

## EQUILÍBRIO QUÍMICO, EQUILÍBRIO IÔNICO e pH, PARTE III

### QUESTÃO 1676 VUNESP

O esmalte dos dentes é formado por hidroxiapatita que, em determinadas condições pode ser dissolvida devido ao equilíbrio representado pela equação:



Considere três pessoas, X, Y e Z, que consomem diariamente os produtos cujos valores de pH estão apresentados na tabela.

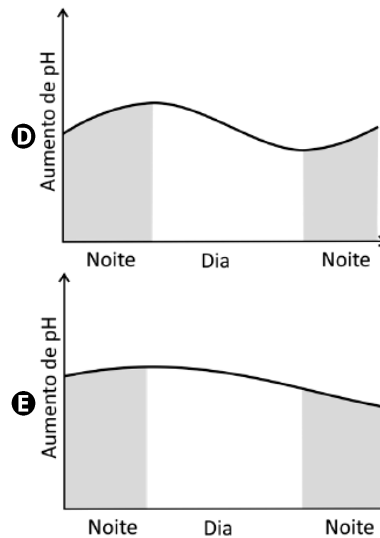
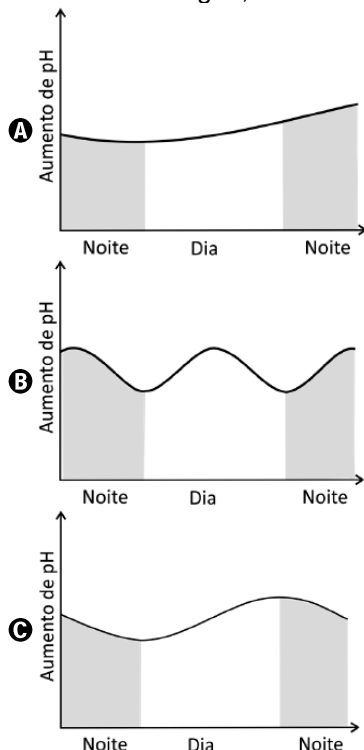
Pessoa	Produtos consumidos diariamente	pH
X	Suco de laranja	3
Y	Água com gás	4
Z	Leite de magnésia	10

Considerando somente o efeito do uso continuado desses três produtos, ocorrerá dissolução da hidroxiapatita do esmalte dos dentes:

- A da pessoa X, apenas.
- B da pessoa Y, apenas.
- C das pessoas X e Y, apenas.
- D da pessoa Z, apenas.
- E das três pessoas.

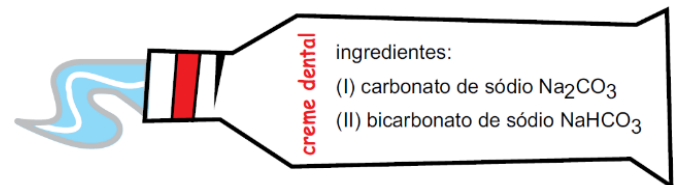
### QUESTÃO 1677 FUVEST

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:



### QUESTÃO 1678 F. SANTA MARCELINA

O creme dental é um produto de higiene bucal que contém diversas substâncias na sua composição. A figura representa um tubo de creme dental com a indicação de dois de seus ingredientes.



As interações dos ingredientes I e II com a água destilada, separadamente, resultam em soluções com caráter, respectivamente,

- A básico e ácido.
- B básico e básico.
- C ácido e neutro.
- D neutro e básico.
- E neutro e neutro.

### QUESTÃO 1679 FCM

Soluções tampões são bastante utilizadas em laboratórios de química, de bioquímica e de alimentos, por evitar grandes alterações do pH do meio reacional. Num laboratório, um estudante encontrou na prateleira soluções aquosas de:  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Quais soluções ao serem misturadas, em proporção estequiométrica, podem formar uma solução tampão?

- A  $\text{NaNO}_3$  e  $\text{HNO}_3$ .
- B  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  e  $\text{NH}_4\text{OH}$ .
- C  $\text{NaCl}$  e  $\text{NaOH}$ .
- D  $\text{NaOH}$  e  $\text{NaNO}_3$ .
- E  $\text{NaCl}$  e  $\text{HNO}_3$ .

