assinale a alternativa que apresenta a concentração em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de H^+ em uma solução deste ácido de concentração $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- a) $0,00060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- b) $0,000018 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- c) $1,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- d) $3,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- e) $0,000060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

14. (UNESP SP – 2014 – Conh. Gerais)

Para a produção de energia, os mamíferos oxidam compostos de carbono nos tecidos, produzindo dióxido de carbono gasoso, $CO_2(g)$, como principal subproduto. O principal meio de remoção do

CO_2 (g) gerado nos tecidos envolve sua dissolução em água, seguida da reação do gás dissolvido com a água, sob a ação de um catalisador biológico, a enzima anidrase carbônica, como representado a seguir.

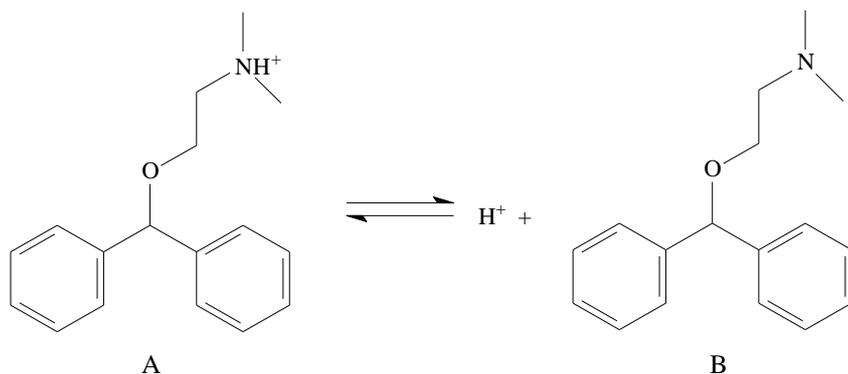


A respeito desse processo, é correto afirmar que:

- a reação de formação de HCO_3^- (aq) na etapa 2 só ocorre na presença do catalisador biológico.
- a concentração de CO_2 (aq) não influi na acidez do meio.
- a concentração de H^+ (aq) aumenta com a elevação da temperatura.
- a concentração de H^+ (aq) não varia com a elevação da temperatura.
- o aumento da concentração de CO_2 (aq) aumenta a acidez do meio.

15. (UNICAMP SP – 2014)

A equação abaixo mostra o equilíbrio químico em meio aquoso de uma droga muito utilizada no tratamento de náuseas e vômitos e também como antialérgico. Essa droga, dependendo da finalidade, pode ser comercializada na sua forma protonada (A) ou na sua forma neutra (B).



- Sabendo-se que em meio aquoso a constante de equilíbrio para essa equação é igual a $1,2 \times 10^{-9}$, qual espécie estaria em maior concentração no intestino (cujo pH é igual a 8): a protonada (A), a neutra (B) ou ambas estariam na mesma concentração? Justifique sua resposta com base em cálculos matemáticos.
- Supondo que a droga seria absorvida de forma mais completa e com melhor efeito terapêutico se fosse mais solúvel em lipídios, qual forma seria preferível numa formulação, a protonada ou a neutra? Justifique sua resposta em termos de interações intermoleculares.

16. (UNESP SP – 2011 – Ciências da Natureza)

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

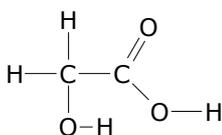
grande gama de bactérias. Considere uma formulação comercial de ácido benzoico ($C_6H_5CO_2H$) em água, de concentração molar 0,01M, 7% ionizada.

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?

17. (UNICAMP SP – 2010)

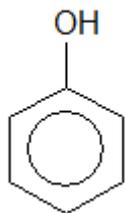
Com a finalidade de manter uma imagem jovem, muitas pessoas procuram eliminar as rugas do rosto utilizando a quimioesfoliação (peeling químico), um processo que envolve algum risco à saúde. A quimioesfoliação consiste na aplicação de um ou mais agentes à pele, visando promover a esfoliação cutânea, o que leva à renovação celular e à eliminação das rugas. Dois tipos de peeling podem ser realizados: o superficial ou médio e o profundo.

a) Para um peeling superficial ou médio, costuma-se usar uma solução da substância indicada abaixo:



Simplificadamente, a literatura afirma que, além da concentração da solução, o valor de pH ideal para uma boa esfoliação deve estar abaixo de sete. Considerando somente a dissolução dessa substância em água, seria possível obter essa condição de pH? Explique e justifique com uma equação química pertinente.

b) Para um peeling químico profundo, pode-se usar uma microemulsão denominada solução de Baker-Gordon, que contém a substância cuja fórmula estrutural está representada ao lado. Do ponto de vista da representação química, o hexágono com o círculo representa as possíveis estruturas ressonantes da cadeia carbônica. Desenhe essas possíveis estruturas ressonantes para a cadeia e escreva a fórmula molecular da substância.



18. (FUVEST SP – 2009 – 1ª Fase)

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

- a) $[OH^-] < [A^-] = [H^+] < [HA]$
- b) $[OH^-] < [HA] < [A^-] < [H^+]$
- c) $[OH^-] = [H^+] < [HA] < [A^-]$



19. (FUVEST SP – 2020 – 1ª Fase)

Para exemplificar probabilidade, um grupo de estudantes fez uma atividade envolvendo química, conforme o procedimento descrito.

Cada estudante recebeu um recipiente contendo 800 mL de água destilada com algumas gotas do indicador de pH alaranjado de metila e soluções de HCl e NaOH em diversas concentrações.

Cada estudante deveria jogar apenas uma vez dois dados, um amarelo e um vermelho, ambos contendo os números de 1 a 6.

- Ao jogar o dado vermelho, o estudante deveria adicionar ao recipiente 100 mL de solução do ácido clorídrico na concentração 10^{-n} mol/L, sendo n o número marcado no dado (por exemplo, se saísse o número 1 no dado, a solução seria de 10^{-1} mol/L; se saísse 6, a solução seria de 10^{-6} mol/L).
- Ao jogar o dado amarelo, o estudante deveria executar o mesmo procedimento, mas substituindo o ácido por NaOH, totalizando assim 1,0 L de solução.
- O estudante deveria observar a cor da solução ao final do experimento.

A professora mostrou a tabela com alguns valores de pH resultantes conforme os números tirados nos dados. Ela pediu, então, aos estudantes que utilizassem seus conhecimentos e a tabela para prever em quais combinações de dados a cor final do indicador seria vermelha.

Número tirado nos dados	Dado amarelo (adição de base)					
	1	2	3	4	5	6
Dado vermelho (adição de ácido)	1	7,0	2,1			2,0
	2			3,1		
	3			7,0		4,1
	4				7,0	
	5	11,9			8,9	
	6					7,9

A probabilidade de, após realizar o procedimento descrito, a solução final preparada por um estudante ser vermelha é de:

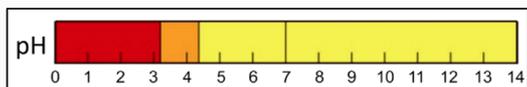
- a) $1/12$
- b) $1/6$
- c) $1/4$
- d) $11/36$
- e) $5/12$

Note e adote:

Considere a seguinte relação entre pH do meio e coloração do indicador alaranjado de metila:



Menor que 3,3	3,3 a 4,4	Maior que 4,4
Vermelho	Laranja	Amarelo



20. (UNESP SP/2017/Conh. Gerais)

Considere a tabela, que apresenta indicadores ácido-base e seus respectivos intervalos de pH de viragem de cor.

Indicador	Intervalo de pH de viragem	Mudança de cor
1. púrpura de m-cresol	1,2 – 2,8	vermelho – amarelo
2. vermelho de metila	4,4 – 6,2	vermelho – alaranjado
3. tornassol	5,0 – 8,0	vermelho – azul
4. timolftaleína	9,3 – 10,5	incolor – azul
5. azul de épsilon	11,6 – 13,0	alaranjado – violeta

Para distinguir uma solução aquosa $0,0001 \text{ mol/L}$ de HNO_3 (ácido forte) de outra solução aquosa do mesmo ácido $0,1 \text{ mol/L}$, usando somente um desses indicadores, deve-se escolher o indicador:

- 1.
- 4.
- 2.
- 3.
- 5.

21. (FUVEST SP – 2014 – 1ª Fase)

Em um laboratório químico, um estudante encontrou quatro frascos (1, 2, 3 e 4) contendo soluções aquosas incolores de sacarose, KCl, HCl e NaOH, não necessariamente nessa ordem. Para identificar essas soluções, fez alguns experimentos simples, cujos resultados são apresentados na tabela a seguir:

Frasco	Cor da solução após a adição de fenolftaleína	Condutibilidade elétrica	Reação com Mg(OH)_2
1	incolor	conduz	não
2	rosa	conduz	não
3	incolor	conduz	sim
4	incolor	não conduz	não

Dado: Soluções aquosas contendo o indicador fenolftaleína são incolores em pH menor do que 8,5 e têm coloração rosa em pH igual a ou maior do que 8,5.

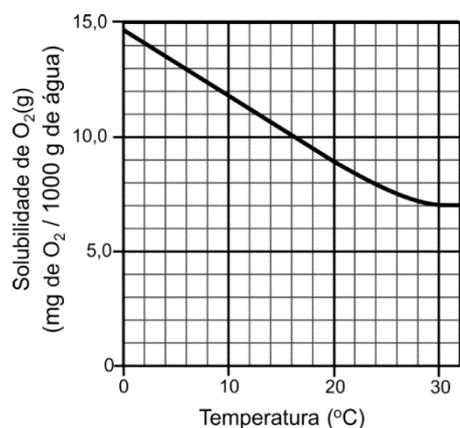
As soluções aquosas contidas nos frascos 1, 2, 3 e 4 são, respectivamente, de

- a) HCl, NaOH, KCl e sacarose.
- b) KCl, NaOH, HCl e sacarose.
- c) HCl, sacarose, NaOH e KCl.
- d) KCl, sacarose, HCl e NaOH.
- e) NaOH, HCl, sacarose e KCl.

22. (FUVEST SP – 2013 – 2ªFase)

A vida dos peixes em um aquário depende, entre outros fatores, da quantidade de oxigênio (O_2) dissolvido, do pH e da temperatura da água. A concentração de oxigênio dissolvido deve ser mantida ao redor de 7 ppm (1 ppm de $O_2 = 1 \text{ mg de } O_2 \text{ em } 1000 \text{ g de água}$) e o pH deve permanecer entre 6,5 e 8,5.

Um aquário de paredes retangulares possui as seguintes dimensões: 40 x 50 x 60 cm (largura x comprimento x altura) e possui água até a altura de 50 cm. O gráfico abaixo apresenta a solubilidade do O_2 em água, em diferentes temperaturas (a 1 atm).



- a) A água do aquário mencionado contém 500 mg de oxigênio dissolvido a 25 °C. Nessa condição, a água do aquário está saturada em oxigênio? Justifique.

Dado: densidade da água do aquário = 1,0 g/cm³.

- b) Deseja-se verificar se a água do aquário tem um pH adequado para a vida dos peixes. Com esse objetivo, o pH de uma amostra de água do aquário foi testado, utilizando-se o indicador azul de bromotimol, e se observou que ela ficou azul. Em outro teste, com uma nova amostra de água, qual dos outros dois indicadores da tabela dada deveria ser utilizado para verificar se o pH está adequado? Explique.

pH											Indicador				
4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0	
vermelho			laranja			amarelo									Vermelho de metila
amarelo				verde				azul							Azul de bromotimol
incolor								rosa claro			rosa intenso				Fenolftaleína

23. (FUVEST SP – 2011 – 2ªFase)



A solução de azul de bromotimol atua como indicador de pH. Em meio ácido, sua cor fica amarela e, em meio básico, azul. Para valores de pH entre 6 e 7, a solução fica verde.

Considere um aquário de água doce, iluminado e montado com peixes e plantas aquáticas. Retire-se uma amostra de água desse aquário (amostra 1) e a ela adicionou-se solução de azul de bromotimol (indicador de pH), observando-se a cor verde.

- a) O aquário foi mantido, por certo tempo, em ambiente escuro. Nova amostra de água foi retirada (amostra 2) e, ao se adicionar o indicador de pH, a coloração foi diferente da observada na amostra 1. Explique o que provocou a diferença de pH entre as amostras 1 e 2.
- b) A adição excessiva de ração para peixes levou ao aumento da população de decompositores no aquário. Que coloração é esperada ao se adicionar o indicador de pH a uma amostra de água do aquário (amostra 3)? Justifique sua resposta.

pH											Indicador							
4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0				
vermelho		laranja			amarelo											Vermelho de metila		
amarelo				verde			azul										Azul de bromotimol	
incolor								rosa claro			rosa intenso				Fenolftaleína			

24. (FUVEST SP – 2011 – 1ª Fase)

Para identificar quatro soluções aquosas, A, B, C e D, que podem ser soluções de hidróxido de sódio, sulfato de potássio, ácido sulfúrico e cloreto de bário, não necessariamente nessa ordem, foram efetuados três ensaios, descritos a seguir, com as respectivas observações.

