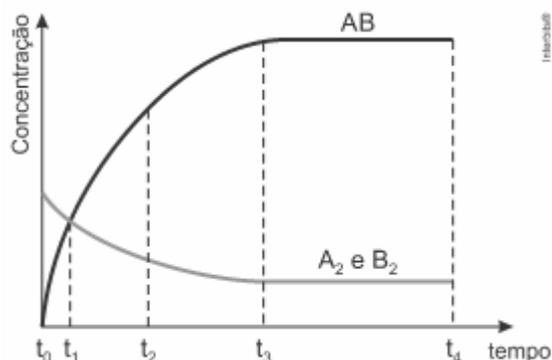


**Exercício 1**

(UFPA 2016) O gráfico abaixo se refere ao comportamento da reação "A<sub>2</sub>+ B<sub>2</sub> → 2AB".

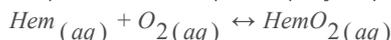


Pode-se afirmar que o equilíbrio dessa reação será alcançado quando o tempo for igual a

- t<sub>0</sub>
- t<sub>1</sub>
- t<sub>2</sub>
- t<sub>3</sub>
- t<sub>4</sub>

**Exercício 2**

(Ucs 2015) O oxigênio presente no ar atmosférico, ao chegar aos pulmões, entra em contato com a hemoglobina (Hem) do sangue, dando origem à oxiemoglobina (HemO<sub>2</sub>) que é responsável pelo transporte de O<sub>2</sub> até as células de todo o organismo. O equilíbrio químico que descreve esse processo pode ser representado simplificada pela equação química abaixo.



À medida que uma pessoa se desloca para locais de \_\_\_\_\_ altitude, a quantidade e a pressão parcial de O<sub>2</sub> no ar vai \_\_\_\_\_ e esse equilíbrio vai se deslocando para a \_\_\_\_\_.

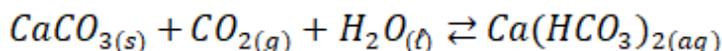
Em função disso, a pessoa sente fadiga e tontura, e pode até morrer em casos extremos. O corpo tenta reagir produzindo mais hemoglobina; esse processo, porém, é lento e somente se conclui depois de várias semanas de "ambientação" da pessoa com a altitude. É interessante notar que os povos nativos de lugares muito altos, como o Himalaia, desenvolveram, através de muitas gerações, taxas de hemoglobina mais elevadas que a dos habitantes à beira-mar. Esse fenômeno proporciona uma boa vantagem, por exemplo, aos jogadores de futebol da Bolívia, em relação aos seus adversários estrangeiros, quando disputam uma partida na cidade de La Paz, a mais de 3600 m de altitude.

Assinale a alternativa que preenche correta e respectivamente, as lacunas acima.

- maior – aumentando – esquerda
- maior – diminuindo – esquerda
- menor – diminuindo – esquerda
- menor – diminuindo – direita
- maior – aumentando – direita

**Exercício 3**

(Espcex (Aman) 2017) Os corais fixam-se sobre uma base de carbonato de cálcio (CaCO<sub>3</sub>), produzido por eles mesmos. O carbonato de cálcio em contato com a água do mar e com o gás carbônico dissolvido pode estabelecer o seguinte equilíbrio químico para a formação do hidrogenocarbonato de cálcio:



Considerando um sistema fechado onde ocorre o equilíbrio químico da reação mostrada acima, assinale a alternativa correta.

- Um aumento na concentração de carbonato causará um deslocamento do equilíbrio no sentido inverso da reação, no sentido dos reagentes.
- A diminuição da concentração do gás carbônico não causará o deslocamento do equilíbrio químico da reação.
- Um aumento na concentração do gás carbônico causará um deslocamento do equilíbrio no sentido direto da reação, o de formação do produto.
- Um aumento na concentração de carbonato causará, simultaneamente, um deslocamento do equilíbrio nos dois sentidos da reação.
- Um aumento na concentração do gás carbônico causará um deslocamento do equilíbrio no sentido inverso da reação, no sentido dos reagentes.

**Exercício 4**

(G1 - ifce 2014) O sangue humano é uma solução que possui mecanismos que evitam que o valor de pH aumente ou diminua de forma brusca, sendo mantido em torno de 7,3, porém, em algumas situações, como pneumonia ou asma, ocorre uma deficiência no processo de respiração, aumentando a concentração de CO<sub>2</sub> no sangue e conseqüentemente diminuindo o pH sanguíneo, condição chamada de acidose. Um tratamento que poderia ser utilizado, para controlar essa doença, seria com solução de

- carbonato de sódio.
- ácido clorídrico.
- cloreto de amônio.
- cloreto de sódio.
- sulfato de sódio.