**QUESTÃO 1680 ACAFE**

Considere o trecho retirado de um artigo da revista Veja publicada no dia 13/05/2016 relatando que o excesso de ácido fólico na gravidez pode dobrar o risco de autismo na criança “[...] Excesso de ácido fólico na gestação pode aumentar em até duas vezes o risco de autismo na criança. A conclusão é de um estudo realizado por pesquisadores da Universidade Johns Hopkins, nos Estados Unidos, apresentado nesta sexta-feira durante o Encontro Internacional para Pesquisa sobre Autismo de 2016, em Baltimore. [...]”.

Sob condições apropriadas, uma solução aquosa de ácido fólico apresenta  $[H^+] = 4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$  (sob temperatura de 25 °C).

O valor do pH dessa solução é

Dados:  $\log 2 = 0,30$ ;  $\log 3 = 0,48$ .

- A** 4,34.
- B** 4,64.
- C** 5,66.
- D** 4,50.
- E** 5,50.

**QUESTÃO 1681 UFRGS**

O leite “talhado” é o resultado da precipitação das proteínas do leite (caseína), quando o seu pH for igual ou menor que 4,7.

Qual das soluções abaixo levaria o leite a talhar?

- A** NaOH (0,01 mol L<sup>-1</sup>).
- B** HCl (0,001 mol L<sup>-1</sup>).
- C** CH<sub>3</sub>COOH (0,01 mmol L<sup>-1</sup>).
- D** NaCl (0,1 mmol L<sup>-1</sup>).
- E** NaHCO<sub>3</sub> (0,1 mol L<sup>-1</sup>).

**QUESTÃO 1682 UNICESUMAR**

Para diminuir a acidez de um molho de tomate, uma cozinheira adicionou fermento químico, cujo principal componente é o bicarbonato de sódio, NaHCO<sub>3</sub>.

Esse procedimento é adequado porque o molho de tomate possui

- A** pH < 7 e o bicarbonato de sódio é um sal ácido.
- B** pH < 7 e o bicarbonato de sódio é um sal básico.
- C** pH = 7 e o bicarbonato de sódio é um sal neutro.
- D** pH > 7 e o bicarbonato de sódio é um sal básico.
- E** pH > 7 e o bicarbonato de sódio é um sal ácido.

**QUESTÃO 1683 UCB**

Considere um ácido de Arrhenius monoprotico fraco, de constante  $K_a = 10^{-11}$  e grau de ionização com valor muito menor que a unidade. Em um estudo experimental para mensurar esse grau de ionização, o mencionado ácido foi utilizado em uma concentração igual a 1 mmol/L. Com base no exposto, assinale a alternativa que prediz o valor de  $\alpha$  nesse estudo.

- A** 10<sup>-3</sup>
- B** 0,0001%
- C** 10<sup>-8</sup>
- D** 10<sup>-11</sup>
- E** 0,01%

**QUESTÃO 1684 UNESP**

Em um estudo sobre extração de enzimas vegetais para uma indústria de alimentos, o professor solicitou que um estudante escolhesse, entre cinco soluções salinas disponíveis no laboratório, aquela que apresentasse o mais baixo valor de pH.

Sabendo que todas as soluções disponíveis no laboratório são aquosas e equimolares, o estudante deve escolher a solução de

- A** (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>.
- B** K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.
- C** Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.
- D** KNO<sub>3</sub>.
- E** (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**QUESTÃO 1685 FCM**

Ao realizar atividades físicas que exigem grande esforço, as pessoas queixam-se de um desconforto denominada fadiga muscular, que é causada pelo acúmulo do ácido láctico (CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH) nas fibras musculares, resultado do metabolismo anaeróbico da glicose.

Considerando o ácido láctico um ácido fraco monoprotico, e que em solução aquosa mantida à temperatura de 25 °C, este ácido está 2,0% dissociado quando em equilíbrio.

Assinale a alternativa correta que apresenta os valores do pH e da concentração molar em mol L<sup>-1</sup> do íon hidroxila nesta solução aquosa, respectivamente. Considere o pK<sub>a</sub> (25 °C) = 4,0 e o  $\log 5 = 0,7$ .

- A** 0,7 e 5,0.10<sup>-14</sup>
- B** 2,3 e 2,0.10<sup>-12</sup>
- C** 2,0 e 1,0.10<sup>-12</sup>
- D** 2,0 e 5,0.10<sup>-10</sup>
- E** 2,3 e 1,0.10<sup>-10</sup>

**QUESTÃO 1686 OMQ**

Considere as informações apresentadas a seguir para uma série de substâncias químicas que podem atuar como ácidos.

