

**Questão 01 - (UEG GO/2020)**

Uma solução aquosa de ácido clorídrico, contendo 0,09125 g de HCl, foi diluída com água para 250 mL, em um balão volumétrico.

**Dado:** MM(HCl) = 36,5 g/mol.

O pH dessa solução será igual a:

- a) 2
- b) 1
- c) 0,1
- d) 0,2
- e) 9

**Questão 02 - (FM Petrópolis RJ/2020)**

O fluoreto de hidrogênio apresenta-se em solução aquosa como líquido incolor, fumegante e de odor penetrante. É usado na produção da gasolina de alta octanagem, agrotóxicos, detergentes, teflon e no enriquecimento do urânio para fins de energia nuclear.

Considere o equilíbrio iônico do ácido fluorídrico abaixo.



Sabe-se que o fluoreto de hidrogênio é um ácido fraco, pois de 100 moléculas de HF, somente 3 se ionizam.

Sendo assim, o pH de uma solução aquosa, com concentração 0,1 mol/L desse ácido, será

**Dado:**  $\log 3 = 0,5$  aproximadamente

- a) 0,5
- b) 1,5
- c) 2,5
- d) 1,0
- e) 2,0

**Questão 03 - (Univag MT/2020)**

No rótulo de uma garrafa de água mineral sem gás consta a informação de que a 25 °C o pH da água é igual a 6. Pode-se afirmar que, a essa temperatura, essa água mineral tem caráter

- a) ácido e a concentração de íons  $\text{H}^+$  é menor que a de íons  $\text{OH}^-$ .
- b) básico e a concentração de íons  $\text{H}^+$  é maior que a de íons  $\text{OH}^-$ .
- c) neutro e as concentrações de íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  são iguais.

d) básico e a concentração de íons  $\text{H}^+$  é menor que a de íons  $\text{OH}^-$ .

e) ácido e a concentração de íons  $\text{H}^+$  é maior que a de íons  $\text{OH}^-$ .

**Questão 04 - (ITA SP/2020)**

Considere que o ar seco ao nível do mar é composto de  $4 \cdot 10^{-2} \%$  (em volume) de  $\text{CO}_2$ . Sejam dadas a constante da lei de Henry para o  $\text{CO}_2$  e a constante da primeira dissociação do ácido carbônico, respectivamente,  $K_H = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$  e  $K_a = 1 \cdot 10^{-6,4}$ . Assinale a opção que apresenta a concentração em  $\text{mol L}^{-1}$  de  $\text{CO}_2$  dissolvido e o pH de uma amostra de água desionizada, após a mesma entrar em equilíbrio com o ar atmosférico.

- a)  $10^{-2}$  e 6,4
- b)  $10^{-5}$  e 5,7
- c)  $10^{-5}$  e 6,4
- d)  $10^{-7}$  e 5,7
- e)  $10^{-7}$  e 6,4

**Questão 05 - (PUC Camp SP/2020)**

A aveia é uma cultura que tem seu melhor desenvolvimento na faixa de pH do solo de 5 a 7. Essa faixa de pH corresponde a uma variação na concentração dos íons  $\text{H}^+$  de

- a) 2 vezes.
- b) 5 vezes.
- c) 10 vezes.
- d) 20 vezes.
- e) 100 vezes.

**Questão 06 - (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 ( $\text{PO}_4^{-3}$ ), íons chumbo ( $\text{Pb}^{+2}$ ) 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.

### Questão 07 - (FCM MG/2020)

Considere as duas soluções seguintes:

Solução I – 100,0 mL de hidróxido de cálcio de concentração 0,005 mol/L.

Solução II – 100,0 mL de vinagre pH = 3, sendo o ácido acético ( $K_a = 1,0 \cdot 10^{-5}$ ) o único ácido existente no vinagre.

Analisando as duas soluções, é CORRETO afirmar:

- a) A concentração do ácido acético na solução II é de 0,001 mol/L.
- b) A solução I e II são misturas homogêneas, com eletrólitos fortes.
- c) O indicador fenolftaleína apresenta cor rosa em I e incolor em II.
- d) O pH da solução I é igual a 12, sendo, dessa forma, solução ácida.

### Questão 08 - (FCM PB/2020)

Ter um poço artesiano no próprio terreno e poder aproveitar a água de um lençol freático parece ser uma solução incrível. Porém infelizmente a água quase sempre é imprópria para consumo, precisando passar por um processo de tratamento. A primeira medida a ser tomada é buscar uma análise físico-química completa da água, que vai medir os parâmetros e fornecer um diagnóstico. Sob

temperatura de 25°C uma amostra de água de poço apresentou  $\text{pOH} = 8,21$ .

Assinale a alternativa que corresponde à razão da concentração dos íons  $[\text{H}^+]$  (em mol/L) entre a água mineral e a água de poço.

### Características da Água Mineral

pH a 25 °C	6,79
Condutividade elétrica a 25°C	296 $\mu\text{S}/\text{cm}$
Resíduo de evaporação a 180 °C, calculado	245,24 mg/L
Radioatividade na fonte a 20 °C e 760 mmHg	0,97 maches

- a) 10
- b) 1,17
- c) 0,1
- d) 101,42
- e) 100

### Questão 09 - (Mackenzie SP/2020)

Uma amostra desconhecida de uma substância incolor foi submetida a testes de laboratório com indicadores ácido-base, apresentando o seguinte resultado.

Indicador	Coloração obtida	Faixa de viragem (pH)	
		Viragem 1	Viragem 2
Fenolftaleína	Incolor	Incolor < 8,2	Rosa > 10,0
Azul de bromotimol	Amarelo-esverdeado	Amarelo < 6,0	Azul > 7,6
Vermelho de metila	Amarelo-alaranjado	Vermelho < 4,4	Amarelo > 6,2

De acordo com o resultado obtido experimentalmente, pode-se seguramente afirmar que a faixa de  $\text{pOH}$  da amostra desconhecida, de acordo com a coloração obtida, encontra-se entre

- a) 7,8 e 8,0
- b) 6,0 e 6,2
- c) 7,2 e 7,6
- d) 6,4 e 6,8
- e) 7,0 e 7,4

### Questão 10 - (UEM PR/2020)

Assinale o que for **correto**.