- I. A adição de algumas gotas de fenolftaleína a amostras de cada solução fez com que apenas a amostra de B se tornasse rosada.
- II. A solução rosada, obtida no ensaio I, tornou-se incolor pela adição de amostra de A.
- III. Amostras de A e C produziram precipitados brancos quando misturadas, em separado, com amostras de D.

Com base nessas observações e sabendo que sulfatos de metais alcalino-terrosos são pouco solúveis em água, pode-se concluir que A, B, C e D são, respectivamente, soluções aquosas de

- a) H_2SO_4 , NaOH, $BaCl_2$ e K_2SO_4 .
- b) $BaCl_2$, NaOH, K_2SO_4 e H_2SO_4 .
- c) NaOH, H_2SO_4 , K_2SO_4 e $BaCl_2$.
- d) K_2SO_4 , H_2SO_4 , $BaCl_2$ e NaOH.
- e) H_2SO_4 , NaOH, K_2SO_4 e $BaCl_2$.

25. (FUVEST SP – 2011 – 2ª Fase)

Em um laboratório, há dois frascos com soluções aquosas diferentes:

- Ácido acético de concentração 1,0 mol/L;



— Ácido clorídrico de concentração $4,2 \times 10^{-3}$ mol/L.

Fazendo dois testes, em condições iguais para as duas soluções, observou-se que,

- ao mergulhar, nas soluções, os eletrodos de um aparelho para medir a condutibilidade elétrica, a intensidade da luz da lâmpada do aparelho era a mesma para as duas soluções;
 - ao adicionar a mesma quantidade de indicador universal para ácidos e bases a amostras de mesmo volume das duas soluções, a coloração final observada era a mesma.
- a) Explique por que duas soluções tão diferentes exibem comportamentos tão semelhantes.
- b) Considerando os valores fornecidos nesta questão, calcule a constante de dissociação iônica do ácido acético. Mostre os cálculos.

26. (UNESP SP – 2004 – Conh. Gerais)

Ao cozinhar repolho roxo, a água do cozimento apresentasse azulada. Esta solução pode ser utilizada como um indicador ácido-base. Adicionando vinagre (ácido acético), a coloração mudará para o vermelho e, adicionando soda cáustica (hidróxido de sódio), a coloração mudará para o verde. Se você soprar através de um canudinho na água de cozimento do repolho roxo durante alguns segundos, sua coloração mudará do azul para o vermelho. Destas observações, pode-se concluir que:

- a) no “ar” que expiramos existe vinagre, produzindo íons CH_3COO^- e H^+ na solução.
- b) no “ar” que expiramos existe soda cáustica, produzindo íons Na^+ e OH^- na solução.
- c) no “ar” que expiramos há um gás que, ao reagir com a água, produz íons H^+ .
- d) o “ar” que expiramos reage com a água do repolho formando ácido clorídrico e produzindo íons H^+ e Cl^- na solução.
- e) o “ar” que expiramos comporta-se, em solução aquosa, como uma base.

27. (FUVEST SP – 2020 – 2ª Fase)

O experimento conhecido como “chuva de ouro” consiste na recristalização, à temperatura ambiente, de iodeto de chumbo (PbI_2). A formação desse sal pode ocorrer a partir da mistura entre nitrato de chumbo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) e iodeto de potássio (KI). Outro produto dessa reação é o nitrato de potássio (KNO_3) em solução aquosa.

Tanto o $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ quanto o KI são sais brancos solúveis em água à temperatura ambiente, enquanto o PbI_2 é um sal amarelo intenso e pouco solúvel nessa temperatura, precipitando como uma chuva dourada.

Em um laboratório, o mesmo experimento foi realizado em dois frascos. Em ambos, 100 mL de solução $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e 100 mL de solução $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ de KI foram misturados. Ao primeiro frasco foi também adicionado 20 mL de água destilada, enquanto ao segundo frasco foi adicionado 20 mL de solução $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de iodeto de sódio (NaI).

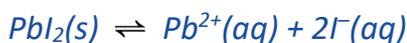




A tabela a seguir apresenta os dados de solubilidade dos produtos da reação em diferentes temperaturas.

	Massa molar (g.mol ⁻¹)	Solubilidade em água em diferentes temperaturas (g.L ⁻¹)		
		4 °C	32 °C	80 °C
PbI ₂	461,0	0,410	0,922	3,151
KNO ₃	101,1	135	315	1700

Responda aos itens a seguir considerando os dados do enunciado e o equilíbrio químico de solubilidade do iodeto de chumbo:

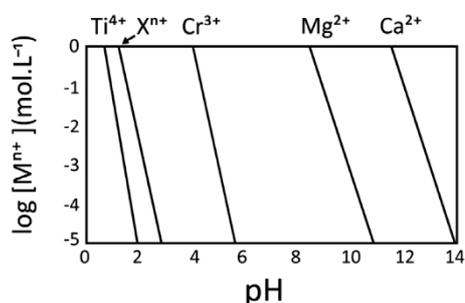


- a) Indique se o procedimento do segundo frasco favorece ou inibe a formação de mais sólido amarelo.
- b) Para separar o precipitado da solução do primeiro frasco e obter o PbI₂ sólido e seco, foi recomendado que, após a precipitação, fosse realizada uma filtração em funil com papel de filtro, seguida de lavagem do precipitado com água para se retirar o KNO₃ formado e, na sequência, esse precipitado fosse colocado para secar. Nesse caso, para se obter a maior quantidade do PbI₂, é mais recomendado o uso de água fria (4 °C) ou quente (80 °C)? Justifique.
- c) Encontre a constante do produto de solubilidade (K_{PS}) do iodeto de chumbo a 32 °C.

28. (FUVEST SP – 2020 – 2ª Fase)

Muitos metais (Mⁿ⁺) em água, dependendo do pH da solução, formam hidróxidos (M(OH)_n) insolúveis.

Esse comportamento pode ser descrito pela equação (I), que relaciona o valor de pH com o logaritmo da concentração do metal (log [Mⁿ⁺]), para uma dada temperatura, em que K_{PS} é a constante do produto de solubilidade do hidróxido do metal.



Equação (I): $\log[M^{n+}] = \log(K_{PS}) + 14n - n(\text{pH})$

O comportamento da equação (I) é representado no gráfico, no qual as linhas mostram o valor de pH e $\log[M^{n+}]$ em que se inicia a precipitação de cada um dos metais. Em condições mais alcalinas do que a apresentada na linha de cada metal, será observada a espécie insolúvel como hidróxido e, em condições mais ácidas do que a apresentada na linha, será observada a espécie em sua forma solúvel.

- a) Pinte, no gráfico abaixo, a região onde o Cr^{3+} se encontra na forma solúvel e o Ti^{4+} se encontra na forma de $Ti(OH)_4$ insolúvel.
- b) As linhas que representam Mg^{2+} e Ca^{2+} possuem a mesma inclinação, mas diferem da inclinação das linhas que representam Cr^{3+} e X^{n+} , que possuem a mesma inclinação entre si. Indique a carga n de X^{n+} e justifique com base na equação (I).
- c) Indique qual das espécies tem maior valor de K_{PS} : $Ca(OH)_2$ ou $Mg(OH)_2$. Justifique com base nas informações dadas.

29. (FUVEST SP/2018/2ªFase)

No acidente com o céσιο-137 ocorrido em 1987 em Goiânia, a cápsula, que foi aberta inadvertidamente, continha 92 g de cloreto de céσιο-137. Esse isótopo do céσιο sofre decaimento do tipo beta para bário-137, com meia-vida de aproximadamente 30 anos.

Considere que a cápsula tivesse permanecido intacta e que hoje seu conteúdo fosse dissolvido em solução aquosa diluída de ácido clorídrico suficiente para a dissolução total.

- a) Com base nos dados de solubilidade dos sais, proponha um procedimento químico para separar o bário do céσιο presentes nessa solução.
- b) Determine a massa do sal de bário seco obtido ao final da separação, considerando que houve recuperação de 100 % do bário presente na solução.

Note e adote:

Solubilidade de sais de bário e de céσιο (g do sal por 100 mL de água, a 20 °C).

	Cloreto	Sulfato
Bário	35,8	$2,5 \times 10^{-4}$
Césio	187	179

Massas molares:

cloro 35,5 g/mol

enxofre 32 g/mol

oxigênio 16 g/mol

30. (UNICAMP SP – 2010)

Um estudo divulgado na Revista nº 156 mostra as possíveis consequências da ingestão de pastas dentárias por crianças entre 11 meses e 7 anos de idade. A proposta dos pesquisadores é uma pasta que libere pouco fluoreto, e isso é obtido com a diminuição de seu pH. O excesso de fluoreto pode provocar a fluorose, uma doença que deixa manchas esbranquiçadas ou opacas nos dentes



em formação, por reação com a hidroxiapatita $[Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2]$, um sólido presente nas camadas superficiais dos dentes. Nos casos mais graves, essa doença provoca porosidade nos dentes, o que facilita fraturas dos dentes e a absorção de corantes de alimentos.

a) Escolha um íon da hidroxiapatita que pode ser substituído pelo fluoreto. Faça a substituição indicando o nome do íon substituído e a respectiva fórmula da substância formada.

b) Considere que no equilíbrio de solubilidade, a hidroxiapatita libere os íons Ca^{2+} , PO_4^{3-} , OH^- para o meio aquoso próximo à superfície dos dentes. Levando em conta apenas o fator pH do dentífrico, a dissolução da hidroxiapatita seria favorecida, dificultada ou não sofreria alteração com a proposta dos pesquisadores? Justifique.

31. (UNESP SP/2009/Biológicas)

Os cálculos renais são usualmente constituídos por oxalatos minerais. A precipitação deste sal no organismo ocorre sempre que a concentração do íon oxalato aumenta muito no plasma sanguíneo. Uma amostra de plasma sanguíneo contém, entre outros solutos, as seguintes concentrações de cátions solúveis: $[Mg^{+2}] = 8,6 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ e $[Ca^{+2}] = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

Determine a ordem em que cada íon precipita com a adição de oxalato de sódio sólido. Calcule a concentração molar de $C_2O_4^{2-}$ quando a precipitação de cada um deles começar. Considere que não haja variação de volume com a adição de oxalato de sódio sólido.

Dados:

$$K_{PS} (MgC_2O_4) = 8,6 \times 10^{-5} \text{ (a } 25 \text{ }^\circ\text{C)}.$$

$$K_{PS} (CaC_2O_4) = 2,6 \times 10^{-9} \text{ (a } 25 \text{ }^\circ\text{C)}.$$

32. (UNICAMP SP – 2009)

Nos Jogos Olímpicos de Beijing houve uma preocupação em se evitar a ocorrência de chuvas durante a cerimônia de abertura. Utilizou-se o iodeto de prata no bombardeamento de nuvens nas vizinhanças da cidade para provocar chuva nesses locais e, assim, evitá-la no Estádio Olímpico. O iodeto de prata tem uma estrutura cristalina similar à do gelo, o que induz a formação de gelo e chuva sob condições específicas.

a) Sobre a estratégia utilizada em Beijing, veiculou-se na imprensa que “o método não altera a composição da água da chuva”. Responda se essa afirmação é correta ou não e justifique.

b) Escreva a expressão da constante do produto de solubilidade do iodeto de prata e calcule sua concentração em mol L^{-1} numa solução aquosa saturada a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

Dado: A constante do produto de solubilidade do iodeto de prata é $8,3 \times 10^{-17}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

33. (UNICAMP SP – 2020)

“Quatro anos atrás, com meu jaleco branco, saí da clínica pediátrica e dei uma entrevista coletiva. Levantando uma mamadeira cheia de água de Flint, Michigan, compartilhei minha pesquisa: o chumbo estava aumentando no sangue das crianças de Flint. Inicialmente, as autoridades



tentaram me silenciar, mas persistência, ativismo, trabalho em equipe e ciência prevaleceram. Desde então, Flint segue um caminho lento, mas seguro, em direção à recuperação.”

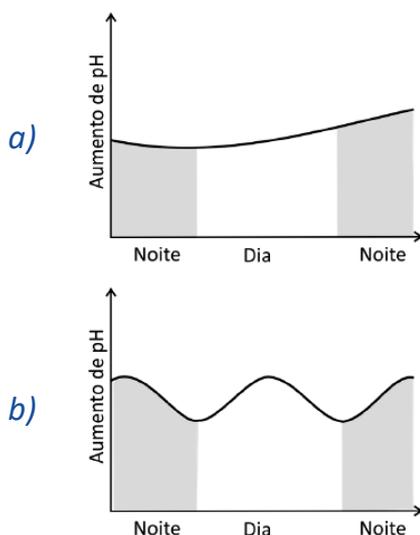
O trecho acima, publicado no New York Times em 27/08/2019, expõe um grave problema com a água encanada da cidade americana de Flint. Em 2016, foram registrados níveis elevados de íons chumbo e ferro na água, como resultado de uma sequência de erros. Ao mudar a captação de água para um rio local, quantidades maiores de cloro e de cloreto de ferro foram adicionadas à água. Nessa mudança, também deixaram de adicionar à água tratada uma substância para evitar a deterioração da camada protetora no interior dos canos de chumbo. Essa camada protetora resulta da deposição anódica de fosfato de chumbo, um sal muito pouco solúvel em água, nos canos novos.