Substância	Constante de acidez (K <sub>a</sub> ), 25°C
Ácido cloroso (HClO <sub>2</sub> )	1,15 x 10 <sup>-2</sup>
Ácido fluorídrico (HF)	6,31 x 10 <sup>-4</sup>
Ácido hidrazóico (HN <sub>3</sub> )	2,51 x 10 <sup>-5</sup>
Ácido hipocloroso (HClO)	3,98 x 10 <sup>-8</sup>

Foram preparadas soluções aquosas com cada um desses ácidos. Sabe-se que foram utilizados 1,00.10<sup>-2</sup> mol do ácido para um volume total de 100 mL de solução. Cada uma das soluções de ácido preparadas foi misturada com 100 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração 0,100 mol.L<sup>-1</sup>. Pode-se afirmar que a mistura que apresenta a maior concentração de íons OH<sup>-</sup> no meio é aquela oriunda do ácido:

- A** cloroso.
- B** fluorídrico.
- C** hidrazóico.
- D** hipocloroso.

**QUESTÃO 1687**

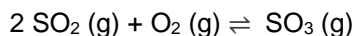
Os indicadores ácido/base são substâncias que, por suas propriedades físico-químicas, apresentam a capacidade de mudar de cor em função do pH do meio. Considere um indicador que apresente a **cor amarela em meio ácido**, a **cor verde em meio neutro** e a **cor azul em meio básico**.

É correto afirmar que:

- A** em contato com uma solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) a cor deste indicador será amarela.
- B** em contato com uma solução aquosa de cloreto de amônio (NH<sub>4</sub>Cl) a cor deste indicador será verde.
- C** em contato com um suco de limão a cor deste indicador será azul.
- D** em contato com uma solução aquosa de bicarbonato de sódio a cor deste indicador será azul.

**QUESTÃO 1688**

O consumo de combustíveis fósseis libera altas quantidades de óxidos de enxofre na natureza. Esses óxidos reagem com a água, originando chuvas ácidas. O dióxido de enxofre reage com o oxigênio do ar, formando o trióxido de enxofre, de acordo com a equação em equilíbrio:



A tabela representa a variação do valor da constante de equilíbrio (K<sub>c</sub>) para essa equação, em função da temperatura (°C).

Temperatura (°C)	K <sub>c</sub>
800	950
1 100	4

De acordo com a tabela, a reação descrita é

- A** exotérmica, e o aumento da pressão favorece a formação de SO<sub>3</sub>.
- B** endotérmica, e o aumento da pressão favorece a formação de SO<sub>3</sub>.
- C** exotérmica, e o aumento da pressão favorece a formação de SO<sub>2</sub>.
- D** endotérmica, e o aumento da pressão favorece a formação de SO<sub>2</sub>.
- E** exotérmica, e o aumento da pressão não altera o equilíbrio químico.

**QUESTÃO 1689 UFMG**

A tabela abaixo informa o pH aproximado de algumas soluções ácidas de concentração igual a 10<sup>-1</sup> mol/L, a 25 °C.

Solução de	pH
HCl	1,0
CH <sub>3</sub> COOH	3,0
H <sub>2</sub> S	4,0
HCN	5,0
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	6,0

Com relação a essas soluções aquosas, a 25 °C, a que apresenta maior concentração de H<sup>+</sup> é

- A** CH<sub>3</sub>COOH
- B** HCl
- C** HCN
- D** H<sub>2</sub>S
- E** H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

**QUESTÃO 1690 OMQ**

O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético (H<sub>3</sub>CCOOH) comumente utilizada para temperar alimentos.

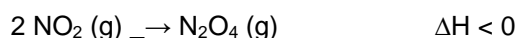
Qual é o pH de um vinagre com concentração de H<sub>3</sub>CCOOH de 30 g L<sup>-1</sup>? (K<sub>a</sub> do H<sub>3</sub>CCOOH = 1,8 × 10<sup>-5</sup>).

- A** 1,0
- B** 2,5
- C** 4,7
- D** 6,8
- E** 9,4

**QUESTÃO 1691 OMQ**

Sabe-se que o princípio de Le Chatelier afirma que “quando uma perturbação externa é imposta a um sistema químico em equilíbrio, este se deslocará de forma a minimizar tal perturbação”.

Em relação ao processo químico representado a seguir, são feitas algumas afirmações.



I) Aumentando-se a concentração de NO<sub>2</sub>, o equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos.

II) Aumentando-se a concentração de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, o equilíbrio é deslocado no sentido dos reagentes.

III) Aumentando-se a temperatura, a reação direta será favorecida.