- 01. Considerando que  $K_a$  (constante de ionização) para o ácido nitroso é maior do que o  $K_a$  para o ácido cianídrico, então o  $\text{p}K_a$  para o ácido nitroso é menor do que o  $\text{p}K_a$  para o ácido cianídrico.
- 02. O  $\text{pOH}$  de uma solução com concentração hidrogeniônica igual a  $5 \cdot 10^{-9}$  é igual a 8,3 (Dado:  $\log 5 \approx 0,7$ ).
- 04. A concentração de íons  $\text{H}^+$  de uma solução de  $\text{pH} = 2$  é, exatamente, 10.000 vezes maior que a

concentração de íons  $H^+$  de uma solução de água pura (pH neutro).

08. O pH de uma solução de cloreto de amônio de concentração 0,001 mol/L, 20% hidrolisado, possui pH maior do que uma solução do mesmo sal, de mesma concentração, mas 30% hidrolisado.

16. Após se evaporarem 3/4 da água de uma solução aquosa de  $H_2SO_4$  (completamente dissociado) de pH = 5, o pH da solução resultante deverá ser 3,75 (Dado:  $\log 4 = 0,6$ ).

### Questão 11 - (UNESP SP/2020)

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  $pH \approx 1$ . 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  $pH \approx 1$  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](http://www.iniaiv.pt), 2018. Adaptado.)

A variação de pH de  $\approx 1$  para  $\approx 5$  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.

### Questão 12 - (UNIFOR CE/2019)

Em meio a uma experiência no laboratório de química, um aluno se deparou com um frasco de 100 mL, rotulado como "Hidróxido de Sódio (NaOH) 0,05 M", que precisava ser neutralizado, para pH igual a 7,0, e descartado posteriormente. Para atingir seu objetivo, o aluno deveria utilizar:

- a) 100 mL de  $CH_3COOH$  0,05 M.
- b) 50 mL de  $H_3PO_4$  0,05 M.
- c) 100 mL de  $H_2SO_4$  0,025 M.
- d) 50 mL de  $NH_3$  0,1 M.
- e) 100 mL  $H_2CO_3$  0,05 M.

### Questão 13 - (Unioeste PR/2019)

O ácido fórmico é o ácido metanoico, utilizado em vários produtos de limpeza e controle de pH, entre outros. Sabendo que o valor de  $K_a$  para este ácido é de  $1 \times 10^{-4}$ . Assinale a alternativa CORRETA.

- a) Uma solução equimolar do ácido e seu sal fornecerão pH 7.
- b) Uma solução equimolar do ácido e seu sal resultam em pOH 4.
- c) O  $pK_a$  deste ácido é 1.
- d) Uma solução de  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$  deste ácido dissocia e fornece concentração de  $H^+$  de, aproximadamente,  $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ .
- e) Ele é considerado um ácido forte.

### Questão 14 - (UNITAU SP/2019)

O volume de suco gástrico secretado varia de 1,2 a 1,5 L/dia e contém ácido clorídrico. As células pancreáticas liberam bicarbonato, que pode se associar ao sódio, formando bicarbonato de sódio (hidrogênio carbonato de sódio) no suco pancreático. Um adulto saudável pode secretar de 1 a 2 L/dia de suco pancreático, que se mistura, no intestino, ao quimo.

- a) Esquematize as reações de dissociação do bicarbonato de sódio, ionização do ácido clorídrico e neutralização do quimo, que ocorre entre o ácido clorídrico e o bicarbonato, utilizando somente fórmulas moleculares.
- b) Considerando que a solubilidade de bicarbonato de sódio seja 12 g/100 mL de água na temperatura corporal, qual é o volume de ácido clorídrico (pH 2,0) que pode ser neutralizado por bicarbonato de sódio (150 mM) solubilizado em 500 mL de suco pancreático? Apresente os cálculos.

**Questão 15 - (USF SP/2019)**

Um dos mais importantes fatores avaliativos da química é o potencial hidrogeniônico (pH), pois a partir dos dados de pH é possível especificar a acidez ou alcalinidade de diferentes sistemas aquosos. Para o sangue, por exemplo, a faixa ideal de pH está entre 7,36 a 7,42. O pH da saliva humana fica na faixa de 4,5, já o pH da urina costuma estar entre 5,5 e 6,5.

Considerando as informações apresentadas, resolva o que se pede.

a) Classifique as soluções indicadas como sendo ácidas, alcalinas ou neutras.

Sangue:

Saliva:

Urina:

b) Considere uma solução de um monoácido genérico HX cuja concentração a 25°C seja de 0,01 mol/L. Determine o valor do  $K_a$  para esse ácido assim como seu valor de pH considerando que em meio aquoso sua constante de ionização é de 20%.

Dado:

Número	Logaritmo
2	0,3010
3	0,4771
4	0,6021
5	0,6990
6	0,7782
7	0,8451
8	0,9031
9	0,9542

$K_a$ :

pH:

**Questão 16 - (PUC Camp SP/2019)**

*Mar sufocado – pesquisa mostra causa da grande mortandade de vida marinha*

(Adaptado de: **Scientific American Brasil**, agosto de 2018, p. 15)

Há 252 milhões de anos, a extinção em massa do Permiano-Triássico, a maior ocorrida, aniquilou cerca de 70% da vida em terra e 95% das criaturas dos oceanos. Os pesquisadores citam o intenso vulcanismo na região da atual Sibéria como o maior vilão por trás do cataclismo. Um novo estudo detalha o principal mecanismo da matança, pelo menos para a vida marinha: em todos os oceanos houve escassez de oxigênio e ecossistemas inteiros sufocaram. Este intenso vulcanismo, que jogou dióxido de carbono na atmosfera, foi concomitante à formação do super continente Pangea.

a) Escreva as equações que representam os equilíbrios simultâneos que ocorrem pela dissolução do  $\text{CO}_2$  atmosférico na água.

b) O que acontece com o pH da água do mar à medida que a concentração do  $\text{CO}_2$  atmosférico aumenta? Justifique sua resposta.

c) A 20 °C, a concentração de oxigênio dissolvido em determinada amostra de água do mar é de 5,4 mg/L. A quantidade de oxigênio contida em 1 m<sup>3</sup> dessa água do mar ocuparia que volume, em litros, nas CATP? Demonstre seus cálculos.