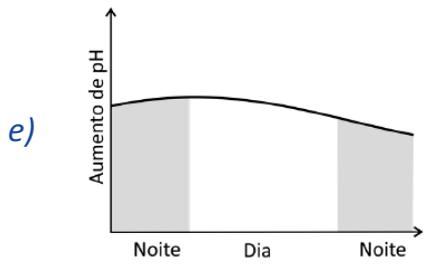
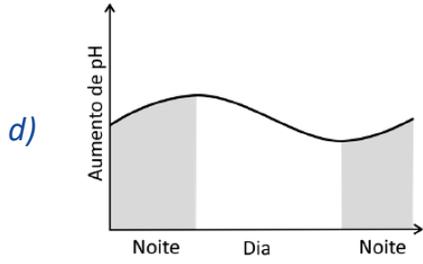
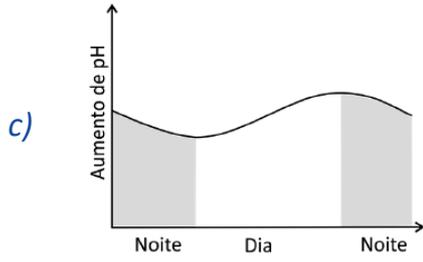
a) Considerando as informações fornecidas e aspectos relativos ao equilíbrio químico, que substância poderia ter sido adicionada à água tratada para evitar a corrosão e a contaminação por chumbo: **íons fosfato (PO_4^{-3})**, **íons chumbo (Pb^{+2})** ou **fosfato de chumbo**? Justifique sua resposta e exemplifique com uma equação química.

b) Essencialmente, a água tratada continha **cloro molecular**, **íons cloreto**, **oxigênio dissolvido**, e apresentava **pH abaixo do recomendado**. Considerando apenas essas características da água tratada, o que poderia ter promovido a corrosão do encanamento de ferro? Escreva uma equação química adequada à sua resposta e a justifique do ponto de vista químico.

34. (FUVEST SP – 2018 – 1ª Fase)

Considere um aquário tampado contendo apenas água e plantas aquáticas, em grande quantidade, e iluminado somente por luz solar. O gráfico que melhor esboça a variação de pH da água em função do horário do dia, considerando que os gases envolvidos na fotossíntese e na respiração das plantas ficam parcialmente dissolvidos na água, é:





5. Gabarito

1. 233 $\mu\text{g/L}$
2. 1,65 mg/L
3. 1,17 g
4. não
5. A
6. 2,75
7. $3,6 \cdot 10^{-5}$ mol/L
8. 11,7
9. 3,65
10. C
11. discursiva
12. discursiva
13. A
14. E
15. discursiva
16. $7 \cdot 10^{-4}$ mol/L
17. discursiva
18. A
19. C
20. A
21. B
22. discursiva
23. discursiva
24. E
25. a) discursiva; b) $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
26. C
27. discursiva
28. discursiva
29. a) discursiva; b) 62 g
30. discursiva
31. 10^{-6} e 10^{-1} mol/L
32. a) aproximadamente válida; b) $9,1 \cdot 10^{-9}$ mol/L
33. discursiva
34. C



6. Lista de Questões Comentadas

10. (UNESP SP – 2020 – Conh. Gerais)

As antocianinas existem em plantas superiores e são responsáveis pelas tonalidades vermelhas e azuis das flores e frutos. Esses corantes naturais apresentam estruturas diferentes conforme o pH do meio, o que resulta em cores diferentes.

O cátion flavílio, por exemplo, é uma antocianina que apresenta cor vermelha e é estável em $\text{pH} \approx 1$. Se juntarmos uma solução dessa antocianina a uma base, de modo a ter pH por volta de 5, veremos, durante a mistura, uma bonita cor azul, que não é estável e logo desaparece.

Verificou-se que a adição de base a uma solução do cátion flavílio com $\text{pH} \approx 1$ dá origem a uma cinética com 3 etapas de tempos muito diferentes. A primeira etapa consiste na observação da cor azul, que ocorre durante o tempo de mistura da base. A seguir, na escala de minutos, ocorre outra reação, correspondendo ao desaparecimento da cor azul e, finalmente, uma terceira que, em horas, dá origem a pequenas variações no espectro de absorção, principalmente na zona do ultravioleta.

(Paulo J. F. Cameira dos Santos *et al.* “Sobre a cor dos vinhos: o estudo das antocianinas e compostos análogos não parou nos anos 80 do século passado”. www.iniaiv.pt, 2018. Adaptado.)

A variação de pH de ≈ 1 para ≈ 5 significa que a concentração de íons H^+ (aq) na solução _____, aproximadamente, _____ vezes. Entre as etapas cinéticas citadas no texto, a que deve ter maior energia de ativação e, portanto, ser a etapa determinante da rapidez do processo como um todo é a _____.

As lacunas do texto são preenchidas, respectivamente, por:

- a) aumentou ; 10 000 ; primeira.
- b) aumentou ; 10 000 ; terceira.
- c) diminuiu ; 10 000 ; terceira.
- d) aumentou ; 5 ; terceira.
- e) diminuiu ; 5 ; primeira.

Comentários

Vamos calcular as concentrações de íons H^+ em $\text{pH} = 1$ e $\text{pH} = 5$.

$$[\text{H}^+]_1 = 10^{-1} \text{ mol/L}$$



$$[H^+]_{II} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Dessa forma, a concentração de H^+ diminuiu em 10 000 vezes. Para obter esse fator, você

$$\frac{[H^+]_{II}}{[H^+]_I} = \frac{10^{-5}}{10^{-1}} = 10^{-4} = \frac{1}{10000}$$

Além disso, a etapa que determina a velocidade da reação é sempre a etapa lenta. Nesse caso, é a terceira etapa.

Gabarito: C

11. (FUVEST SP – 2017 – 2ª Fase)

Muitos medicamentos analgésicos contêm, em sua formulação, o ácido acetilsalicílico, que é considerado um ácido fraco (constante de ionização do ácido acetilsalicílico = $3,2 \times 10^{-4}$). A absorção desse medicamento no estômago do organismo humano ocorre com o ácido acetilsalicílico em sua forma não ionizada.

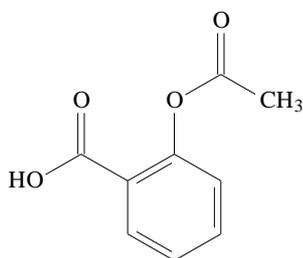
- Escreva a equação química que representa a ionização do ácido acetilsalicílico em meio aquoso, utilizando fórmulas estruturais.
- Escreva a expressão da constante de equilíbrio para a ionização do ácido acetilsalicílico. Para isto, utilize o símbolo AA para a forma não ionizada e o símbolo AA^- para a forma ionizada.
- Considere um comprimido de aspirina contendo 540 mg de ácido acetilsalicílico, totalmente dissolvido em água, sendo o volume da solução 1,5 L. Calcule a concentração, em mol/L, dos íons H^+ nessa solução. Em seus cálculos, considere que a variação na concentração inicial do fármaco, devido à sua ionização, é desprezível.
- No pH do suco gástrico, a absorção do fármaco será eficiente? Justifique sua resposta.

Note e adote:

pH do suco gástrico: 1,2 a 3,0

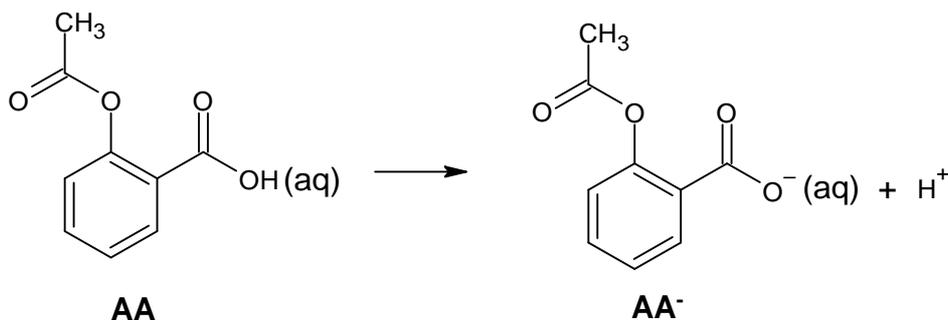
Massa molar do ácido acetilsalicílico: 180 g/mol

Ácido acetilsalicílico:



Comentários

- a) Na sua ionização, o ácido acético perde o íon H^+ da carboxila, ficando como $-COO^-$.



- b) A Constante de ionização (K_a) pode ser calculada como a razão entre as concentrações dos produtos e a concentração do reagente.

$$K_a = \frac{[H^+][AA^-]}{[AA]}$$

- c) O enunciado já forneceu a massa molar do ácido acetil-salicílico. Isso facilita o cálculo do número de mols do sal, que pode ser obtido como a razão entre a massa da amostra e a massa molar.

$$n_{AA} = \frac{m_{AA}}{M_{AA}} = \frac{540 \cdot 10^{-3}}{180} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

De posse do número de mols do ácido, podemos obter a sua concentração molar:

$$[AA] = \frac{n_{AA}}{V} = \frac{3 \cdot 10^{-3}}{1,5} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

De acordo com o enunciado, a variação na concentração inicial do fármaco, devido à sua ionização, é desprezível. Isso significa que podemos utilizar a aproximação da Lei de Ostwald, que mostra que a constante de ionização é igual ao quadrado do grau de ionização (α) multiplicada pela concentração molar.

$$K_a = \alpha^2 M$$

$$3,2 \cdot 10^{-4} = \alpha^2 \cdot 2 \cdot 10^{-3}$$

$$\therefore \alpha^2 = \frac{3,2 \cdot 10^{-4}}{2 \cdot 10^{-3}} = 1,6 \cdot 10^{-4+3} = 1,6 \cdot 10^{-1} = 16 \cdot 10^{-2}$$

Podemos extrair a raiz quadrada do grau de ionização:

$$\alpha = \sqrt{16 \cdot 10^{-2}} = 4 \cdot 10^{-1} = 0,40 = 40\%$$

A concentração de íons H^+ pode ser obtida como o produto entre o grau de ionização e a concentração molar inicial do ácido.

$$[H^+] = \alpha M = 0,40 \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 0,8 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

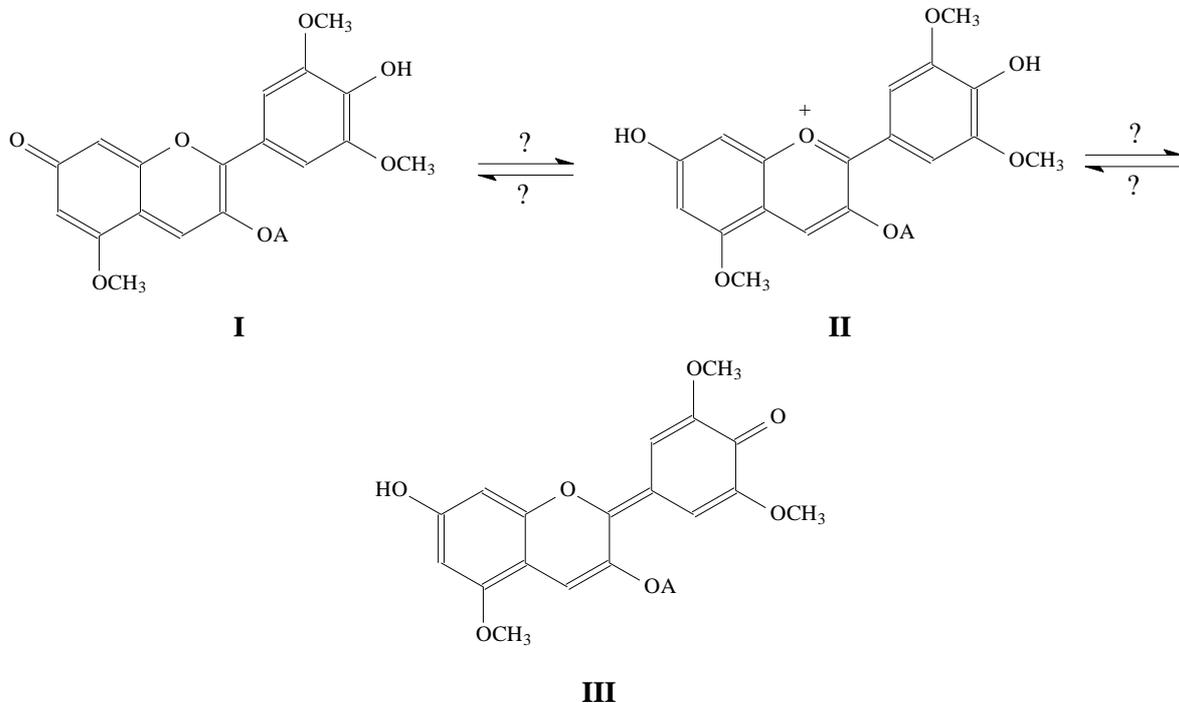
- d) A absorção do fármaco será eficiente, pois no estômago (onde o pH é ácido) o equilíbrio de ionização do ácido acetilsalicílico estará deslocado para a esquerda, onde predomina a forma não ionizada, que é a forma do medicamento absorvido pelo organismo.