**Exercício 5**

(Famerp 2020) Uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) apresenta pH igual a 9. Considerando-se o valor de Kw igual a 10<sup>-14</sup>, a concentração de íons OH<sup>-</sup> nessa solução é igual a

- 10<sup>-7</sup> mol/L.
- 10<sup>-8</sup> mol/L.

- c)  $10^{-5}$  mol/L.  
 d)  $10^{-9}$  mol/L.  
 e)  $10^{-6}$  mol/L.

### Exercício 6

(Fmp 2021) Em química, pH é uma escala numérica adimensional utilizada para especificar a acidez ou a basicidade de uma solução aquosa. A rigor, o pH refere-se à concentração molar de cátions hidrônio ( $H^+$  ou  $H_3O^+$ ) presentes no meio e indica se esse meio, ou mistura, é ácido, básico ou neutro.

A tabela mostra alguns exemplos do pH de substâncias usadas em nosso cotidiano.

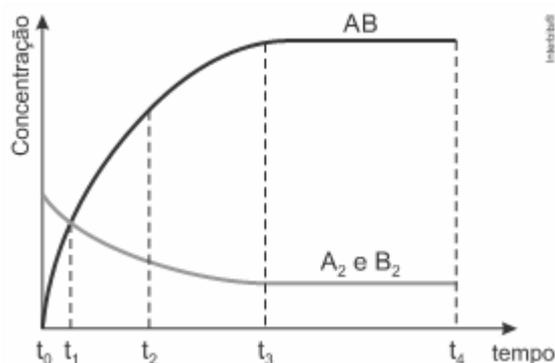
Substâncias	pH
Água potável	5 a 8
Água pura	7
Amoníaco	12
Suco de limão	2

A  $[OH^-]$  do amoníaco de uso doméstico é

- a)  $10^{-2}$   
 b)  $10^{-8}$   
 c)  $10^{-12}$   
 d)  $10^{-7}$   
 e)  $10^{-9}$

### Exercício 7

(Ufpa 2016) O gráfico abaixo se refere ao comportamento da reação " $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ ".



Pode-se afirmar que o equilíbrio dessa reação será alcançado quando o tempo for igual a

- a)  $t_0$ .  
 b)  $t_1$ .  
 c)  $t_2$ .  
 d)  $t_3$ .  
 e)  $t_4$ .

### Exercício 8

(Ufrgs 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>).

### Exercício 9

(Upf 2016) Para os ácidos listados abaixo foram preparadas soluções aquosas de mesmo volume e concentração.

- I. Ácido Cloroso (HClO<sub>2</sub>)  $K_a = 1,1 \times 10^{-2}$   
 II. Ácido Fluorídrico (HF)  $K_a = 6,7 \times 10^{-4}$   
 III. Ácido Hipocloroso (HClO)  $K_a = 3,2 \times 10^{-8}$   
 IV. Ácido cianídrico (HCN)  $K_a = 4,0 \times 10^{-10}$

Considerando as constantes de ionização ( $K_a$ ), a concentração do íon  $H_3O^+$  é:

- a) menor na solução do ácido I.  
 b) maior na solução do ácido I.  
 c) igual nas soluções dos ácidos III e IV.  
 d) igual nas soluções dos ácidos I, II, III e IV.  
 e) maior na solução do ácido IV.

### Exercício 10

(Ufjf-pism 3 2018) Dada a expressão da constante de equilíbrio em termos da concentração de produtos e reagentes:

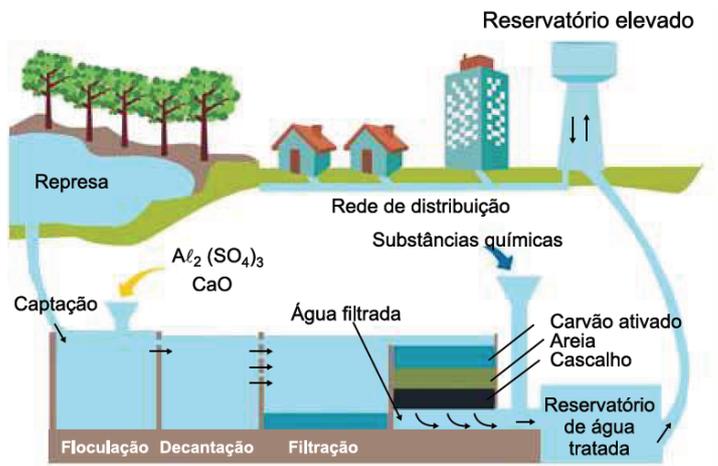
$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$$

A qual equação de equilíbrio químico corresponde a expressão acima?