**Dados:**

Volume molar, nas CATP = 25 L.

Massa molar (g/mol): O = 16,0.

**Questão 17 - (UERJ/2019)**

O bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ) é um sal que, ao ser hidrolisado, forma uma solução alcalina. Por conta dessa característica, costuma ser utilizado para aliviar incômodos decorrentes de acidez estomacal. Em sua ação, esse composto neutraliza o ácido clorídrico do suco gástrico, conforme representado pela equação química:



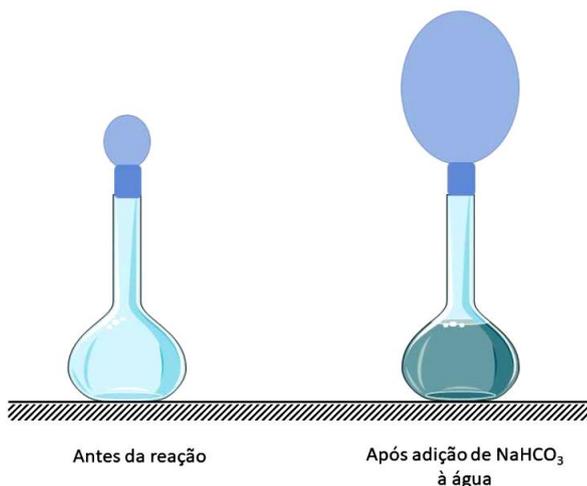
Admita que 252 mg de  $\text{NaHCO}_3$  foram adicionados a 200 mL de uma solução de HCl com pH igual a 2, acarretando o consumo completo de um desses reagentes.

Calcule a massa de reagente, em gramas, que não foi consumida na reação de neutralização.

Apresente, ainda, a equação química de hidrólise do íon bicarbonato.

**Questão 18 - (UFSC/2019)**

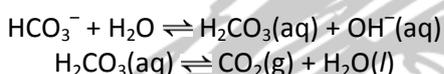
A produção de dióxido de carbono a partir da decomposição de bicarbonato de sódio (principal componente do “fermento químico”) pode ser demonstrada por meio de um experimento simples. Ao entrar em contato com a água contida em um recipiente, o gás produzido é coletado em um balão de borracha, que infla com a decomposição do bicarbonato. O experimento é esquematicamente mostrado abaixo:



Um dado indicador ácido-base tem constante de dissociação ácida igual a  $3,0 \times 10^{-5}$ . A forma ácida desse indicador tem cor vermelha e sua forma básica tem cor azul. Com base nessas informações, assinale a opção que apresenta o valor aproximado da variação de pH para que ocorra a mudança de cor do indicador de 75% da coloração vermelha para 75% da azul.

- a) 0,33
- b) 1,0
- c) 1,5
- d) 2,0
- e) 3,0

As reações associadas envolvem a hidrólise com íons bicarbonato e a decomposição do ácido carbônico formado:



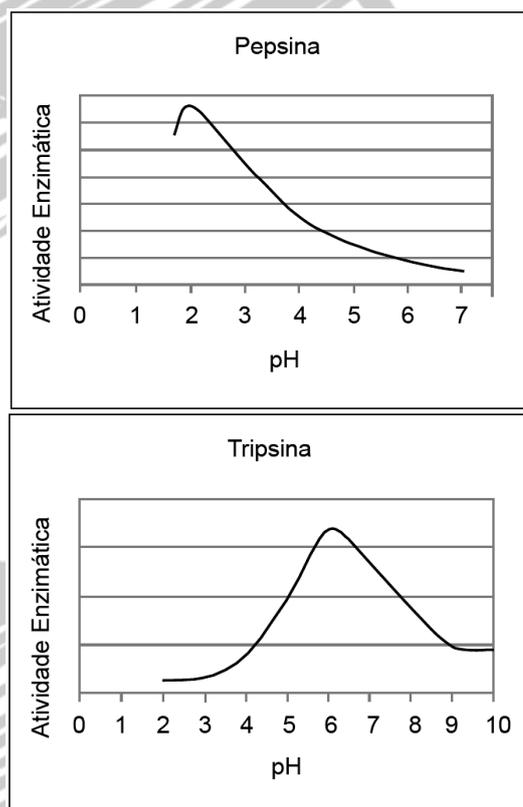
Considerando que o experimento tenha sido conduzido sob pressão atmosférica de 1,0 atm, é correto afirmar que:

- 01. a solução formada por água e bicarbonato de sódio terá pH superior a 7,0.
- 02. a quantidade de  $\text{CO}_2$  que inflará o balão independe da quantidade de bicarbonato de sódio inserida na água, mas depende da quantidade de água no recipiente.
- 04. se a temperatura da solução na qual o bicarbonato de sódio será dissolvido for aumentada, o volume interno do balão será inferior ao volume observado em menor temperatura, pois há mudança na solubilidade do gás no meio líquido.
- 08. se o bicarbonato de sódio for dissolvido em uma solução ácida, a decomposição para formar  $\text{CO}_2$  será inibida e, portanto, o volume interno do balão será menor do que se a reação for conduzida em meio básico.
- 16. se o balão for estourado ao término do experimento, o gás que o preenche irá se contrair e será reabsorvido pela solução, o que resultará em um aumento no pH.
- 32. considerando-se quantidades equivalentes de bicarbonato, assume-se que o balão estará mais inflado, ou seja, terá maior volume interno ao término da reação se o experimento for conduzido a 35 °C do que a 15 °C.