Gabarito: discursiva

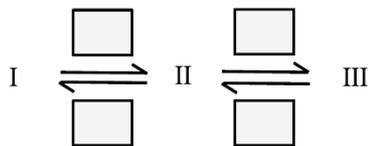
12. (UNICAMP SP – 2016)

A natureza fornece não apenas os insumos como também os subsídios necessários para transformá-los, de acordo com as necessidades do homem. Um exemplo disso é o couro de alguns peixes, utilizado para a fabricação de calçados e bolsas, que pode ser tingido com corantes naturais, como o extraído do crajiru, uma planta arbustiva que contém o pigmento natural mostrado nos equilíbrios apresentados a seguir. Esse pigmento tem a característica de mudar de cor de acordo com o pH. Em pH baixo, ele tem a coloração vermelha intensa, que passa a violeta à medida que o pH aumenta.





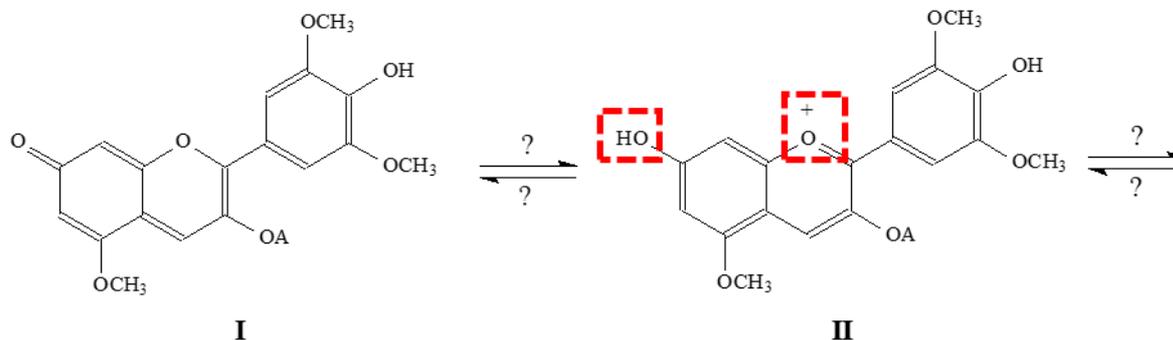
a) Complete o desenho abaixo, preenchendo os retângulos vazios com os símbolos H^+ ou OH^- , de modo a contemplar os aspectos de equilíbrio ácido-base em meio aquoso, de acordo com as informações químicas contidas na figura acima.



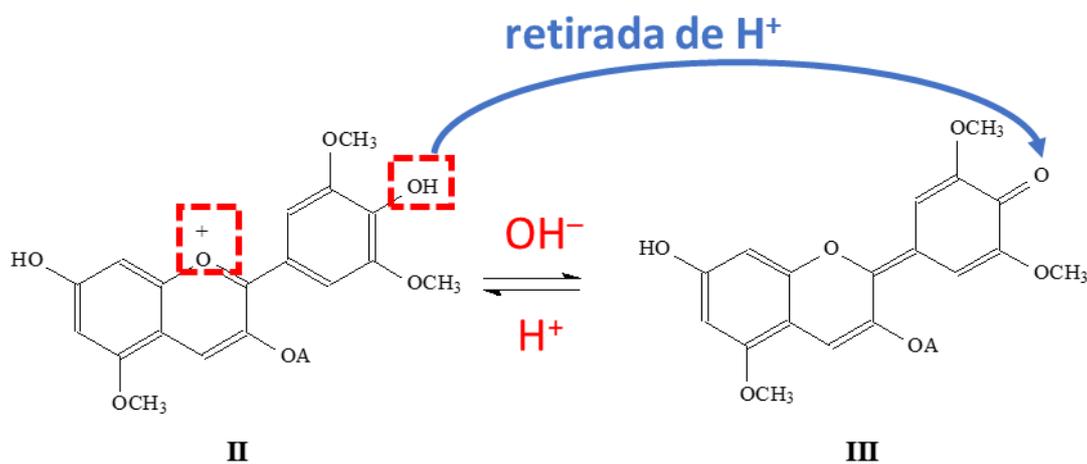
b) Dentre as espécies I, II e III, identifique aquela(s) presente(s) no pigmento com coloração violeta e justifique sua escolha em termos de equilíbrio químico.

Comentários

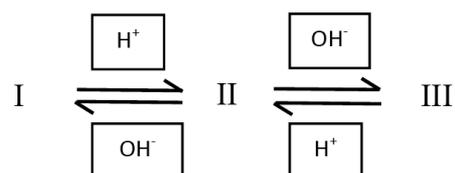
a) Devemos observar o que variou entre as espécies químicas I, II e III. Entre I e II, observamos o acréscimo de uma carga positiva no átomo de oxigênio e um átomo hidrogênio no átomo de oxigênio à esquerda. Ambos estão evidenciados a seguir:



Entre os compostos II e III, houve uma retirada de um átomo de hidrogênio e uma carga positiva. Portanto, o aumento de íons OH^- favorecerá a formação da estrutura III.



Dessa forma, podemos completar o diagrama da seguinte forma:



- b) A coloração violeta aparece à medida que o pH aumenta, ou seja, quando se aumenta a concentração/quantidade de OH^- e o pH se torna básico. No equilíbrio mostrado no enunciado, as espécies I e III são as que predominam quando se aumenta a concentração de OH^- (aumento do pH do meio).

Gabarito: discursiva

13. (UNESP SP – 2015 – Conh. Gerais)



O ácido etanoico, popularmente chamado de ácido acético, é um ácido fraco e um dos componentes do vinagre, sendo o responsável por seu sabor azedo. Dada a constante de ionização, K_a , igual a $1,8 \times 10^{-5}$, assinale a alternativa que apresenta a concentração em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de H^+ em uma solução deste ácido de concentração $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- a) $0,00060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- b) $0,000018 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- c) $1,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- d) $3,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- e) $0,000060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Comentários

Considerando o ácido acético como um ácido fraco, podemos utilizar a Lei da Diluição de Ostwald.

$$K_a = \alpha^2 M$$
$$1,8 \cdot 10^{-5} = \alpha^2 \cdot 2 \cdot 10^{-2}$$
$$\therefore \alpha^2 = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{2 \cdot 10^{-2}} = \frac{18 \cdot 10^{-6}}{2 \cdot 10^{-2}} = 9 \cdot 10^{-4}$$

Podemos extrair a raiz quadrada:

$$\alpha^2 = \sqrt{9 \cdot 10^{-4}} = 3 \cdot 10^{-2} = 0,03$$

E, por fim, podemos calcular a concentração de íons H^+ como o produto entre a concentração molar e o grau de ionização da solução.

$$[\text{H}^+] = \alpha M = 0,03 \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 0,06 \cdot 10^{-2} = 6 \cdot 10^{-4} = 0,0006 \text{ mol/L}$$

Gabarito: A

14. (UNESP SP – 2014 – Conh. Gerais)

Para a produção de energia, os mamíferos oxidam compostos de carbono nos tecidos, produzindo dióxido de carbono gasoso, $\text{CO}_2 (g)$, como principal subproduto. O principal meio de remoção do $\text{CO}_2 (g)$ gerado nos tecidos envolve sua dissolução em água, seguida da reação



do gás dissolvido com a água, sob a ação de um catalisador biológico, a enzima anidrase carbônica, como representado a seguir.



A respeito desse processo, é correto afirmar que:

- a) a reação de formação de $\text{HCO}_3^- (\text{aq})$ na etapa 2 só ocorre na presença do catalisador biológico.
- b) a concentração de $\text{CO}_2 (\text{aq})$ não influi na acidez do meio.
- c) a concentração de $\text{H}^+ (\text{aq})$ aumenta com a elevação da temperatura.
- d) a concentração de $\text{H}^+ (\text{aq})$ não varia com a elevação da temperatura.
- e) o aumento da concentração de $\text{CO}_2 (\text{aq})$ aumenta a acidez do meio.

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

a) A presença de catalisador não afeta a espontaneidade da reação. Portanto, se a reação acontece na presença de catalisador, ela também acontece na sua ausência. O catalisador apenas afeta a velocidade. Afirmação incorreta.

b) Na etapa 2, o aumento da concentração de CO_2 , de acordo com o previsto pelo Princípio de Le Chatelier, provocará o deslocamento do equilíbrio para a direita, no sentido dos produtos. Portanto, o aumento da concentração de CO_2 dissolvido contribui para aumentar a acidez do meio.

c) A etapa 1 é exotérmica, portanto, é desfavorecida pelo aumento de temperatura. O aumento de temperatura favorecerá a liberação de CO_2 na forma de gás.

Isso desloca o equilíbrio da etapa 1 para a esquerda, diminuindo $[\text{CO}_2 (\text{aq})]$. Porém, isso afetará o equilíbrio da etapa 2. Ao reduzir a concentração de um dos reagentes, o equilíbrio será deslocado para a esquerda, de modo a aumentar a concentração desse reagente.

Com isso, os íons H^+ são consumidos. Portanto, o aumento da temperatura diminuirá a concentração de íons H^+ . Afirmação incorreta.



d) Como vimos no item anterior, os íons H^+ são consumidos com o aumento da temperatura.

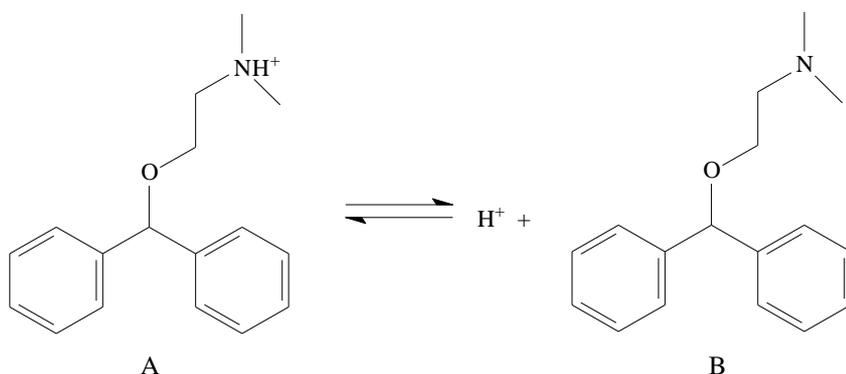
Afirmção incorreta.

e) Como vimos no item B, é exatamente isso.

Gabarito: E

15. (UNICAMP SP – 2014)

A equação abaixo mostra o equilíbrio químico em meio aquoso de uma droga muito utilizada no tratamento de náuseas e vômitos e também como antialérgico. Essa droga, dependendo da finalidade, pode ser comercializada na sua forma protonada (A) ou na sua forma neutra (B).



a) Sabendo-se que em meio aquoso a constante de equilíbrio para essa equação é igual a $1,2 \times 10^{-9}$, qual espécie estaria em maior concentração no intestino (cujo pH é igual a 8): a protonada (A), a neutra (B) ou ambas estariam na mesma concentração? Justifique sua resposta com base em cálculos matemáticos.

b) Supondo que a droga seria absorvida de forma mais completa e com melhor efeito terapêutico se fosse mais solúvel em lipídios, qual forma seria preferível numa formulação, a protonada ou a neutra? Justifique sua resposta em termos de interações intermoleculares.

Comentários

a) A constante de equilíbrio pode ser escrita como a razão entre a concentração dos produtos e a concentração dos reagentes.

$$K_{eq} = \frac{[H^+][B]}{[A]}$$



Podemos obter a razão entre as concentrações da forma neutra e da forma protonada por meio de uma manipulação algébrica. Basta passar a concentração de H^+ para o outro lado:

$$\frac{K_a}{[H^+]} = \frac{[B]}{[A]}$$

$$\frac{[B]}{[A]} = \frac{K_a}{[H^+]} = \frac{1,2 \cdot 10^{-9}}{10^{-8}}$$

A partir do pH, podemos obter a concentração de íons H^+ , lembrando-nos da definição:

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

$$\therefore [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-8}$$

E, agora, podemos obter a razão entre as concentrações:

$$\frac{[B]}{[A]} = \frac{K_a}{[H^+]} = \frac{1,2 \cdot 10^{-9}}{10^{-8}} = 1,2 \cdot 10^{-9+8} = 1,2 \cdot 10^{-1} = 0,12$$

Isso mostra que a espécie protonada A está em maior concentração que a espécie B.