- a)  $SO_3(g) \rightleftharpoons SO_2(g) + O_2(g)$   
 b)  $2 SO_3(g) \rightleftharpoons 2 SO_2(g) + O_2(g)$   
 c)  $SO_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g) + O_2(g)$   
 d)  $2 SO_2(g) \rightleftharpoons 2 SO_3(g) + O_2(g)$   
 e)  $2 SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 SO_3(g)$

### Exercício 11

(UEA 2020) Leia o texto para responder a próxima questão:  
 Na Estação de Tratamento de Água (ETA), diferentes substâncias químicas são adicionadas à água nos diversos tanques por onde ela passa. No tanque de floculação, por exemplo, a adição de certas substâncias químicas estimula a formação de um composto gelatinoso, o hidróxido de alumínio, que provoca a aglutinação das partículas de sujeira. Essas partículas aderem ao composto gelatinoso, formando flocúlos sólidos de tamanho maior, que são facilmente sedimentáveis.



(www.sobiologia.com.br. Adaptado.)

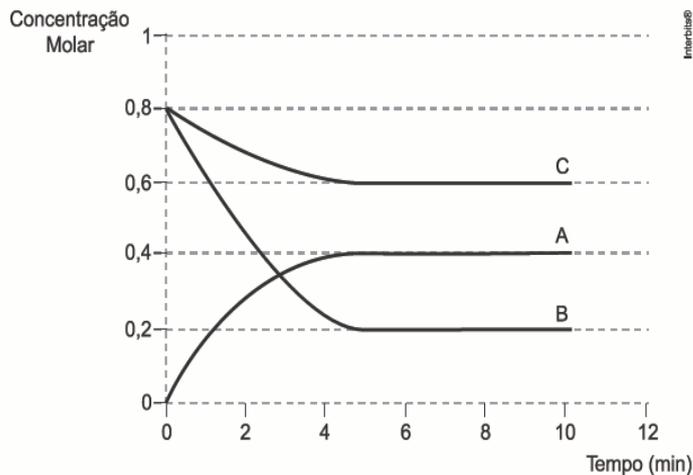
A substância química gelatinosa formada no tanque de flocação apresenta caráter \_\_\_\_\_ e valor de pH \_\_\_\_\_ 7 a 25 °C. Ao combinar-se com um ácido, essa substância forma \_\_\_\_\_ e, \_\_\_\_\_ ocorrendo uma reação de \_\_\_\_\_.

Completam as lacunas do texto, respectivamente,

- (A) ácido; < ; base; água; dissociação.  
 (B) ácido; < ; base; água; neutralização.  
 (C) básico; > ; sal; água; neutralização.  
 (D) básico; = ; óxido; sal; salinificação.  
 (E) básico; < ; sal; água; neutralização.

### Exercício 12

(CEFET 2015) O gráfico a seguir apresenta as variações das concentrações de três substâncias (A, B e C) durante uma reação química monitorada por 10 minutos.



A equação química que representa estequiometricamente essa reação, é

- a)  $2A + B \rightarrow 3C$   
 b)  $2A \rightarrow 3C + B$   
 c)  $2B \rightarrow 2C + A$   
 d)  $3B + C \rightarrow 2A$   
 e)  $5C + 4A \rightarrow 2B$

### Exercício 13

(G1 - ifsul 2019) A tabela a seguir mostra o pH de algumas substâncias no estado líquido.

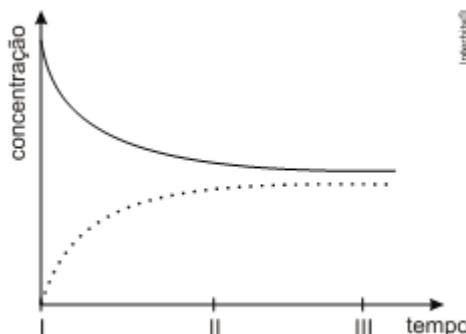
Bebida	pH
Vinagre	3,0
Refrigerante	4,0
Leite de magnésia	10,0
Amônia líquida	11,0

Qual delas apresenta concentração molar de íons  $\text{OH}^-$  em um meio aquoso igual a  $10^{-4}$  mol/L?

- a) Vinagre  
 b) Refrigerante  
 c) Leite de magnésia  
 d) Amônia líquida

### Exercício 14

(Ufsj 2012 - Adaptado) O gráfico a seguir representa o andamento da reação  $A_{(g)} \leftrightarrow B_{(g)}$ .



Com base nessas informações, é CORRETO afirmar que

- a) o equilíbrio é atingido quando a concentração dos reagentes e produtos se iguala.  
 b) a linha contínua identifica o composto A, pois a sua concentração é zero em I e vai aumentando com o tempo.  
 c) em III, o sistema está em equilíbrio, pois as concentrações de A e B não variam mais com o tempo.  
 d) a concentração de B permanece constante, pois os coeficientes estequiométricos da reação são iguais a 1.