**Questão 19 - (ITA SP/2019)**

**Questão 20 - (PUC RS/2019)**

Macromoléculas biológicas que participam do metabolismo animal, tais como as enzimas, têm suas atividades afetadas quando o pH é alterado. Os gráficos abaixo apresentam a variação na atividade enzimática em função do pH das enzimas pepsina e tripsina, encontradas, respectivamente, no estômago e no intestino.



Adaptado de Campbell, M.K; Farrel, S.O. Bioquímica. Thomson Learning Ed. Ltda. 2006

Com base na análise dos gráficos, podemos concluir que as atividades das enzimas pepsina e tripsina serão máximas quando as concentrações de íons hidrônio ( $\text{H}^+$ ) no meio, em  $\text{mol L}^{-1}$ , forem, aproximadamente e respectivamente,

- a)  $10^{-2}$  e  $10^{-6}$
- b)  $10^{-3}$  e  $10^{-7}$
- c)  $10^{-6}$  e  $10^{-9}$
- d)  $10^{-7}$  e  $10^{-10}$

**Questão 21 - (UEPG PR/2019)**

Em um laboratório de química existem três soluções:

Solução A: 25 mL de solução aquosa de HCl 0,80 mol/L

Solução B: 25 mL de solução aquosa de NaOH 0,60 mol/L

Solução C: 25 mL de solução aquosa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,005 mol/L

**Dados:** Na = 23 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol S = 32 g/mol; Viragem da fenolftaleína é entre pH 8,2 e 10,0.

Considerando essas informações, assinale o que for correto.

- 01. A mistura das soluções A e B produz uma solução com o pH 1.
- 02. A solução C tem pOH igual a 12.
- 04. A mistura das soluções B e C produz uma solução com caráter ácido.
- 08. A concentração da solução B é 24 g/L de NaOH.
- 16. A fenolftaleína fica incolor na solução A.

**Questão 22 - (ACAFE SC/2019)**

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  $[H^+] = 4,5 \times 10^{-5}$  mol/L (sob temperatura de 25 °C).

Assinale a alternativa correta que contém o valor do pH dessa solução.

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

- a) 4,34
- b) 4,64
- c) 5,66

- d) 4,50

**Questão 23 - (FCM PB/2019)**

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 pKa (25 °C) = 4,0 e o  $\log 5 = 0,7$ .

- a) 0,7 e  $5,0 \times 10^{-14}$
- b) 2,3 e  $2,0 \times 10^{-12}$
- c) 2,0 e  $1,0 \times 10^{-12}$
- d) 2,0 e  $5,0 \times 10^{-10}$
- e) 2,3 e  $1,0 \times 10^{-10}$

**Questão 24 - (Mackenzie SP/2019)**

O ácido acético ou ácido etanoico é um monoácido carboxílico, cuja constante de ionização (K<sub>a</sub>) é de  $1,8 \cdot 10^{-5}$ , a 25 °C. Partindo-se de uma solução  $1 \cdot 10^{-2}$  mol · L<sup>-1</sup> desse ácido, é correto afirmar que, ao ser atingido o equilíbrio químico, a 25 °C,

**Dados:**  $\sqrt{18} = 4,24$ ,  $\log_{10} 4,24 = 0,63$  e  $K_w = 10^{-14}$  a 25 °C

- a) não haverá a presença de ácido acético não ionizado em solução.
- b)  $[H^+] = 1,26 \cdot 10^{-4}$  mol · L<sup>-1</sup>
- c) pOH = 10,63
- d)  $[OH^-] = 1,26 \cdot 10^{-4}$  mol · L<sup>-1</sup>
- e)  $[H^+]$  é diferente de  $[CH_3COO^-]$

**Questão 25 - (UFRGS RS/2019)**

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 26 - (Univag MT/2019)**

Atualmente, considera-se o carbonato de lítio ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ) o medicamento mais bem validado no tratamento do transtorno afetivo bipolar (TAB), tanto no tratamento de episódios agudos de humor como na prevenção de novos episódios.

(<http://portalarquivos.saude.gov.br>. Adaptado.)

Uma solução aquosa preparada com o carbonato de lítio apresenta pH de caráter básico, pois

- a concentração dos íons  $\text{H}^+$  na solução é menor que  $10^{-7}$  mol/L.
- a solução pode ser neutralizada pelo acetato de sódio.
- o valor medido do pH encontra-se no intervalo de 0 a 7.
- a concentração molar dos íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  na solução é igual.
- o carbonato de lítio é um sal proveniente de uma reação com base fraca e ácido forte.

**Questão 27 - (Fac. Israelita de C. da Saúde Albert Einstein SP/2019)**

A tabela mostra valores do pH da água líquida em diferentes temperaturas.

Temperatura (°C)	pH
0	7,47
10	7,27
20	7,08
25	7,00
30	6,92
40	6,77
50	6,63
100	6,14

A análise desses dados permite afirmar que o produto iônico da água,  $K_w$ , \_\_\_\_\_ com a elevação da temperatura e que a reação de autoionização da água \_\_\_\_\_ energia, sendo, portanto, um processo \_\_\_\_\_.

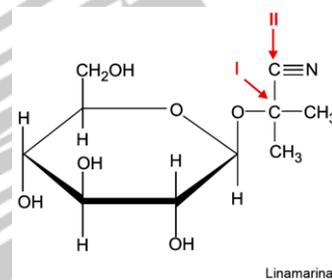
As lacunas do texto devem ser preenchidas por:

- aumenta – absorve – endotérmico.
- aumenta – absorve – exotérmico.
- diminui – libera – exotérmico.
- aumenta – libera – endotérmico.
- diminui – absorve – endotérmico.

**TEXTO: 1 - Comum à questão: 28**

A mandioca contém linamarina em todas as partes da planta. A decomposição da linamarina por enzimas produz o ácido cianídrico (HCN), que é um ácido fraco com constante de ionização ( $K_a$ ) igual a  $5 \times 10^{-10}$  a 25 °C. A fabricação de farinha da mandioca é feita com a prensagem da massa obtida por meio da ralação das raízes descascadas. A água resultante desse processo arrasta a linamarina e os seus produtos de decomposição, podendo causar contaminação do meio ambiente e intoxicação em animais e plantas.