- b) Como os lipídios são apolares, a forma neutra interage mais facilmente com eles. A forma protonada terá mais facilidade de interagir com solventes polares, como a água.

Gabarito: discursiva

16. (UNESP SP – 2011 – Ciências da Natureza)

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 ($C_6H_5CO_2H$) em água, de concentração molar 0,01M, 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?

Comentários

Na equação corresponde à ionização, a molécula perde o H^+ contido na carboxila, mas devemos observar que os hidrogênios ligados a carbono não se ionizam.



$$K_a = \frac{[C_6H_5CO_2^-][H^+]}{[C_6H_5CO_2H]}$$

Como o ácido é monoprotico, podemos calcular a concentração $[H^+]$ como o produto do grau de ionização pela concentração molar do ácido.

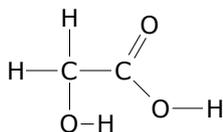
$$[H^+] = \alpha M = 0,07 \cdot 0,01 = 7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Gabarito: $7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

17. (UNICAMP SP – 2010)

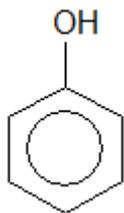
Com a finalidade de manter uma imagem jovem, muitas pessoas procuram eliminar as rugas do rosto utilizando a quimioesfoliação (*peeling* químico), um processo que envolve algum risco à saúde. A quimioesfoliação consiste na aplicação de um ou mais agentes à pele, visando promover a esfoliação cutânea, o que leva à renovação celular e à eliminação das rugas. Dois tipos de *peeling* podem ser realizados: o superficial ou médio e o profundo.

a) Para um *peeling* superficial ou médio, costuma-se usar uma solução da substância indicada abaixo:



Simplificadamente, a literatura afirma que, *além da concentração da solução, o valor de pH ideal para uma boa esfoliação deve estar abaixo de sete*. Considerando somente a dissolução dessa substância em água, seria possível obter essa condição de pH? Explique e justifique com uma equação química pertinente.

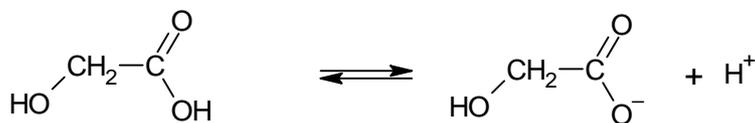
b) Para um *peeling* químico profundo, pode-se usar uma microemulsão denominada solução de Baker-Gordon, que contém a substância cuja fórmula estrutural está representada ao lado. Do ponto de vista da representação química, o hexágono com o círculo representa as possíveis estruturas ressonantes da cadeia carbônica. Desenhe essas possíveis estruturas ressonantes para a cadeia e escreva a fórmula molecular da substância.



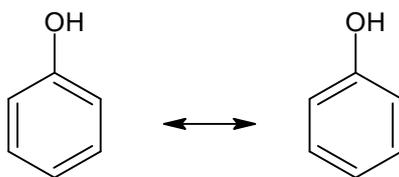
Comentários



a) Sim, pois, como a substância é um ácido, ela sofrerá ionização, liberando íons H^+ , o que contribui para diminuir o pH em relação ao da água pura (que é igual a 7).



b) Nessa questão, o aluno precisa ter um certo conhecimento de Química Orgânica, em relação às estruturas de ressonância do anel aromático, que é estudado no capítulo sobre Hidrocarbonetos.



Gabarito: discursiva

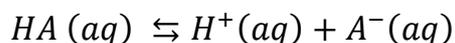
18. (FUVEST SP – 2009 – 1ª Fase)

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

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

Comentários

Primeiramente, vamos considerar uma equação genérica de ionização de um ácido.



Como o ácido acético é fraco, a maior parte das moléculas permanecerá na forma não ionizada. Portanto, a $[\text{HA}]$ será a maior de todas.

Como a ionização ocorre na proporção 1:1, as concentrações dos íons $[H^+]$ e $[A^-]$ são iguais. Elas são superiores à concentração de íons $[OH^-]$, porque a solução final é neutra.

Gabarito: A

19. (FUVEST SP – 2020 – 1ª Fase)

Para exemplificar probabilidade, um grupo de estudantes fez uma atividade envolvendo química, conforme o procedimento descrito.

Cada estudante recebeu um recipiente contendo 800 mL de água destilada com algumas gotas do indicador de pH alaranjado de metila e soluções de HCl e NaOH em diversas concentrações.

Cada estudante deveria jogar apenas uma vez dois dados, um amarelo e um vermelho, ambos contendo os números de 1 a 6.

- Ao jogar o dado vermelho, o estudante deveria adicionar ao recipiente 100 mL de solução do ácido clorídrico na concentração 10^{-n} mol/L, sendo n o número marcado no dado (por exemplo, se saísse o número 1 no dado, a solução seria de 10^{-1} mol/L; se saísse 6, a solução seria de 10^{-6} mol/L).
- Ao jogar o dado amarelo, o estudante deveria executar o mesmo procedimento, mas substituindo o ácido por NaOH, totalizando assim 1,0 L de solução.
- O estudante deveria observar a cor da solução ao final do experimento.

A professora mostrou a tabela com alguns valores de pH resultantes conforme os números tirados nos dados. Ela pediu, então, aos estudantes que utilizassem seus conhecimentos e a tabela para prever em quais combinações de dados a cor final do indicador seria vermelha.

Número tirado nos dados	Dado amarelo (adição de base)						
	1	2	3	4	5	6	
Dado vermelho (adição de ácido)	1	7,0	2,1				2,0
	2			3,1			
	3			7,0			4,1
	4				7,0		
	5	11,9			8,9		
	6					7,9	7,0

A probabilidade de, após realizar o procedimento descrito, a solução final preparada por um estudante ser vermelha é de:

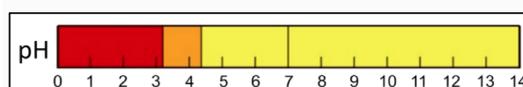


- a) $1/12$
- b) $1/6$
- c) $1/4$
- d) $11/36$
- e) $5/12$

Note e adote:

Considere a seguinte relação entre pH do meio e coloração do indicador alaranjado de metila:

Menor que 3,3	3,3 a 4,4	Maior que 4,4
Vermelho	Laranja	Amarelo



Comentários

O indicador retornará a cor vermelha quando o pH da solução for menor que 3,3. Observe que a solução:

- O primeiro dado, que corresponde à quantidade de ácido a ser acrescentado, não pode ser 4, 5 ou 6. Quando o ácido é colocado sozinho na concentração de 10^{-3} mol/L, ele produzirá uma solução com essa mesma concentração em H^+ . Portanto, o pH será igual a 3 e a solução será vermelha. Porém, se o dado der 4, 5 ou 6, a concentração do ácido seria inferior a 10^{-4} mol/L – nesse caso, o pH seria 4, 5 ou 6. Logo, jamais cairia na faixa vermelha.
- Como haverá uma diluição, vale notar que o dado do ácido não pode ser igual a 3. Haverá uma diluição que reduzirá à metade a concentração do ácido. Ao fazer isso, o pH sobe em 0,3 pontos. Portanto, a solução de pH igual a 3 passaria a ter pH igual a 3,3 e começaria a cair fora da região vermelha.
- O segundo dado corresponde à concentração de base a ser acrescentada. Devemos notar que a concentração da base pode ser menor ou igual à concentração do ácido para que continue na faixa vermelha. Se o dado do ácido for 1, o dado da base pode ser 2, 3, 4 ou 5, pois, se fosse igual a 1, teríamos uma neutralização total, que retornaria pH igual a 7.

É interessante observar que a própria tabela fornecida no enunciado esclarece alguns pontos. Se o dado do ácido for 1 e o da base for igual a 2, o pH será 2,1, que corresponde à faixa vermelha.

Dessa forma, temos as seguintes possibilidades:



- Se o dado do ácido for 1, o dado da base pode ser 2, 3, 4, 5 ou 6 (são 5 possibilidades);
- Se o dado do ácido for 2, o dado da base pode ser 3, 4 ou 5 ou 6 (são 4 possibilidades);
- Se o dado do ácido for 3, não existem possibilidades devido à diluição.

Agora, vamos utilizar a definição clássica de probabilidade. Como existem 6 possibilidades para cada dado, o total de combinações possíveis seria $N = 6 \cdot 6 = 36$.

$$P = \frac{5 + 4}{6 \cdot 6} = \frac{9}{36} = \frac{1}{4}$$

Gabarito: C

20. (UNESP SP/2017/Conh. Gerais)

Considere a tabela, que apresenta indicadores ácido-base e seus respectivos intervalos de pH de viragem de cor.

Indicador	Intervalo de pH de viragem	Mudança de cor
1. púrpura de m-cresol	1,2 – 2,8	vermelho – amarelo
2. vermelho de metila	4,4 – 6,2	vermelho – alaranjado
3. tornassol	5,0 – 8,0	vermelho – azul
4. timolftaleína	9,3 – 10,5	incolor – azul
5. azul de épsilon	11,6 – 13,0	alaranjado – violeta

Para distinguir uma solução aquosa 0,0001 mol/L de HNO_3 (ácido forte) de outra solução aquosa do mesmo ácido 0,1 mol/L, usando somente um desses indicadores, deve-se escolher o indicador:

- 1.
- 4.
- 2.
- 3.
- 5.

Comentários

Como o ácido nítrico é um ácido forte, o seu grau de ionização é igual a 100%.

$$pH_I = -\log(0,0001) = -\log(10^{-4}) = -(-4) = +4$$



$$pH_{II} = -\log(0,1) = -\log(10^{-1}) = -(-1) = +1$$

Portanto, precisamos de um indicador que tenha uma cor no pH 1 diferente da cor que ele apresenta no pH 4.

Portanto, ele deve apresentar a faixa de viragem entre pH 1 e pH 4. É o que acontece com o púrpura de m-cresol.

Esse indicador apresenta coloração vermelha em pH igual a 1 e coloração amarela em pH igual a 4. Portanto, pode ser utilizado para diferenciar as duas soluções.

Gabarito: A

21. (FUVEST SP – 2014 – 1ª Fase)

Em um laboratório químico, um estudante encontrou quatro frascos (1, 2, 3 e 4) contendo soluções aquosas incolores de sacarose, KCl, HCl e NaOH, não necessariamente nessa ordem. Para identificar essas soluções, fez alguns experimentos simples, cujos resultados são apresentados na tabela a seguir:

Frasco	Cor da solução após a adição de fenolftaleína	Condutibilidade elétrica	Reação com $Mg(OH)_2$
1	incolor	conduz	não
2	rosa	conduz	não
3	incolor	conduz	sim
4	incolor	não conduz	não

Dado: Soluções aquosas contendo o indicador fenolftaleína são incolores em pH menor do que 8,5 e têm coloração rosa em pH igual a ou maior do que 8,5.

As soluções aquosas contidas nos frascos 1, 2, 3 e 4 são, respectivamente, de

- a) HCl, NaOH, KCl e sacarose.
- b) KCl, NaOH, HCl e sacarose.
- c) HCl, sacarose, NaOH e KCl.
- d) KCl, sacarose, HCl e NaOH.
- e) NaOH, HCl, sacarose e KCl.

Comentários

Vamos comentar sobre as características de cada uma das soluções:



- A sacarose não exerce efeito sobre o pH. Portanto, a solução será neutra (pH igual a 7), caso em que a fenolftaleína é incolor. A solução também não é condutora de eletricidade, porque a sacarose é um soluto molecular que não sofre ionização – ela não é ácida nem alcalina. Também não reage com o hidróxido de magnésio. Logo, a solução de sacarose é a solução 4;
- O cloreto de potássio (KCl) é um sal de ácido forte e base forte, portanto, não exerce efeito sobre o pH. Por isso mesmo, a solução não reage com hidróxido de magnésio. Porém, a solução é condutora. Logo, a solução de KCl é a solução 1;
- O ácido clorídrico (HCl) deixará o meio bastante ácido, portanto, a fenolftaleína será incolor. A solução é condutora e reage com hidróxido de magnésio por neutralização, de acordo com a seguinte reação:



Logo, a solução de HCl é a solução 3;

- O hidróxido de sódio (NaOH) deixará o meio bastante alcalino, portanto, a fenolftaleína será rosa. A solução é condutora e não reage com hidróxido de magnésio por neutralização, porque ambos são alcalinos. Logo, a solução de NaOH é a solução 2.