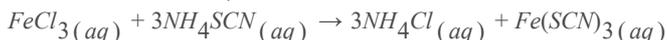
### Exercício 15

(Uefs 2018) A concentração de íons  $\text{OH}^-_{(aq)}$  em determinada solução de hidróxido de amônio, a 25 °C, é igual a  $1 \times 10^{-3}$  mol/L. O pOH dessa solução é

- a) 0.  
 b) 1.  
 c) 3.  
 d) 11.  
 e) 13.

### Exercício 16

(Mackenzie 2016) Em uma aula prática, alguns alunos investigaram o equilíbrio existente entre as espécies químicas em solução aquosa. A equação química que representa o fenômeno estudado é descrita por



Nessa investigação, os alunos misturaram quantidades iguais de solução de cloreto de ferro III e de tiocianato de amônio e a mistura produzida foi dividida em três frascos, A, B e C. A partir de então, realizaram os seguintes procedimentos:

I. no frasco A, adicionaram uma ponta de espátula de cloreto de amônio sólido e agitaram até completa dissolução desse sólido.

II. no frasco B, adicionaram algumas gotas de solução saturada de cloreto de ferro III.

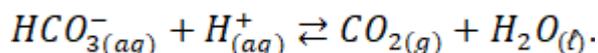
III. no frasco C, adicionaram algumas gotas de solução saturada de tiocianato de amônio.

Considerando-se que em todas as adições tenha havido deslocamento do equilíbrio, é correto afirmar que esse deslocamento ocorreu no sentido da reação direta

- a) apenas no procedimento I.
- b) apenas no procedimento II.
- c) apenas nos procedimentos I e II.
- d) apenas nos procedimentos II e III.
- e) em todos os procedimentos.

#### Exercício 17

(Uece 2018) Considere a reação seguinte no equilíbrio:

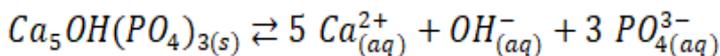


Para aumentar a produção de água, com a temperatura constante, deve-se

- a) acrescentar  $\text{CO}_2$ .
- b) retirar parte do  $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ .
- c) acrescentar um catalisador.
- d) acrescentar um pouco de HCl.

#### Exercício 18

(Uefs 2017) O principal constituinte do esmalte dos dentes é a hidroxiapatita,  $\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3(\text{s})$ , que é praticamente insolúvel em água, mas, por estar em contato com a saliva, ocorre o seguinte equilíbrio de dissociação de seus íons:



Sobre a equação de equilíbrio, analise as afirmativas e marque com V as verdadeiras e com F, as falsas.

- ( ) Ao consumir bebidas e/ou alimentos ácidos, a deterioração dos dentes é favorecida devido à fragilização do esmalte dos dentes, pois ocorre deslocamento do equilíbrio no sentido da dissociação da hidroxiapatita.
- ( ) Águas que contêm íons fluoreto, quando ingeridas, decrescem o pH da saliva, fazendo com que o equilíbrio se desloque no sentido da dissociação da hidroxiapatita e, com isso, favorece a formação de cáries.
- ( ) Se for adicionado hidróxido de magnésio ao creme dental, o equilíbrio será deslocado no sentido da formação da hidroxiapatita, ajudando a tornar os dentes mais resistentes.
- ( ) A hidroxiapatita é um sal ácido que tende a se dissolver em meio básico, produzindo íons fosfato, que contribuem para diminuir o pH do meio.

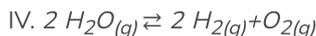
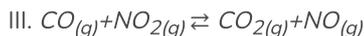
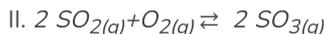
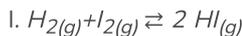
A alternativa que contém a sequência correta, de cima para baixo, é a

- a) V – F – V – F
- b) V – V – F – F

- c) V – F – F – V
- d) F – F – V – V
- e) F – V – V – F

#### Exercício 19

(Uerj 2020) Considere as quatro reações químicas em equilíbrio apresentadas abaixo.

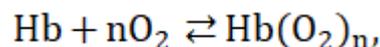


Após submetê-las a um aumento de pressão, o deslocamento do equilíbrio gerou aumento também na concentração dos produtos na seguinte reação:

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

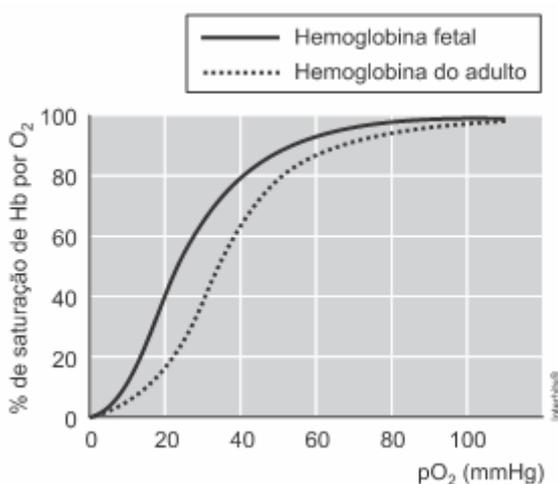
#### Exercício 20

(Fuvest 2017) A hemoglobina (Hb) é a proteína responsável pelo transporte de oxigênio. Nesse processo, a hemoglobina se transforma em oxi-hemoglobina ( $\text{Hb}(\text{O}_2)_n$ ). Nos fetos, há um tipo de hemoglobina diferente da do adulto, chamada de hemoglobina fetal. O transporte de oxigênio pode ser representado pelo seguinte equilíbrio:



em que Hb representa tanto a hemoglobina do adulto quanto a hemoglobina fetal.

A figura mostra a porcentagem de saturação de Hb por  $\text{O}_2$  em função da pressão parcial de oxigênio no sangue humano, em determinado pH e em determinada temperatura.



A porcentagem de saturação pode ser entendida como:

$$\% \text{ de saturação} = \frac{[\text{Hb}(\text{O}_2)_n]}{[\text{Hb}(\text{O}_2)_n] + [\text{Hb}]} \times 100$$

Com base nessas informações, um estudante fez as seguintes afirmações:

- I. Para uma pressão parcial de  $O_2$  de 30 mmHg, a hemoglobina fetal transporta mais oxigênio do que a hemoglobina do adulto.
- II. Considerando o equilíbrio de transporte de oxigênio, no caso de um adulto viajar do litoral para um local de grande altitude, a concentração de Hb em seu sangue deverá aumentar, após certo tempo, para que a concentração de  $Hb(O_2)_n$  seja mantida.
- III. Nos adultos, a concentração de hemoglobina associada a oxigênio é menor no pulmão do que nos tecidos.

Note e adote:

-  $pO_2(\text{pulmão}) > pO_2(\text{tecidos})$ .

É correto apenas o que o estudante afirmou e

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

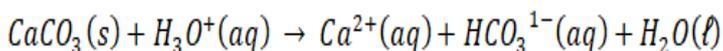
### Exercício 21

(Upe 2013) Um estudo interessante acerca do impacto da chuva ácida sobre lagos da região das Montanhas Adirondack, área de Nova Iorque, revelou que lagos sobre áreas ricas em calcário são menos suscetíveis à acidificação. O carbonato de cálcio presente no solo dessas regiões reage com os íons hidrônio presentes na água, provenientes em grande parte da chuva ácida, levando à formação de um sistema  $HCO_3^{1-}/H_2CO_3/CO_2$ .

Disponível em: <http://qnint.s bq.org.br/qni/visualizarConceito.php?idConceito=27> (Adaptado)

Três afirmações são feitas a respeito do fenômeno citado no texto acima.

- I. O carbonato de cálcio diminui a acidez da chuva ácida por ser um sal insolúvel em água.
- II. O solo também pode atuar como um tampão e resistir às mudanças em pH, mas essa capacidade tamponante depende dos seus constituintes.
- III. Uma reação química existente nesse processo é representada por:



Quanto ao referido impacto da chuva ácida, está CORRETO o que se afirma em

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

### Exercício 22

(Uece 2020) Atente para as seguintes afirmações relacionadas com estudo da estrutura, ocorrência, propriedades e usos de compostos inorgânicos no dia a dia:

- I. O ácido clorídrico é usado em muitos processos industriais, dentre os quais no refino de metais.
- II. A amônia é um gás incolor, bastante tóxico, que, em meio aquoso, forma o hidróxido de amônio ( $CH_2OH$ ).
- III. A autoionização da água é uma reação química em que duas moléculas de água reagem para produzir um hidrônio ( $H_3O^+$ ) e um hidróxido ( $OH^-$ ).

É correto o que se afirma em

- a) I e III apenas.
- b) I e II apenas.
- c) II e III apenas.
- d) I, II e III.

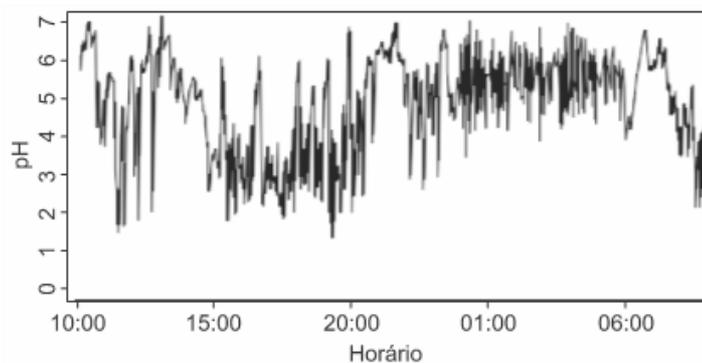
### Exercício 23

(Uece 2020) As hortênsias funcionam como indicadores ácido-base. A cor das hortênsias é azul em solos ácidos e, rosa, em solos alcalinos. Para produzir hortênsias azuis e hortênsias rosas em solos diferentes, um produtor deve usar, respectivamente,

- a) carbonato de cálcio e sulfato de amônio.
- b) sulfato de amônio e óxido de cálcio.
- c) óxido de cálcio e hidróxido de alumínio.
- d) carbonato de cálcio e dióxido de carbono.