(OLIVEIRA, Suzy Sarzi. Metabolismo da linamarina em reator de digestão anaeróbia com separação de fases. 2003. xiv, 88 f. Tese (doutorado) – Universidade Estadual Paulista, Faculdade de Ciências Agrônomicas, 2003. Disponível em: <<http://hdl.handle.net/11449/101739>>. Adaptado)



([https://openi.nlm.nih.gov/detailedresult.php?img=PMC3475106\\_1476-511X-11-74-1&req=4](https://openi.nlm.nih.gov/detailedresult.php?img=PMC3475106_1476-511X-11-74-1&req=4). Adaptado)

**Questão 28 - (FGV SP/2019)**

Uma solução aquosa a 25 °C apresenta concentração de ácido cianídrico 0,002 mol/L. O pH dessa solução é

- 2.
- 5.
- 6.
- 10.
- 12.

**Questão 29 - (FPP PR/2019)**

O fluxograma abaixo foi retirado de um caderno de educação do governo de Portugal para alunos do 11º ano daquele país (equivalente ao 2º Ano do Ensino Médio no Brasil).

e) Segundo o fluxograma, águas podem ser classificadas em ácidas, neutras ou alcalinas de acordo com o seu pH. Para que uma água seja classificada como ácida, é necessário que sal adicionado a ela sofra hidrólise do cátion. Isso é possível quando adicionamos cloreto de amônio a ela.

**Questão 30 - (FCM MG/2019)**

Este quadro resume as relações entre pH, pOH e as concentrações molares de H<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup> a 25°C de algumas soluções aquosas.

Soluções	pH	pOH	[H <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]
Ácido sulfúrico				1,0 x 10 <sup>-12</sup>
Vinagre	3			
Leite de magnésia			1,0 x 10 <sup>-10</sup>	
Hipoclorito de sódio		2		

Analisando esse quadro, foram feitas as seguintes afirmativas:

- I. A concentração da solução de ácido sulfúrico, 100% ionizado, é de 5,0 x 10<sup>-3</sup> mol/L.
- II. A concentração do ácido acético, único ácido no vinagre, é de 3,0g em 500,0mL do vinagre, sendo a constante de acidez do ácido acético (Ka) = 1,0 x 10<sup>-5</sup>.
- III. A solução de hipoclorito de sódio é duas vezes mais básica do que a solução de leite de magnésia.
- IV. A adição da solução de leite de magnésia ao vinagre aumenta a ionização do ácido, aumentando o valor da constante de acidez (Ka).

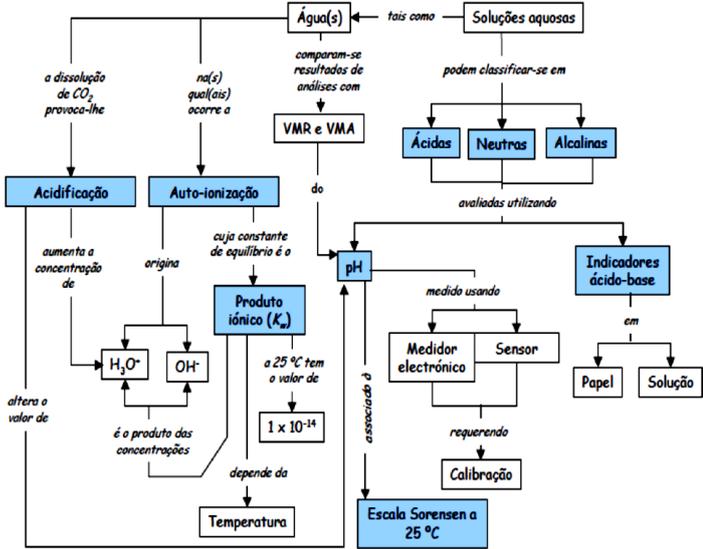
Estão **CORRETAS** apenas as afirmativas:

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

**Questão 31 - (IFGO/2019)**

Segundo dados levantados pelo Green Peace, a reciclagem de papel tem efeitos positivos não só em termos da redução da poluição provocada pelas indústrias de papel e celulose, como também pode ocasionar um aumento na economia do processo comparado ao do papel virgem, como: redução de 74% da poluição do ar; redução de 95,5 a 98% do consumo água utilizada na produção de papel; redução dos gastos operacionais em 64%.

Disponível em: <istemas.eel.usp.br/docentes/arquivos/5840556/434/apostila4papelecelulose.pdf> e <portalresiduossolidos.com/reciclagemde-papel-2/>. Acesso em: 15 out. 2018. [Adaptado].



Disponível em:

[http://nautilus.fis.uc.pt/spf/DTE/pdfs/fisica\\_quimica\\_a\\_11\\_homol.pdf](http://nautilus.fis.uc.pt/spf/DTE/pdfs/fisica_quimica_a_11_homol.pdf)  
Acesso 08/mar./2019.

Considerando o fluxograma anterior e os conceitos de equilíbrios químicos, analise e marque a alternativa CORRETA.

Dado que  
VMR – Valor Máximo Recomendável  
VMA – Valor Máximo Admissível

**Dado:**  
log 2 = 0,30; log 3 = 0,48

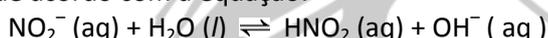
- a) Segundo o fluxograma, uma das hipóteses para avaliarmos o pH da água é a utilização de indicadores ácido-base. Indicadores ácido-base (HIn), embora sejam moléculas orgânicas, ao sofrerem ionização, não entram em equilíbrio químico.
- b) Segundo o fluxograma, a constante do produto iônico da água (Kw) diminui com o aumento da temperatura. Tal variação deve-se à diminuição dos movimentos moleculares com aumento no número de rompimentos das ligações iônicas que ocorrem entre oxigênio e hidrogênio.
- c) Segundo o fluxograma, para que uma água seja considerada alcalina, é necessário que a concentração molar de íons hidroxila seja superior a concentração molar de íons hidrônio ou hidroxônio. Considerando uma temperatura de 60 graus Celsius e sabendo que nessa temperatura o Kw = 9 x 10<sup>-14</sup>, podemos afirmar que se a concentração de [OH<sup>-</sup>] = 1,5 x 10<sup>-8</sup> a referida água é alcalina
- d) Para que um sistema seja classificado como solução, é necessário que ele seja formado por disperso e dispersante de maneira heterogênea.