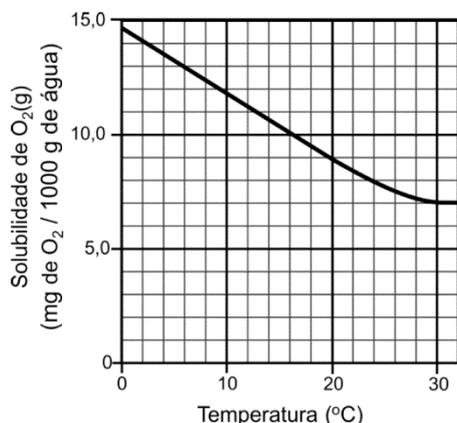
Gabarito: B

22. (FUVEST SP – 2013 – 2ª Fase)

A vida dos peixes em um aquário depende, entre outros fatores, da quantidade de oxigênio (O_2) dissolvido, do pH e da temperatura da água. A concentração de oxigênio dissolvido deve ser mantida ao redor de 7 ppm (1 ppm de O_2 = 1 mg de O_2 em 1000 g de água) e o pH deve permanecer entre 6,5 e 8,5.

Um aquário de paredes retangulares possui as seguintes dimensões: 40 x 50 x 60 cm (largura x comprimento x altura) e possui água até a altura de 50 cm. O gráfico abaixo apresenta a solubilidade do O_2 em água, em diferentes temperaturas (a 1 atm).





a) A água do aquário mencionado contém 500 mg de oxigênio dissolvido a 25 °C. Nessa condição, a água do aquário está saturada em oxigênio? Justifique.

Dado: densidade da água do aquário = 1,0 g/cm³.

b) Deseja-se verificar se a água do aquário tem um pH adequado para a vida dos peixes. Com esse objetivo, o pH de uma amostra de água do aquário foi testado, utilizando-se o indicador azul de bromotimol, e se observou que ela ficou azul. Em outro teste, com uma nova amostra de água, qual dos outros dois indicadores da tabela dada deveria ser utilizado para verificar se o pH está adequado? Explique.

pH											Indicador				
4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0	
vermelho		laranja		amarelo											Vermelho de metila
		amarelo		verde			azul								Azul de bromotimol
				incolor					rosa claro		rosa intenso				Fenolftaleína

Comentários

a) Considerando as dimensões do aquário e a altura da água, temos:

$$V = 40 \text{ cm} \cdot 50 \text{ cm} \Rightarrow V = 1 \cdot 10^5 \text{ cm}^3$$

De acordo com o enunciado, devemos medir o ppm em relação à massa de água, que pode ser calculada pela densidade.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = dV = 1 \cdot 10^5 \cdot 1 = 10^5 \text{ g de água}$$

Agora, podemos calcular o título em massa do oxigênio.



$$\tau = \frac{500 \text{ mg}}{10^5 \text{ g}} = \frac{500 \text{ mg}}{10^2 \text{ kg}} = \frac{500}{100} \text{ ppm} = 5 \text{ ppm}$$

O valor encontrado é menor do que a solubilidade máxima de $\text{O}_2(\text{g})$, em água a 25°C (aproximadamente $7,5 \text{ mg O}_2(\text{g})/1.000 \text{ g água}$), conforme o gráfico dado. Portanto, a água do aquário está insaturada em relação ao oxigênio (O_2).

b) O indicador azul de bromotimol retorna a cor azul para o pH mínimo da amostra igual a 7,5.

pH											Indicador				
4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0	
vermelho		laranja		amarelo											Vermelho de metila
		amarelo		verde			azul								Azul de bromotimol
				incolor					rosa claro				rosa intenso		Fenolftaleína

Como o pH adequado deve se situar entre 6,5 e 8,5, podemos utilizar a fenolftaleína, que ficará incolor, caso o pH seja inferior a 8,5.

pH											Indicador				
4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0	
vermelho		laranja		amarelo											Vermelho de metila
		amarelo		verde			azul								Azul de bromotimol
				incolor						rosa claro			rosa intenso		Fenolftaleína

Portanto, se o indicador azul de bromotimol retornar a cor azul e a fenolftaleína permanecer incolor, o pH da água do aquário estará entre 7,5 e 8,5, garantindo, assim, que o pH da água se encontra na faixa ideal.

Vale observar que, no aquarismo doce, é exatamente assim que se mede o pH. Porém, se costuma utilizar uma mistura de vários indicadores, de modo que as zonas de viragem sejam mais curtas.

Gabarito: discursiva

23. (FUVEST SP – 2011 – 2ª Fase)



A solução de azul de bromotimol atua como indicador de pH. Em meio ácido, sua cor fica amarela e, em meio básico, azul. Para valores de pH entre 6 e 7, a solução fica verde.

Considere um aquário de água doce, iluminado e montado com peixes e plantas aquáticas. Retirouse uma amostra de água desse aquário (amostra 1) e a ela adicionou-se solução de azul de bromotimol (indicador de pH), observando-se a cor verde.

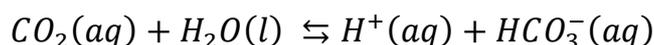
a) O aquário foi mantido, por certo tempo, em ambiente escuro. Nova amostra de água foi retirada (amostra 2) e, ao se adicionar o indicador de pH, a coloração foi diferente da observada na amostra 1. Explique o que provocou a diferença de pH entre as amostras 1 e 2.

b) A adição excessiva de ração para peixes levou ao aumento da população de decompositores no aquário. Que coloração é esperada ao se adicionar o indicador de pH a uma amostra de água do aquário (amostra 3)? Justifique sua resposta.

pH											Indicador				
4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0	
vermelho		laranja			amarelo						Vermelho de metila				
amarelo				verde			azul				Azul de bromotimol				
incolor								rosa claro			rosa intenso				Fenolftaleína

Comentários

a) A ausência de luz dificultará a fotossíntese, que seria responsável por consumir o excesso de CO₂ produzido pela respiração dos peixes.



Com o aumento da concentração de CO₂ na água, pelo Princípio de Le Chatelier, o equilíbrio se desloca para a direita, aumentando a concentração de íons H⁺, modificando o pH.

b) Os decompositores são intensos consumidores de O₂ e produtores de CO₂. Dessa forma, com a sua propagação em excesso, ocorrerá um aumento na concentração de CO₂, levando a uma redução do pH, como mostrado no item anterior.

Dessa forma, a solução de azul de bromotimol tenderá para o amarelo.

Gabarito: discursiva

24. (FUVEST SP – 2011 – 1ª Fase)

Para identificar quatro soluções aquosas, A, B, C e D, que podem ser soluções de hidróxido de sódio, sulfato de potássio, ácido sulfúrico e cloreto de bário, não necessariamente nessa ordem, foram efetuados três ensaios, descritos a seguir, com as respectivas observações.



- I. A adição de algumas gotas de fenolftaleína a amostras de cada solução fez com que apenas a amostra de B se tornasse rosada.
- II. A solução rosada, obtida no ensaio I, tornou-se incolor pela adição de amostra de A.
- III. Amostras de A e C produziram precipitados brancos quando misturadas, em separado, com amostras de D.

Com base nessas observações e sabendo que sulfatos de metais alcalino-terrosos são pouco solúveis em água, pode-se concluir que A, B, C e D são, respectivamente, soluções aquosas de

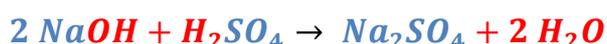
- a) H_2SO_4 , NaOH, BaCl_2 e K_2SO_4 .
- b) BaCl_2 , NaOH, K_2SO_4 e H_2SO_4 .
- c) NaOH, H_2SO_4 , K_2SO_4 e BaCl_2 .
- d) K_2SO_4 , H_2SO_4 , BaCl_2 e NaOH.
- e) H_2SO_4 , NaOH, K_2SO_4 e BaCl_2 .

Comentários

Devemos nos lembrar que a solução de fenolftaleína se torna rosa somente em pH alcalino. Com base nisso, vamos analisar as afirmações.

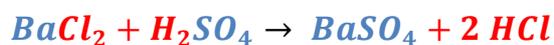
I – Somente o hidróxido de sódio produziria uma solução rosa de fenolftaleína. Portanto, a amostra B corresponde a NaOH.

II – Concluímos que aconteceu uma reação de neutralização, que acidificou o meio da reação.



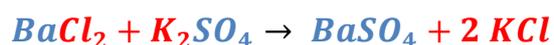
Dessa forma, a amostra A corresponde ao H_2SO_4 .

III – Como sabemos que sulfatos de metais alcalino-terrosos são pouco solúveis em água, a reação de A (H_2SO_4) com o cloreto de bário (BaCl_2) produziria uma reação com formação de precipitado.



Portanto, a amostra D é o cloreto de bário.

Restou, portanto, que a amostra C só pode ser o sulfato de potássio, que também sofre reação de precipitação com o cloreto de bário, como mostrado a seguir:



Gabarito: E

25. (FUVEST SP – 2011 – 2ª Fase)

Em um laboratório, há dois frascos com soluções aquosas diferentes:

- Ácido acético de concentração 1,0 mol/L;
- Ácido clorídrico de concentração $4,2 \times 10^{-3}$ mol/L.

Fazendo dois testes, em condições iguais para as duas soluções, observou-se que,

- ao mergulhar, nas soluções, os eletrodos de um aparelho para medir a condutibilidade elétrica, a intensidade da luz da lâmpada do aparelho era a mesma para as duas soluções;
- ao adicionar a mesma quantidade de indicador universal para ácidos e bases a amostras de mesmo volume das duas soluções, a coloração final observada era a mesma.

- Explique por que duas soluções tão diferentes exibem comportamentos tão semelhantes.
- Considerando os valores fornecidos nesta questão, calcule a constante de dissociação iônica do ácido acético. Mostre os cálculos.

Comentários

- O ácido acético é um ácido fraco, portanto pouco ionizado, enquanto o ácido clorídrico é forte, possuindo um grau de ionização de aproximadamente 100%.

As duas soluções têm comportamento químico semelhante devido ao fato de terem uma concentração iônica semelhante. Isso ocorre porque, apesar de o ácido acético ser fraco, sua solução está mais concentrada do que a de ácido clorídrico.

- Como o HCl é um ácido forte ($\alpha \approx 100\%$), temos que a concentração de íons H^+ é exatamente igual à concentração inicial do ácido, ou seja, $[H^+] = 4,2 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

A solução de ácido acético possui mesma condutividade elétrica, ou seja, mesma concentração de íons. Com isso, no equilíbrio do ácido acético, temos:

	$CH_3COOH (aq)$	\rightleftharpoons	$CH_3COO^- (aq)$	+	$H^+ (aq)$
início	1 mol/L		0 mol/L		0 mol/L



reage	$4,2 \cdot 10^{-3}$		$4,2 \cdot 10^{-3}$		$4,2 \cdot 10^{-3}$
equilíbrio	$\cong 1 \text{ mol/L}$		$4,2 \cdot 10^{-3}$		$4,2 \cdot 10^{-3}$

A constante de ionização corresponde

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{(4,2 \cdot 10^{-3}) \cdot (4,2 \cdot 10^{-3})}{1} = (4,2)^2 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-3} = 17,64 \cdot 10^{-6}$$

Podemos trabalhar o valor calcular para chegar uma notação científica.

$$K_a = 1,764 \cdot 10^{-5} \cong 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Gabarito: a) discursiva; b) $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

26. (UNESP SP – 2004 – Conh. Gerais)

Ao cozinhar repolho roxo, a água do cozimento apresentasse azulada. Esta solução pode ser utilizada como um indicador ácido-base. Adicionando vinagre (ácido acético), a coloração mudará para o vermelho e, adicionando soda cáustica (hidróxido de sódio), a coloração mudará para o verde. Se você soprar através de um canudinho na água de cozimento do repolho roxo durante alguns segundos, sua coloração mudará do azul para o vermelho. Destas observações, pode-se concluir que:

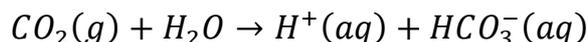
- no “ar” que expiramos existe vinagre, produzindo íons CH_3COO^- e H^+ na solução.
- no “ar” que expiramos existe soda cáustica, produzindo íons Na^+ e OH^- na solução.
- no “ar” que expiramos há um gás que, ao reagir com a água, produz íons H^+ .
- o “ar” que expiramos reage com a água do repolho formando ácido clorídrico e produzindo íons H^+ e Cl^- na solução.
- o “ar” que expiramos comporta-se, em solução aquosa, como uma base.

Comentários

Questão muito interessante.



O ar que nós expiramos têm uma concentração maior de CO_2 do que o ar atmosférico. Ao injetar CO_2 na água do repolho, ela se tornará ligeiramente mais ácida, devido à seguinte reação com formação do ácido carbônico.



Portanto, o gabarito é a letra C.

O ar que nós expiramos não contém vinagre, soda cáustica, nem íons cloreto. Também não age como uma base, mas sim injeta um óxido ácido na água de repolho.