### Exercício 24

(UNICAMP 2019) O refluxo gastroesofágico é o retorno do conteúdo do estômago para o esôfago, em direção à boca, podendo causar dor e inflamação. A pHmetria esofágica de longa duração é um dos exames que permitem avaliar essa doença, baseando-se em um resultado como o que é mostrado a seguir.



Dados: O pH normal no esôfago mantém-se em torno de 4 e o pH da saliva entre 6,8-7,2.

Assim, episódios de refluxo gastroesofágico acontecem quando o valor de pH medido é

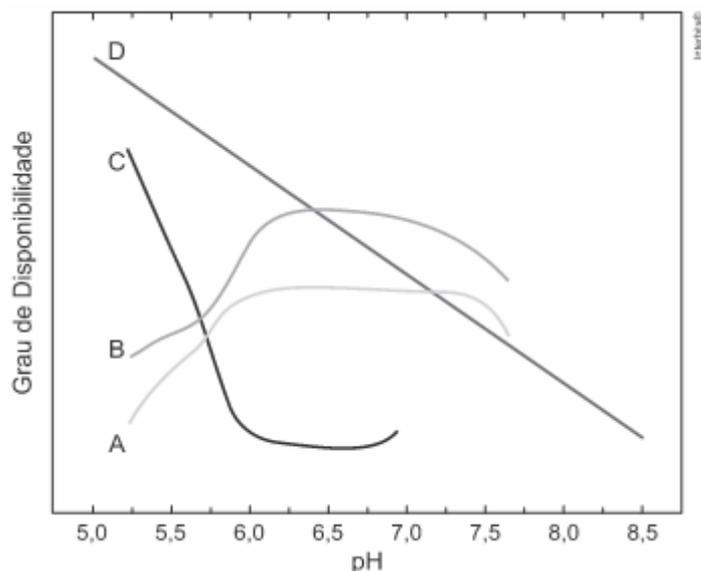
- a) menor que 4; no exemplo dado eles ocorreram com maior frequência durante o dia.
- b) maior que 4; no exemplo dado eles ocorreram com maior frequência à noite.
- c) menor que 4; no exemplo eles não ocorreram nem durante o dia nem à noite.

d) maior que 4; no exemplo eles ocorreram durante o período do exame.

### Exercício 25

(Unicamp 2021) A calagem é uma prática de manejo do solo que consiste na utilização de calcário para proporcionar às plantas um ambiente de crescimento radicular adequado. Isso diminui a atividade de elementos potencialmente tóxicos em elevadas concentrações (Al e Mn) e favorece a disponibilidade de elementos essenciais (N, P e K) no solo.

O gráfico a seguir apresenta o grau de disponibilidade de diversos elementos de acordo com o pH do solo.



Considerando essas informações e os conhecimentos de química, é correto afirmar que a calagem atua em solos

- ácidos, aumentando o seu pH; a curva D corresponderia a um elemento essencial.
- básicos, diminuindo o seu pH; a curva A corresponderia a um elemento tóxico.
- básicos, diminuindo o seu pH; a curva C corresponderia a um elemento tóxico.
- ácidos, aumentando o seu pH; a curva B corresponderia a um elemento essencial.

### Exercício 26

(UECE 2015) Ao que tudo indica, as lentes fotossensíveis foram inventadas nos laboratórios da empresa Corning Glass Works Inc. em 1996. Elas têm a propriedade de escurecer na presença do sol e retornar às condições primitivas em ambiente coberto. Atente para os seguintes fenômenos:

- deslocamento do equilíbrio;
- reação de oxidorredução;
- efeito fotoelétrico;
- efeito termoiônico;
- ação de indicador.

Correspondem a fenômenos que ocorrem nas lentes fotossensíveis somente os itens

- II e IV.
- I e II.
- IV e V.

d) III e V.

### Exercício 27

(Uel 2016) Leia o texto a seguir e responda à(s) questão(ões).