Sobre esse assunto é correto afirmar que

- a celulose pode ser obtida da parede celular de células vegetais.
- no processo de fabricação do papel, utiliza-se um licor branco com pH entre 8 a 10, que pode ser obtido com a adição de NaOH.
- o licor branco com pH = 8 precisa ter uma concentração de  $\text{OH}^-$  igual a  $10^{-6}$ .
- se para cada tonelada de papel reciclado são gastos 2 mil litros de água, na produção do papel virgem são gastos de 44,4 mil a 100 mil litros.

**Questão 32 - (FMSanta Casa SP/2019)**

O nitrito de sódio ( $\text{NaNO}_2$ ) é muito utilizado na indústria de alimentos, em especial em produtos curados, como presuntos, bacon e linguiças. O íon nitrito em solução aquosa hidrolisa e estabelece o equilíbrio químico com constante  $K = 2,5 \times 10^{-11}$  a 25 °C, de acordo com a equação:



- Com base no princípio de Le Chatelier, explique como ocorre a variação da concentração de íon nitrito em solução aquosa após a adição de ácido clorídrico (HCl).
- Calcule o pH de uma solução aquosa de  $\text{NaNO}_2$  0,04 mol/L a 25 °C.

**Questão 33 - (EsPCEX/2019)**

Um experimento usado nas aulas práticas de laboratório da EsPCEX para compreensão da reatividade química é pautado na reação entre magnésio metálico ( $\text{Mg}^0$ ) e ácido clorídrico (HCl). Experimentalmente consiste em mergulhar uma fita de magnésio metálico numa solução de concentração 0,1 mol/L de ácido clorídrico.

Acerca do processo acima descrito e considerando-se ocorrência de reação, são feitas as seguintes afirmativas:

- A ocorrência da reação é evidenciada pela formação de bolhas do gás oxigênio.
- Um dos produtos formados na reação é o óxido de magnésio.
- O coeficiente estequiométrico do ácido clorídrico, após a escrita da equação da reação corretamente balanceada, é 2.
- O agente oxidante dessa reação de oxidorredução é o ácido clorídrico.

V. Considerando a solução inicial do ácido clorídrico de concentração 0,1 mol/L como 100 % ionizado (ácido forte), o pH dessa solução é 2.

Assinale a alternativa que apresenta todas as afirmativas corretas, dentre as listadas acima.

- I, II e III.
- III e IV.
- III, IV e V.
- I, II e V.
- II e V.

**Questão 34 - (UECE/2019)**

O hidróxido de potássio é utilizado para a produção de biodiesel, de sabões moles, como eletrólito e na identificação de fungos. Para produzir um determinado sabão, um estudante necessitava de uma solução do referido hidróxido com pH igual a 12. Para prepará-la, dissolveu uma certa massa em água até o volume de 100 mL. A massa de hidróxido utilizada foi

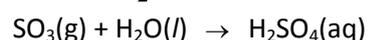
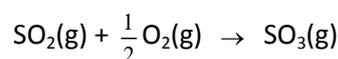
- 0,056 g.
- 0,112 g.
- 0,224 g.
- 0,28 g.

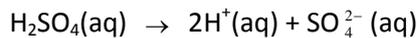
**Questão 35 - (UFMS/2019)**

O dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ) é o responsável pelo maior aumento na acidez da chuva. Ele é produzido diretamente como subproduto da queima de combustíveis fósseis como a gasolina, o carvão e o óleo diesel. O óleo diesel e o carvão são muito impuros e contêm grandes quantidades de enxofre em sua composição, sendo responsáveis por uma grande parcela da emissão de  $\text{SO}_2$  para a atmosfera. Atualmente, no Brasil, a Petrobrás tem investido muito na purificação do diesel, a fim de diminuir drasticamente as impurezas que contêm enxofre. O dióxido de enxofre pode sofrer oxidação na atmosfera e formar o trióxido de enxofre ( $\text{SO}_3$ ) que, por sua vez, em contato com a água da chuva, irá formar o ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), que é um ácido forte.

(Disponível em: <[http://www.usp.br/qambiental/chuva\\_acida/front.html#formacao](http://www.usp.br/qambiental/chuva_acida/front.html#formacao)>. Acesso em: 07 de nov. 2018. Adaptado).

Esse processo pode ser descrito por:





Uma amostra de chuva, contendo exclusivamente ácido sulfúrico ( $\alpha = 100\%$ ), mostrou uma concentração de  $5 \cdot 10^{-5}$ .

O pH da referida chuva é de:

- 1.
- 2.
- 4.
- 5.
- 6.

### Questão 36 - (UNIC MT/2019)

O pH abaixo de 5,0, provocado por poluentes, compromete a fauna aquática.

O grupo de substâncias em que **todas** aumentam a acidez do meio aquático é

- HCN,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  e CO
- $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HNO}_3$  e  $\text{HOOC}\text{COOH}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$  e  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$
- $\text{HClO}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})\text{PO}_4$  e  $\text{AlCl}_3$
- CaO,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  e  $\text{NaHCO}_3$

### Questão 37 - (PUC GO/2019)

Leia atentamente as informações a seguir:

Porto Alegre é a capital em que mais se toma refrigerante no Brasil: 14,4% dos portoalegrenses revelaram consumir a bebida pelo menos cinco vezes por semana, conforme dados levantados pela pesquisa Vigilância de Fatores de Risco e Proteção para Doenças Crônicas por Inquérito Telefônico [...].

[...]