Gabarito: C

27. (FUVEST SP – 2020 – 2ª Fase)

O experimento conhecido como “chuva de ouro” consiste na recristalização, à temperatura ambiente, de iodeto de chumbo (PbI_2). A formação desse sal pode ocorrer a partir da mistura entre nitrato de chumbo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) e iodeto de potássio (KI). Outro produto dessa reação é o nitrato de potássio (KNO_3) em solução aquosa.

Tanto o $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ quanto o KI são sais brancos solúveis em água à temperatura ambiente, enquanto o PbI_2 é um sal amarelo intenso e pouco solúvel nessa temperatura, precipitando como uma chuva dourada.

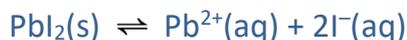
Em um laboratório, o mesmo experimento foi realizado em dois frascos. Em ambos, 100 mL de solução $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e 100 mL de solução $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ de KI foram misturados. Ao primeiro frasco foi também adicionado 20 mL de água destilada, enquanto ao segundo frasco foi adicionado 20 mL de solução $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de iodeto de sódio (NaI).



A tabela a seguir apresenta os dados de solubilidade dos produtos da reação em diferentes temperaturas.

	Massa molar (g.mol^{-1})	Solubilidade em água em diferentes temperaturas (g.L^{-1})		
		4 °C	32 °C	80 °C
PbI_2	461,0	0,410	0,922	3,151
KNO_3	101,1	135	315	1700

Responda aos itens a seguir considerando os dados do enunciado e o equilíbrio químico de solubilidade do iodeto de chumbo:



- Indique se o procedimento do segundo frasco favorece ou inibe a formação de mais sólido amarelo.
- Para separar o precipitado da solução do primeiro frasco e obter o PbI_2 sólido e seco, foi recomendado que, após a precipitação, fosse realizada uma filtração em funil com papel de filtro, seguida de lavagem do precipitado com água para se retirar o KNO_3 formado e, na sequência, esse precipitado fosse colocado para secar. Nesse caso, para se obter a maior quantidade do PbI_2 , é mais recomendado o uso de água fria ($4\text{ }^\circ\text{C}$) ou quente ($80\text{ }^\circ\text{C}$)? Justifique.
- Encontre a constante do produto de solubilidade (K_{PS}) do iodeto de chumbo a $32\text{ }^\circ\text{C}$.

Comentários

- Quando adicionamos o iodeto de sódio (NaI), ocorrerá um aumento na concentração de íons I^{-} . Pelo Princípio de Le Chatelier, isso provocará o deslocamento no equilíbrio da reação de dissolução do iodeto de chumbo para a esquerda, contribuindo a precipitação de $\text{PbI}_2(\text{s})$.
- Como a solubilidade do iodeto de chumbo (PbI_2) é menor em água fria, deve-se utilizar a água a $4\text{ }^\circ\text{C}$ para favorecer a precipitação do sal.
- Foi fornecida a solubilidade do iodeto de chumbo em grama por litro. Podemos obter a solubilidade em mol/L usando a massa molar. Para isso, devemos nos lembrar que a concentração em mol/L é igual à concentração molar dividida pela massa molar do sal.

A massa molar do PbI_2 foi fornecida pelo enunciado.

$$M_{\text{PbI}_2} = 461\text{ g/mol}$$

Portanto, a solubilidade molar do PbI_2 é:

$$S_{\text{PbI}_2} = \frac{C_{\text{PbI}_2}}{M_{\text{PbI}_2}} = \frac{0,922}{461} = 2.10^{-3}\text{ mol/L}$$

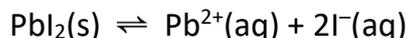
Considerando que a estequiometria do sal é de 1 íon Pb^{2+} para 2 íons I^{-} , concluímos que a dissolução de 2.10^{-3} mol/L de PbI_2 produzira uma solução com:

$$[\text{Pb}^{2+}] = 2.10^{-3}\text{ mol/L}$$

$$[\text{I}^{-}] = 4.10^{-3}\text{ mol/L}$$



Além disso, considerando a reação de dissolução do sal:



O produto de solubilidade é simplesmente a constante de equilíbrio para essa reação.

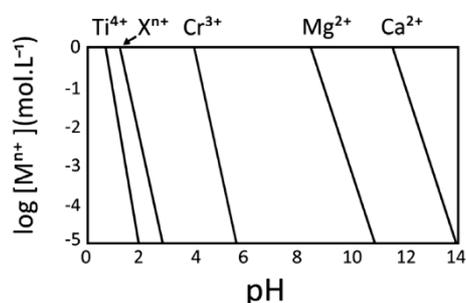
$$K_{PS} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2 = (2 \cdot 10^{-3}) \cdot (4 \cdot 10^{-3})^2 = 2 \cdot 10^{-3} \cdot 16 \cdot 10^{-6} = 32 \cdot 10^{-9} = 3,2 \cdot 10^{-8}$$

Gabarito: discursiva

28. (FUVEST SP – 2020 – 2ª Fase)

Muitos metais (M^{n+}) em água, dependendo do pH da solução, formam hidróxidos ($\text{M}(\text{OH})_n$) insolúveis.

Esse comportamento pode ser descrito pela equação (I), que relaciona o valor de pH com o logaritmo da concentração do metal ($\log [\text{M}^{n+}]$), para uma dada temperatura, em que K_{PS} é a constante do produto de solubilidade do hidróxido do metal.



Equação (I): $\log[\text{M}^{n+}] = \log(K_{PS}) + 14n - n(\text{pH})$

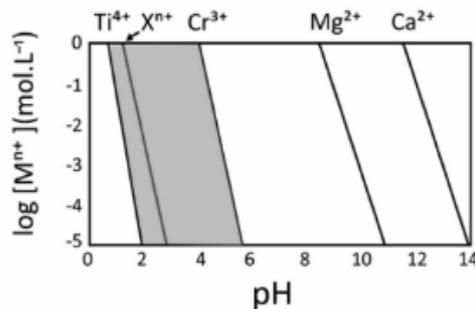
O comportamento da equação (I) é representado no gráfico, no qual as linhas mostram o valor de pH e $\log[\text{M}^{n+}]$ em que se inicia a precipitação de cada um dos metais. Em condições mais alcalinas do que a apresentada na linha de cada metal, será observada a espécie insolúvel como hidróxido e, em condições mais ácidas do que a apresentada na linha, será observada a espécie em sua forma solúvel.

- Pinte, no gráfico abaixo, a região onde o Cr^{3+} se encontra na forma solúvel e o Ti^{4+} se encontra na forma de $\text{Ti}(\text{OH})_4$ insolúvel.
- As linhas que representam Mg^{2+} e Ca^{2+} possuem a mesma inclinação, mas diferem da inclinação das linhas que representam Cr^{3+} e X^{n+} , que possuem a mesma inclinação entre si. Indique a carga n de X^{n+} e justifique com base na equação (I).
- Indique qual das espécies tem maior valor de K_{PS} : $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ou $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Justifique com base nas informações dadas.

Comentários

- a) De acordo com o texto, em pH maiores que o da linha de cada íon temos a espécie na forma $M(OH)_n(s)$ e em pH menores que o da linha da espécie temos a espécie solúvel na forma do íon $M^{n+}(aq)$.

Assim, para os valores de pH acima da linha do Ti^{4+} , essa espécie estará na forma $Ti(OH)_4(s)$ e para valores abaixo da linha do Cr^{3+} essa espécie estará na forma de $Cr^{3+}(aq)$. Vejamos na figura a seguir:



- b) A equação $\log[M^{n+}] = \log(K_{PS}) + 14n - n(pH)$ corresponde a uma reta, cujo coeficiente de inclinação, que é o termo que acompanha o pH, é:

$$a = n$$

Portanto, se dois íons tiverem a mesma carga, a reta apresenta a mesma inclinação uma vez que a carga será o coeficiente angular da reta.

- c) Tomemos a equação fornecida no enunciado:

$$\log[M^{n+}] = \log(K_{PS}) - 14n + n \cdot (pH)$$

Podemos isolar o termo K_{PS} na equação:

$$\therefore \log(K_{PS}) = \log[M^{n+}] - 14n + n \cdot (pH)$$

Agora, basta encontrar um ponto no gráfico. Por exemplo, no caso do $Mg(OH)_2$, quando $\log[M^{2+}] = -3$, o pH é igual a 10. Dessa forma, temos:

$$\log(K_{PS}) = \log[Mg^{2+}] - 14 \cdot 2 + 2 \cdot (pH)$$

$$\log(K_{PS}) = (-3) - 14 \cdot 2 + 2 \cdot (10)$$

$$\log(K_{PS}) = (-3) - 28 + 20 = -31 + 20 = -11$$

$$\therefore K_{PS}[Mg(OH)_2] = 10^{-11}$$

Façamos o mesmo para o $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Nesse caso, notemos que, quando $\log [\text{Ca}^{2+}] = -5$, o pH é igual a 14.

$$\log(K_{PS}) = \log[\text{Ca}^{2+}] - 14.2 + 2. (\text{pH})$$

$$\log(K_{PS}) = (-5) - 14.2 + 2. (14)$$

$$\log(K_{PS}) = (-5) - 28 + 28 = -5$$

$$\therefore K_{PS}[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 10^{-5}$$

Dessa forma, concluímos que $K_{PS}[\text{Ca}(\text{OH})_2] > K_{PS}[\text{Mg}(\text{OH})_2]$.

Gabarito: discursiva

29. (FUVEST SP/2018/2ªFase)

No acidente com o céσιο-137 ocorrido em 1987 em Goiânia, a cápsula, que foi aberta inadvertidamente, continha 92 g de cloreto de céσιο-137. Esse isótopo do céσιο sofre decaimento do tipo beta para bário-137, com meia-vida de aproximadamente 30 anos.

Considere que a cápsula tivesse permanecido intacta e que hoje seu conteúdo fosse dissolvido em solução aquosa diluída de ácido clorídrico suficiente para a dissolução total.

- Com base nos dados de solubilidade dos sais, proponha um procedimento químico para separar o bário do céσιο presentes nessa solução.
- Determine a massa do sal de bário seco obtido ao final da separação, considerando que houve recuperação de 100 % do bário presente na solução.

Note e adote:

Solubilidade de sais de bário e de céσιο (g do sal por 100 mL de água, a 20 °C).

	Cloreto	Sulfato
Bário	35,8	$2,5 \times 10^{-4}$
Césio	187	179

Massas molares:

cloro 35,5 g/mol

enxofre 32 g/mol

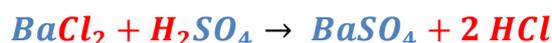
oxigênio 16 g/mol

Comentários



- a) A partir dos dados apresentados, o sulfato de bário apresenta menor solubilidade dentre os sais possíveis.

Dessa forma, é possível adicionar uma solução aquosa de íons sulfato, o que provocará a precipitação do sulfato de bário. Para isso, é interessante adicionar HCl à mistura, de modo a formar os cloretos de célio e bário.



Após esse procedimento, pode-se realizar uma filtração, separando o sulfato de bário sólido da solução sobrenadante.

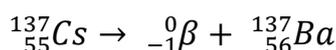
- b) Vamos calcular o teor em massa do célio no cloreto de célio:

$$\%Cs = \frac{137}{137 + 35,5} = \frac{137}{172,5} = 0,794 = 79,4\%$$

A massa de célio na amostra pode ser obtida como o produto do teor de célio no cloreto de célio pela massa do sal.

$$m_{Cs} = (\%Cs) \cdot m_{CsCl} = 0,794 \cdot 92 = 73 \text{ g}$$

Abrindo-se a cápsula hoje se teria passado um período de meia-vida (30 anos), assim 36,5 g de célio teria se convertido em bário:



Pela estequiometria da reação, 1 mol de Célio produzirá 1 mol de Bário. Dessa forma, podemos calcular o número de mols de bário produzidos no decaimento.

$$n_{Cs} = \frac{m_{Cs}}{M_{Cs}} = \frac{36,5}{137} \cong 0,266 \text{ mol}$$

$$\therefore n_{Ba} = n_{Cs} = 0,266 \text{ mol}$$

Pela estequiometria do sulfato de bário, 1 mol desse sal contém exatamente 1 mol de bário. Dessa forma, temos que:

$$n_{BaSO_4} = 0,266 \text{ mol}$$

A massa de sulfato de bário pode ser obtida multiplicando-se o número de mols pela massa molar.



$$M_{BaSO_4} = 137 + 1.32 + 4.16 = 137 + 32 + 64 = 233 \text{ g/mol}$$

$$m_{BaSO_4} = n_{BaSO_4} \cdot M_{BaSO_4} = 0,266 \cdot 233 \cong 62 \text{ g}$$

Gabarito: a) discursiva; b) 62 g

30. (UNICAMP SP – 2010)

Um estudo divulgado na *Revista nº 156* mostra as possíveis consequências da ingestão de pastas dentárias por crianças entre 11 meses e 7 anos de idade. A proposta dos pesquisadores é uma pasta que libere pouco fluoreto, e isso é obtido com a diminuição de seu pH. O excesso de fluoreto pode provocar a fluorose, uma doença que deixa manchas esbranquiçadas ou opacas nos dentes em formação, por reação com a hidroxiapatita $[Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2]$, um sólido presente nas camadas superficiais dos dentes. Nos casos mais graves, essa doença provoca porosidade nos dentes, o que facilita fraturas dos dentes e a absorção de corantes de alimentos.