A vida em grandes metrópoles apresenta atributos que consideramos sinônimos de progresso, como facilidades de acesso aos bens de consumo, oportunidades de trabalho, lazer, serviços, educação, saúde etc. Por outro lado, em algumas delas, devido à grandiosidade dessas cidades e aos milhões de cidadãos que ali moram, existem muito mais problemas do que benefícios. Seus habitantes sabem como são complicados o trânsito, a segurança pública, a poluição, os problemas ambientais, a habitação etc. Sem dúvida, são desafios que exigem muito esforço não só dos governantes, mas também de todas as pessoas que vivem nesses lugares. Essas cidades convivem ao mesmo tempo com a ordem e o caos, com a pobreza e a riqueza, com a beleza e a feiura. A tendência das coisas de se desordenarem espontaneamente é uma característica fundamental da natureza. Para que ocorra a organização, é necessária alguma ação que restabeleça a ordem. É o que acontece nas grandes cidades: despoluir um rio, melhorar a condição de vida dos seus habitantes e diminuir a violência, por exemplo, são tarefas que exigem muito trabalho e não acontecem espontaneamente. Se não houver qualquer ação nesse sentido, a tendência é que prevaleça a desorganização. Em nosso cotidiano, percebemos que é mais fácil deixarmos as coisas desorganizadas do que em ordem. A ordem tem seu preço. Portanto, percebemos que há um embate constante na manutenção da vida e do universo contra a desordem. A luta contra a desorganização é travada a cada momento por nós. Por exemplo, desde o momento da nossa concepção, a partir da fecundação do óvulo pelo espermatozoide, nosso organismo vai se desenvolvendo e ficando mais complexo. Partimos de uma única célula e chegamos à fase adulta com trilhões delas, especializadas para determinadas funções. Entretanto, com o passar dos anos, envelhecemos e nosso corpo não consegue mais funcionar adequadamente, ocorre uma falha fatal e morremos. O que se observa na natureza é que a manutenção da ordem é fruto da ação das forças fundamentais, que, ao interagirem com a matéria, permitem que esta se organize. Desde a formação do nosso planeta, há cerca de 5 bilhões de anos, a vida somente conseguiu se desenvolver às custas de transformar a energia recebida pelo Sol em uma forma útil, ou seja, capaz de manter a organização. Para tal, pagamos um preço alto: grande parte dessa energia é perdida, principalmente na forma de calor. Dessa forma, para que existamos, pagamos o preço de aumentar a desorganização do nosso planeta. Quando o Sol não puder mais fornecer essa energia, dentro de mais 5 bilhões de anos, não existirá mais vida na Terra. Com certeza a espécie humana já terá sido extinta muito antes disso.

(Adaptado de: OLIVEIRA, A. O Caos e a Ordem. *Ciência Hoje*.

Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/fisica-sem-misterio/o-caos-ea-ordem>>. Acesso em: 10 abr. 2015.)

O processo de despoluição de um rio, embora trabalhoso, é importante para restabelecer a ordem de pureza. A medida de pH da água de um rio é um parâmetro importante para avaliar a

acidez ou a alcalinidade da água. Cita-se, por exemplo, que descartes aquosos de efluentes em corpos d'água devem apresentar pH entre 5 e 9, segundo o Conselho Nacional do Meio Ambiente.

Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, procedimentos químicos capazes de corrigir o pH de um corpo d'água.

(Dados:  $\text{Fe}^{3+}$  sofre hidrólise em água;  $K_a$  do  $\text{HNO}_2 = 5,1 \times 10^{-4}$ ;  $K_b$  da amônia ( $\text{NH}_3$ ) =  $1,8 \times 10^{-5}$ )

- Se um corpo d'água possui pH 2, a elevação desse valor pode ser feita pela adição de NaCl na água.
- Se um corpo d'água possui pH 4, a elevação desse valor pode ser feita pela adição de KCl na água.
- Se um corpo d'água possui pH 6, a elevação desse valor pode ser feita pela adição de  $\text{FeCl}_3$  na água.
- Se um corpo d'água possui pH 7, a redução desse valor pode ser feita pela adição de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  na água.
- Se um corpo d'água possui pH 8, a redução desse valor pode ser feita pela adição de  $\text{NaNO}_2$  na água.

### Exercício 28

(Fuvest 2016) Dispõe-se de 2 litros de uma solução aquosa de soda cáustica que apresenta pH 9. O volume de água, em litros, que deve ser adicionado a esses 2 litros para que a solução resultante apresente pH 8 é

- 2
- 6
- 10
- 14
- 18

### Exercício 29

(UDESC 2011) A tabela a seguir refere-se à solubilidade de um determinado sal nas respectivas temperaturas:

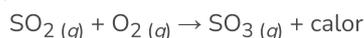
Temperatura (°C)	Solubilidade do Sal (g/100g de $\text{H}_2\text{O}$ )
30	60
50	70

Para dissolver 40 g desse sal à 50°C e 30°C, as massas de água necessárias, respectivamente, são:

- 58,20 g e 66,67 g
- 68,40 g e 57,14 g
- 57,14 g e 66,67 g
- 66,67 g e 58,20 g
- 57,14 g e 68,40 g

### Exercício 30

(UEA 2020) A reação a seguir, em equilíbrio químico, representa uma das etapas da produção do ácido sulfúrico, que pode ser usado na produção de fertilizantes e no refino do petróleo.