[...] o refrigerante pode levar a um excesso de consumo de sal que, por sua vez, acarreta hipertensão ou aumento de risco de doenças cardíacas. A perda de cálcio através dos rins pode levar à osteoporose e, conseqüentemente, ao aumento de fraturas.

(Disponível em: <https://g1.globo.com/rs/rio-grande-do-sul/noticia/2019/07/26/porto-alegre-e-a-capital-que-mais-toma-refrigerante-no-pais-revela-pesquisa-do-ministerio-da-saude.ghtml>.)

Acesso em: 25 jul. 2019. Adaptado.)

Sobre a química dos refrigerantes, analise as afirmativas a seguir:

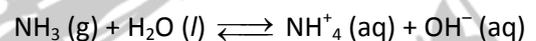
- A adição de ácido fosfórico aos refrigerantes aumenta a concentração de íons hidrônio que fica superior a  $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- O ácido fosfórico reage com o íon cálcio (2+), produzindo o fosfato de cálcio, que é solúvel em água.
- Além do ácido fosfórico, o ácido cítrico também pode ser adicionado a refrigerantes. O ácido cítrico é mais fraco que o ácido fosfórico, por ser encontrado em frutas.
- O íon fosfato tem geometria trigonal plana.

Em relação às proposições analisadas, assinale a única alternativa cujos itens estão todos corretos:

- I e II.
- I e IV.
- II e III.
- II e IV.

### Questão 38 - (UERJ/2018)

Para realizar um estudo, uma solução aquosa de amônia foi preparada e transferida para um tubo de ensaio a  $25^\circ\text{C}$ . O equilíbrio químico da reação de ionização da amônia é representado pela seguinte equação:

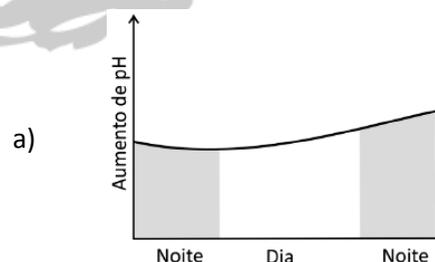


Calcule o pH da solução preparada, sabendo que sua concentração hidroxiliônica é igual a  $10^{-2} \text{ mol/L}$ . Classifique, ainda, o comportamento da água na reação apresentada, segundo a teoria de Bronsted-Lowry.

Em seguida, indique o que ocorrerá com a concentração da amônia ao ser acrescentado HCl ao tubo de ensaio. Justifique sua resposta.

### Questão 39 - (FUVEST SP/2018)

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 40 - (UNICAMP SP/2018)**

Na formulação da calda bordalesa fornecida pela EMATER, recomenda-se um teste para verificar se a calda ficou ácida: coloca-se uma faca de aço carbono na solução por três minutos. Se a lâmina da faca adquirir uma coloração marrom ao ser retirada da calda, deve-se adicionar mais cal à mistura. Se não ficar marrom, a calda está pronta para o uso. De acordo com esse teste, conclui-se que a cal deve promover

a) uma diminuição do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, um aumento do pH da água devido à reação



b) um aumento do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação



c) uma diminuição do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, um aumento do pH da água devido à reação



d) um aumento do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação



**GABARITO:**

1) Gab: A

2) Gab: C

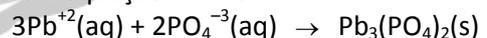
3) Gab: E

4) Gab: B

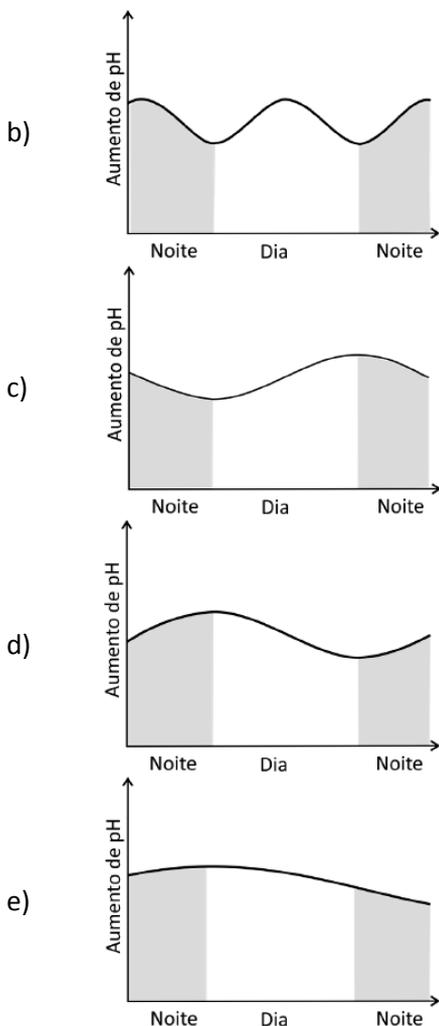
5) Gab: E

6) Gab:

a) Para evitar a corrosão, seria correto adicionar os íons fosfato ( $\text{PO}_4^{-3}$ ) à água. Isso se justifica, pois esse íon é comum ao equilíbrio de formação do fosfato de chumbo, um sal pouco solúvel em água e que confere proteção contra a corrosão (dissolução), conforme a equação abaixo.



b) A corrosão do encanamento de ferro corresponde à reação de oxidação do ferro metálico. Com a exceção dos íons cloreto (agente redutor), a corrosão poderia ter sido promovida pelas demais espécies presentes na água.



**TEXTO: 2 - Comum à questão: 40**

A calda bordalesa é uma das formulações mais antigas e mais eficazes que se conhece. Ela foi descoberta na França no final do século XIX, quase por acaso, por um agricultor que aplicava água de cal nos cachos de uva para evitar que fossem roubados; a cal promovia uma mudança na aparência e no sabor das uvas. O agricultor logo percebeu que as plantas assim tratadas estavam livres de antracnose. Estudando-se o caso, descobriu-se que o efeito estava associado ao fato de a água de cal ter sido preparada em tachos de cobre. Atualmente, para preparar a calda bordalesa, coloca-se o sulfato de cobre em um pano de algodão que é mergulhado em um vasilhame plástico com água morna. Paralelamente, coloca-se cal em um balde e adiciona-se água aos poucos. Após quatro horas, adiciona-se aos poucos, e mexendo sempre, a solução de sulfato de cobre à água de cal.