IV) Aumentando-se a pressão total do sistema, a reação inversa será favorecida.

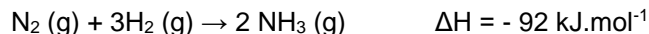
V) O valor da constante de equilíbrio não se altera com a temperatura.

O número de afirmações CORRETAS é:

- A** 1.
- B** 2.
- C** 3.
- D** 4.

**QUESTÃO 1692**

Um dos mais importantes processos industriais é a fixação do nitrogênio através de sua transformação em amônia, podendo ser representado pela equação a seguir:



Em relação a esse processo, haverá maior concentração do produto quando ocorrer

- A** aumento da temperatura.
- B** diminuição da pressão parcial do hidrogênio.
- C** agitação maior das moléculas do produto.
- D** aumento da pressão parcial dos reagentes.

**QUESTÃO 1693**

O sulfato de Bário é um sólido cristalino branco, pouco solúvel em água e em outros solventes tradicionais. É a principal forma de contraste artificial aos procedimentos de exames radiográficos do sistema digestório. Uma solução saturada de  $\text{BaSO}_4$  foi obtido quando dissolvido sob agitação em um béquer a  $25^\circ\text{C}$  contendo água.

Qual o valor do produto de solubilidade do  $\text{BaSO}_4$  a  $25^\circ\text{C}$ , sabendo que sua solubilidade em água é  $1,0 \cdot 10^{-5}$  mol/L.

- A**  $K_{ps} = 2 \times 10^{-10}$
- B**  $K_{ps} = 2 \times 10^{-5}$
- C**  $K_{ps} = 10^{-5}$
- D**  $K_{ps} = 10^{-10}$
- E**  $K_{ps} = 5 \times 10^{-10}$

**QUESTÃO 1694**

Foi preparada uma solução tampão acetato pela mistura de 500 mL de uma solução contendo 12 g/L de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) com 500 mL de uma solução contendo 0,1 mol/L de acetato de sódio à temperatura de  $25^\circ\text{C}$ .

Dados:  $K_a$  ácido acético =  $1,8 \times 10^{-5}$ ;  $\log 2 = 0,30$ ;  $\log 3 = 0,48$ ;  $\log 5 = 0,70$

Assinale a alternativa que contém o pH da solução tampão preparada.

- A** 4,14
- B** 4,44
- C** 4,74
- D** 5,04
- E** 5,64

**QUESTÃO 1695 UNIMONTES**

Preparou-se uma solução aquosa de um ácido com concentração 0,03 mol/L. O pH da solução foi medido, encontrando-se o valor 3,0. A análise desses dados revela que

- A** o grau de ionização do ácido é igual a 3,3%.
- B** o soluto é considerado um ácido forte.
- C** o ácido está completamente dissociado.
- D** a concentração de prótons é  $3,0 \times 10^{-2}$  mol/L.

**QUESTÃO 1696 FATEC**

O grau de ionização de um ácido em uma solução 0,1 mol.L<sup>-1</sup>, cuja constante de ionização é  $9,0 \times 10^{-7}$  a  $25^\circ\text{C}$ , vale, aproximadamente,

- A** 0,3%.
- B** 0,9%.
- C** 3,0%.
- D** 9,0%.
- E** 30,0%.

**QUESTÃO 1697**

Através das constantes de dissociação (*sic*) dos ácidos e das bases (em meio aquoso), pode-se estimar a força destes. Para as substâncias  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$  e  $\text{HCN}$ , temos as seguintes constantes:

Espécie	Constante
$\text{HNO}_2$	$5,1 \times 10^{-4}$
$\text{NH}_2\text{OH}$	$1,1 \times 10^{-8}$
$\text{HCN}$	$4,8 \times 10^{-10}$

Em relação a essas espécies, é **INCORRETO** afirmar que

- A** o  $\text{NO}_2^-$  é uma base mais forte do que o  $\text{CN}^-$ .
- B** o  $\text{HCN}$  é ácido mais fraco do que o  $\text{HNO}_2$ .
- C** o  $\text{NH}_3\text{OH}^+$  é ácido mais forte do que o  $\text{HCN}$ .
- D** o  $\text{NO}_2^-$  é base mais fraca do que o  $\text{NH}_2\text{OH}$ .