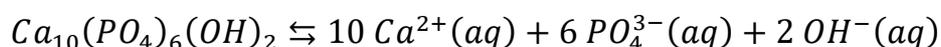
a) Escolha um íon da hidroxiapatita que pode ser substituído pelo fluoreto. Faça a substituição indicando o nome do íon substituído e a respectiva fórmula da substância formada.

b) Considere que no equilíbrio de solubilidade, a hidroxiapatita libere os íons Ca^{2+} , PO_4^{3-} , OH^- para o meio aquoso próximo à superfície dos dentes. Levando em conta apenas o fator pH do dentífrico, a dissolução da hidroxiapatita seria favorecida, dificultada ou não sofreria alteração com a proposta dos pesquisadores? Justifique.

Comentários

a) O íon fluoreto (F^-) substitui o íon hidróxido, ou hidroxila (OH^-), formando $[Ca_{10}(PO_4)_6F(OH)]$, também conhecida como fluoroapatita.

b) Vamos escrever a reação de dissolução da hidroxiapatita.



Na proposta dos pesquisadores, o pH do dentífrico é reduzido, portanto, a concentração de íons OH^- , que é um dos produtos da reação de dissolução, é reduzida, pois o meio ficou mais ácido.

Pelo Princípio de Le Chatelier, com o aumento de íons OH^- , o equilíbrio se desloca para a direita, favorecendo a dissolução da hidroxiapatita.

Gabarito: discursiva



31. (UNESP SP/2009/Biológicas)

Os cálculos renais são usualmente constituídos por oxalatos minerais. A precipitação deste sal no organismo ocorre sempre que a concentração do íon oxalato aumenta muito no plasma sanguíneo. Uma amostra de plasma sanguíneo contém, entre outros solutos, as seguintes concentrações de cátions solúveis: $[Mg^{+2}] = 8,6 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ e $[Ca^{+2}] = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

Determine a ordem em que cada íon precipita com a adição de oxalato de sódio sólido. Calcule a concentração molar de $C_2O_4^{2-}$ quando a precipitação de cada um deles começar. Considere que não haja variação de volume com a adição de oxalato de sódio sólido.

Dados:

$$K_{PS} (MgC_2O_4) = 8,6 \times 10^{-5} \text{ (a } 25^\circ C\text{)}.$$

$$K_{PS} (CaC_2O_4) = 2,6 \times 10^{-9} \text{ (a } 25^\circ C\text{)}.$$

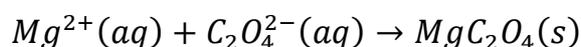
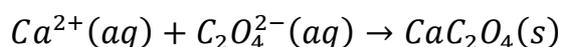
Comentários

A substância começa a precipitar-se quando o produto das concentrações de íons na solução atingir o valor do K_{PS} .

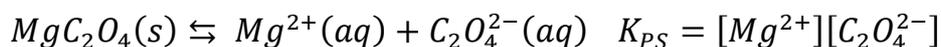
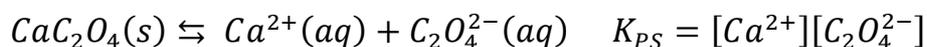
Irá precipitar-se primeiramente o sal menos solúvel, no caso o que apresenta menor valor de K_{PS} (CaC_2O_4 , oxalato de cálcio; $K_{PS} = 2,6 \cdot 10^{-9}$ a $25^\circ C$).

Continuando a adição de oxalato de sódio, ocorrerá a precipitação do MgC_2O_4 (maior valor de K_{PS} : $8,6 \cdot 10^{-5}$ a $25^\circ C$)

Considere as equações de precipitação dos oxalatos de cálcio e magnésio:



Vamos agora calcular a concentração de íons oxalato ($C_2O_4^{2-}$) para iniciar a precipitação de CaC_2O_4 :



Considerando as concentrações dos íons cálcio e magnésio fornecidas no enunciado, podemos



$$K_{PS} = [Ca^{2+}] \cdot [C_2O_4^{2-}]$$

$$2,6 \cdot 10^{-9} = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot [C_2O_4^{2-}]$$

$$\therefore [C_2O_4^{2-}] = \frac{2,6 \cdot 10^{-9}}{2,5 \cdot 10^{-3}} \cong 1,1 \cdot 10^{-9+3} = 1,1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Quando a concentração de íons $C_2O_4^{2-}$ atingir o valor de calculado anteriormente pela adição de $Na_2C_2O_4$, começa a precipitar-se o CaC_2O_4 .

Continuando a adição de $Na_2C_2O_4$, irá começar a precipitar-se MgC_2O_4 quando a concentração de íons oxalato atingir:

$$K_{PS} = [Ca^{2+}] \cdot [C_2O_4^{2-}]$$

$$8,6 \cdot 10^{-5} = 8,6 \cdot 10^{-4} \cdot [C_2O_4^{2-}]$$

$$\therefore [C_2O_4^{2-}] = \frac{8,6 \cdot 10^{-6}}{8,6 \cdot 10^{-5}} \cong 1,1 \cdot 10^{-6+5} = 1,1 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Quando a concentração de $[C_2O_4^{2-}]$ atingir o valor $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$, inicia-se a precipitação do MgC_2O_4 .

Gabarito: 10^{-6} e 10^{-1} mol/L

32. (UNICAMP SP – 2009)

Nos Jogos Olímpicos de Beijing houve uma preocupação em se evitar a ocorrência de chuvas durante a cerimônia de abertura. Utilizou-se o iodeto de prata no bombardeamento de nuvens nas vizinhanças da cidade para provocar chuva nesses locais e, assim, evitá-la no Estádio Olímpico. O iodeto de prata tem uma estrutura cristalina similar à do gelo, o que induz a formação de gelo e chuva sob condições específicas.

- Sobre a estratégia utilizada em Beijing, veiculou-se na imprensa que “o método não altera a composição da água da chuva”. Responda se essa afirmação é correta ou não e justifique.
- Escreva a expressão da constante do produto de solubilidade do iodeto de prata e calcule sua concentração em mol L^{-1} numa solução aquosa saturada a 25°C .

Dado: A constante do produto de solubilidade do iodeto de prata é $8,3 \times 10^{-17}$ a 25°C .

Comentários



a) Haverá uma pequena dissolução de iodeto de prata na água da chuva, o que afeta a sua composição. Porém, essa dissolução é muito pequena, haja vista o produto de solubilidade baixo do sal.

$$\text{b) } K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-]; S^2 = 8,3 \times 10^{-17} \rightarrow S = 9,1 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-]$$

$$8,3 \cdot 10^{-17} = x \cdot x$$

$$x = \sqrt{8,3 \cdot 10^{-17}} = \sqrt{83 \cdot 10^{-18}} \cong 9,1 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Gabarito: a) aproximadamente válida; b) $9,1 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$

33. (UNICAMP SP – 2020)

“Quatro anos atrás, com meu jaleco branco, saí da clínica pediátrica e dei uma entrevista coletiva. Levantando uma mamadeira cheia de água de Flint, Michigan, compartilhei minha pesquisa: o chumbo estava aumentando no sangue das crianças de Flint. Inicialmente, as autoridades tentaram me silenciar, mas persistência, ativismo, trabalho em equipe e ciência prevaleceram. Desde então, Flint segue um caminho lento, mas seguro, em direção à recuperação.”

O trecho acima, publicado no *New York Times* em 27/08/2019, expõe um grave problema com a água encanada da cidade americana de Flint. Em 2016, foram registrados níveis elevados de íons chumbo e ferro na água, como resultado de uma sequência de erros. Ao mudar a captação de água para um rio local, quantidades maiores de cloro e de cloreto de ferro foram adicionadas à água. Nessa mudança, também deixaram de adicionar à água tratada uma substância para evitar a deterioração da camada protetora no interior dos canos de chumbo. Essa camada protetora resulta da deposição anódica de fosfato de chumbo, um sal muito pouco solúvel em água, nos canos novos.

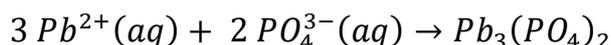
a) Considerando as informações fornecidas e aspectos relativos ao equilíbrio químico, que substância poderia ter sido adicionada à água tratada para evitar a corrosão e a contaminação por chumbo: **íons fosfato (PO_4^{-3})**, **íons chumbo (Pb^{+2})** ou **fosfato de chumbo**? Justifique sua resposta e exemplifique com uma equação química.

b) Essencialmente, a água tratada continha **cloro molecular**, **íons cloreto**, **oxigênio dissolvido**, e apresentava **pH abaixo do recomendado**. Considerando apenas essas características da água tratada, o que poderia ter promovido a corrosão do encanamento de ferro? Escreva uma equação química adequada à sua resposta e a justifique do ponto de vista químico.



Comentários

a) Como se deseja evitar a contaminação por íons chumbo, é interessante adicionar o íon fosfato (PO_4^{3-}) à solução. Dessa forma, pelo Princípio de Le Chatelier, a adição desse ânion provocará a precipitação do fosfato de chumbo, reduzindo os íons Pb^{2+} em solução.

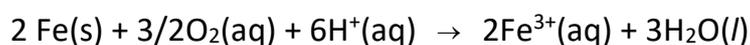
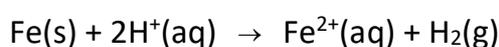


b) A corrosão do encanamento de ferro corresponde à reação de oxidação do ferro metálico. São várias as espécies químicas presentes no meio reacional que poderiam desencadear essa oxidação:

- **Corrosão pelo Cloro Molecular:**



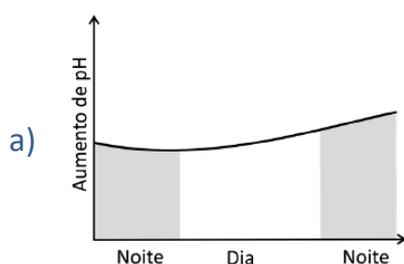
- **Corrosão pela Acidez e pelo oxigênio dissolvido na Água:**

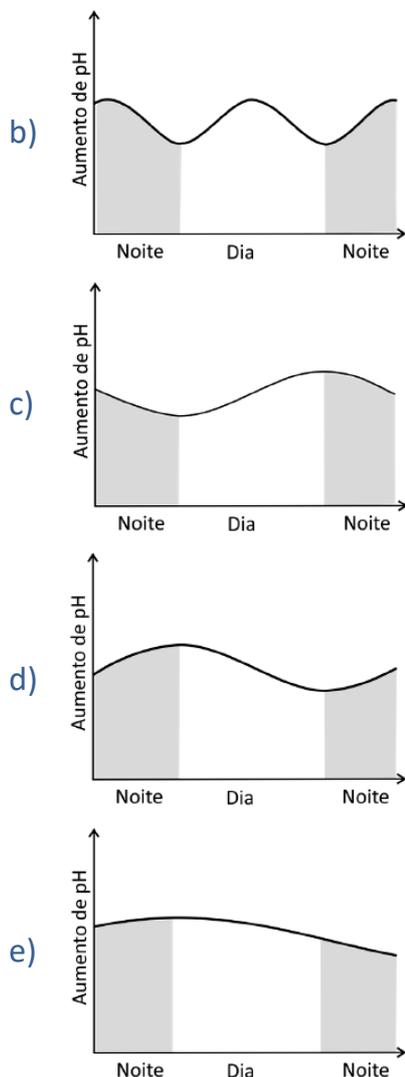


Gabarito: discursiva

34. (FUVEST SP – 2018 – 1ª Fase)

Considere um aquário tampado contendo apenas água e plantas aquáticas, em grande quantidade, e iluminado somente por luz solar. O gráfico que melhor esboça a variação de pH da água em função do horário do dia, considerando que os gases envolvidos na fotossíntese e na respiração das plantas ficam parcialmente dissolvidos na água, é:



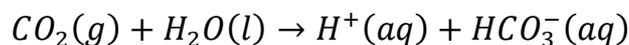


Comentários

A produção de CO_2 no aquário é praticamente constante devido à respiração dos peixes. Porém, o consumo desse gás, que se deve principalmente à fotossíntese das plantas, varia bastante ao longo do dia.

Durante o dia, haverá um maior consumo desse gás. À noite, portanto, o gás se acumula.

O acúmulo de CO_2 aumentará a acidez da água devido à formação de ácido carbônico.



Dessa forma, o pH vai aumentando durante o dia e, à noite, diminui, posto que haverá acúmulo de CO_2 no aquário.

Essa situação é vista na letra C.



Gabarito: C