(Adaptado de Gervásio Paulus, André Muller e Luiz Barcellos, *Agroecologia aplicada: práticas e métodos para uma agricultura de base ecológica*.

Porto Alegre: EMATER-RS, 2000, p. 86.)

Equação considerando o cloro molecular:  $\text{Fe}(s) + \text{Cl}_2(aq) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + 2 \text{Cl}^-(aq)$

Equação considerando o oxigênio dissolvido:  $\text{Fe}(s) + 1/2\text{O}_2(aq) \rightarrow \text{FeO}(s)$

Equação considerando o pH abaixo do recomendado:

$\text{Fe}(s) + 2\text{H}^+(aq) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g)$

$2 \text{Fe}(s) + 3/2\text{O}_2(aq) + 6\text{H}^+(aq) \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}(aq) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$

**Observação:** Para a resposta, bastava apontar um agente oxidante e sua equação correspondente.

7) Gab: C

8) Gab: C

9) Gab: A

10) Gab: 09

11) Gab: C

12) Gab: C

13) Gab: D

14) Gab:

a) Dissociação do bicarbonato  $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{HCO}_3^-(aq)$

ionização do ácido clorídrico  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$   
ou  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$

neutralização  $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaCl}$  ou  $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

b) Solubilidade é de 12 g/100 mL, logo 12% do bicarbonato de sódio estão dissociados. Como a concentração de bicarbonato de sódio no suco pancreático é de 150 mM (150 mmol/L), em 500 mL do suco pancreático haverá 75 mmol do composto. Somente 12% de 75 mmol de bicarbonato estão disponíveis para formar  $\text{HCO}_3^-$ .

75 mmol -----100%

x -----12%

x = 9 mmol

São necessários 9 mmol de  $\text{H}^+$  para neutralizar 9 mmol de  $\text{HCO}_3^-$ ,

Como pH de HCl = 2,0

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow 2 = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} = 10 \text{ mmol/L}$

Logo  $[\text{HCl}] = 10 \text{ mmol/L}$

10 mmol -----1L

9 mmol ----- x

x = 0,9 L de HCl são necessários

15) Gab:

a) Sangue: alcalina

Saliva: neutra

Urina: ácida

b)  $k_a = 5,0 \cdot 10^{-4}$ ; pH = 3,40

16) Gab:

a)

$\text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(aq)$

$\text{H}_2\text{CO}_3(aq) \rightleftharpoons \text{H}^+(aq) + \text{HCO}_3^-(aq)$

$\text{HCO}_3^-(aq) \rightleftharpoons \text{H}^+(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$

b) O pH diminui. O aumento do  $\text{CO}_2$  atmosférico implica no aumento de sua concentração. Pelo princípio de Le Chatelier, esse aumento acarretará o deslocamento do equilíbrio para os produtos, aumentando, assim, a concentração do  $\text{H}_2\text{CO}_3$  e, conseqüentemente, a concentração de íons  $\text{H}^+$ . Esse aumento acarreta a diminuição do pH da água do mar.

c)  $\frac{5,4\text{mgO}_2}{1\text{L}} \times \frac{10^3\text{L}}{1\text{m}^3} \times \frac{1\text{g}}{10^3\text{mg}} \times \frac{25\text{L}}{1\text{mol}} \times \frac{1\text{mol}}{32\text{gO}_2} = 4,2\text{L}$

17) Gab:

Massa de reagente:

$\text{pH} = 2 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$

Quantidade de HCl:  $10^{-2} \text{ mol/L} \times 0,2 \text{ L} = 0,002 \text{ mol}$

Quantidade de  $\text{NaHCO}_3$ :  $252 \times 10^{-3} \text{ g} \div 84 \text{ g/mol} = 0,003 \text{ mol}$

Excesso de  $\text{NaHCO}_3$ :  $0,003 - 0,002 = 0,001 \text{ mol} \times 84 \text{ g/mol} = 0,084 \text{ g}$

Equação:  $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{OH}^-$

18) Gab: 33

19) Gab: B

20) Gab: A

21) Gab: 27

22) Gab: A

23) Gab: B

24) Gab: C

25) Gab: B

26) Gab: A

27) Gab: A

28) Gab: C

29) Gab: E

Os íons  $H^+$  do ácido irão reagir com os íons  $OH^-$  do meio, formando água.

O equilíbrio irá se deslocar para a direita e a amônia será consumida.

39) Gab: C

40) Gab: B

30) Gab: D

31) Gab: D

32) Gab:

a) O ácido clorídrico é um ácido forte, portanto, está bastante ionizado, de acordo com a equação:



Os íons  $H^+$  adicionados vão reagir com os íons  $OH^-$  que estão no equilíbrio, de acordo com o princípio de Le Chatelier, o equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos devido à diminuição da concentração dos íons  $OH^-$ , portanto, a concentração do íon nitrito diminui.

b)

	$NO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HNO_2(aq) + OH^-(aq)$			
início	0,04	-	-	-
reage e forma	x	-	x	x
equilíbrio	0,04 - x	-	x	x

$$K = 2,5 \cdot 10^{-11} \text{ implica } 0,04 - x \cong 0,04$$

$$K = \frac{[HNO_2][OH^-]}{[NO_2]}$$

$$2,5 \cdot 10^{-11} = \frac{x^2}{0,04}$$

$$x^2 = 1,0 \cdot 10^{-12}$$

$$x = 1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

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

$$pOH = 6$$

$$25^\circ C: pH + pOH = 14$$

$$pH = 8$$

33) Gab: B

34) Gab: A

35) Gab: C

36) Gab: 02

37) Gab: A

38) Gab:

$$[OH^-] = 10^{-2}$$

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

$$pH = 14 - 2$$

$$pH = 12$$

Classificação: ácido de Bronsted-Lowry.

A concentração diminuirá.