**QUESTÃO 1698**

O vibrião colérico não sobrevive em meio de  $\text{pH} = 3$ , ou mais ácido. O número de gotas de uma solução 1,0 M de ácido clorídrico que se deve introduzir em 10 litros de água, a fim de eliminar o vibrião colérico é

Dado: Admita que não há alteração de volume e que o volume de uma gota é 0,05 mL

- A** 10 gotas.
- B** 100 gotas.
- C** 30 gotas.
- D** 200 gotas.
- E** 50 gotas.

**QUESTÃO 1699**

Entre os antiácidos caseiros, destacam-se o leite de magnésia e o bicarbonato de sódio. Quantas vezes o leite de magnésia ( $\text{pH} = 11$ ) é mais básico do que uma solução de bicarbonato de sódio ( $\text{pH} = 8$ )?

- A** 3
- B** 19
- C** 88
- D** 100
- E** 1 000

**QUESTÃO 1700 FCMMG**

Considere uma solução 0,01 mol/L de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (aq).

Com relação ao pH dessa solução, a proposição

**CORRETA** é

- A pH = 1  
 B pH = 2  
 C pH = 0,01  
 D  $1 < \text{pH} < 2$

**QUESTÃO DISCURSIVA****QUESTÃO 1701 UFMG**

Um dos fatores que determinam a qualidade do leite é a acidez. O leite fresco possui uma acidez natural, devido à presença, na sua composição, de dióxido de carbono dissolvido,  $\text{CO}_2$  (aq), de íons – como citratos e hidrogenofosfatos – e de outros componentes.

Essa acidez natural pode ser aumentada pela formação de ácido láctico, que é produzido pela degradação da lactose por bactérias, também presentes no leite. Nesse caso, ela indica que a atividade microbiana, no produto, é muito elevada e, por isso, o leite se torna impróprio para consumo.

1. **ESCREVA** a equação completa e balanceada que representa a dissociação do ácido láctico,  $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$  (aq), em água.

2. Na indústria de laticínios, tendo-se em vista a qualidade dos produtos, um dos parâmetros fundamentais a serem determinados é a acidez do leite. Determina-se esse parâmetro, fazendo-se reagirem amostras de leite com uma solução aquosa de hidróxido de sódio,  $\text{NaOH}$ (aq), até a neutralização.

Certa amostra de 10 mL de leite é neutralizada por 2,0 mL de uma solução de  $\text{NaOH}$ (aq), de concentração 0,100 mol/L.

Considere que a acidez do leite se deve apenas a ácidos com um único próton dissociável, de fórmula genérica HA.

Com base nessas informações, **CALCULE** a concentração desse ácido genérico presente na amostra de leite neutralizada.

3. O leite é considerado próprio para consumo, quando, em média, a concentração de ácido HA está entre  $1,78 \times 10^{-2}$  mol/L e  $2,22 \times 10^{-2}$  mol/L.

**INDIQUE** se o leite de que foi retirada a amostra considerada no item 2 desta questão é próprio ou impróprio para consumo.

4. Em um sistema como o leite, a acidez – seja ela resultante da presença de ácidos fortes (por exemplo, o  $\text{HCl}$ ) ou de ácidos fracos (por exemplo, o ácido láctico) –, é determinada por titulação, conforme mostrado no item 2 desta questão.

Se o HA do leite fosse um ácido forte, a concentração desse ácido, nele encontrada, tornaria o pH do sistema igual a 1,7. No entanto, sabe-se que o leite tem pH na faixa de 6.

Considerando a distinção entre ácidos fortes e ácidos fracos, **JUSTIFIQUE** o valor mais elevado do pH do leite.

**GABARITO**

1676. [C]      1677. [C]      1678. [B]      1679. [B]

1680. [A]      1681. [B]      1682. [B]      1683. [E]

1684. [E]      1685. [B]      1686. [D]      1687. [D]

1688. [A]      1689. [B]      1690. [B]      1691. [B]

1692. [D]      1693. [D]      1694. [B]      1695. [A]

1696. [A]      1697. [A]      1698. [D]      1699. [E]

1700. [D]

1701.

1.  $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$  (aq) +  $\text{H}_2\text{O}$  (l)  $\rightleftharpoons$   $\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-$  (aq) +  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq)

2.  $C = 2,0 \times 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>

3. O leite, nesse caso, é próprio para consumo.

4. O pH mais elevado do leite deve-se ao fato de os ácidos presentes nele terem grau de dissociação baixo. Isso significa que tais ácidos se ionizam em pequena extensão, originando uma menor quantidade de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  em relação às soluções de ácidos fortes com a mesma concentração.

Como o  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ , uma menor concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  acaba gerando um maior pH.