Nesse equilíbrio químico,

(A) a redução da pressão sobre o sistema favoreceria a formação dos gases reagentes.

(B) o resfriamento do sistema acarretaria um aumento da concentração de dióxido de enxofre.

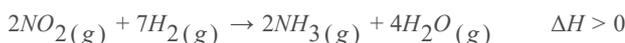
(C) a redução da concentração de oxigênio gasoso favoreceria a formação de trióxido de enxofre.

(D) a presença de um catalisador aumentaria o tempo necessário para o sistema atingir o estado de equilíbrio.

(E) o aumento da temperatura sobre o sistema acarretaria um aumento da concentração de trióxido de enxofre

### Exercício 31

(ACAFE 2015) Dado o equilíbrio químico abaixo e baseado nos conceitos químicos é correto afirmar, **exceto**:



- A presença de um catalisador altera a constante de equilíbrio.
- Adicionando  $\text{H}_2$  o equilíbrio é deslocado para a direita.
- Diminuindo a pressão do sistema o equilíbrio é deslocado para a esquerda.
- Diminuindo a temperatura do sistema o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

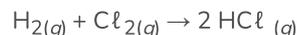
### Exercício 32

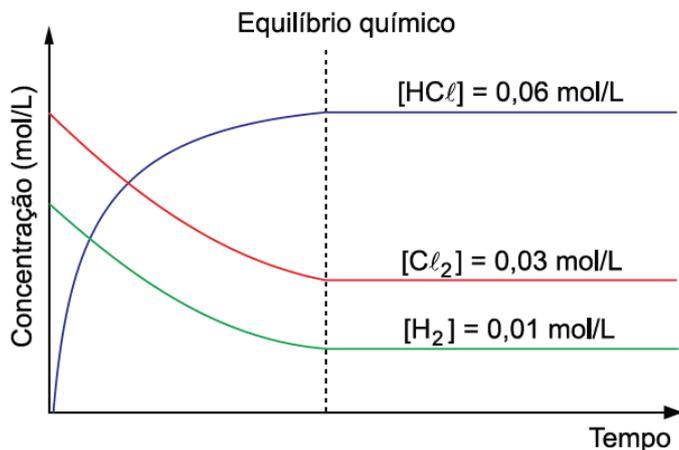
(Mackenzie 2018) Considerando-se o equilíbrio químico equacionado por  $A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons AB_2(g)$  sob temperatura de 300 K, a alternativa que mostra a expressão correta da constante de equilíbrio em termos de concentração em mols por litro é

- $\frac{[AB_2]}{[A][B]^2}$
- $\frac{[A] \cdot [B]^2}{[AB_2]}$
- $\frac{[AB_2]}{[A] + [B]^2}$
- $\frac{[A] + [B]^2}{[AB_2]}$
- $\frac{[AB_2]^2}{[A] \cdot [B]^2}$

### Exercício 33

(UEA 2020) Considere a reação química que ocorre dentro de um recipiente fechado, à temperatura constante, e o gráfico com os valores das concentrações de estado de equilíbrio químico das espécies participantes.





Considerando os dados da reação e do gráfico, pode-se concluir que o valor da constante de equilíbrio químico ( $K_c$ ) para essa reação é

- (A)  $2,0 \times 10^{-2}$   
 (B)  $2,0 \times 10^{-4}$   
 (C)  $1,2 \times 10^{-1}$   
 (D)  $1,2 \times 10^1$   
 (E)  $2,0 \times 10^2$

#### Exercício 34

(Ufjf-pism 2 2017) “Um caminhão (...), com 17,6 metros cúbicos de ácido sulfúrico colidiu com outro caminhão, (...), provocando o vazamento de todo o ácido. O produto percorreu o sistema de drenagem e atingiu o córrego Piçarrão. O ácido ficou contido em uma pequena parte do córrego, (...), o que possibilitou aos técnicos a neutralização do produto.”

Fonte:

[http://www.cetesb.sp.gov.br/noticentro/2008/05/30\\_vazamento.pdf](http://www.cetesb.sp.gov.br/noticentro/2008/05/30_vazamento.pdf)  
 Acesso em 26/Out/2016.

Para minimizar os problemas ambientais causados pelo acidente descrito acima, indique qual dos sais abaixo pode ser utilizado para neutralizar o ácido sulfúrico:

- a) Cloreto de sódio.  
 b) Cloreto de amônio.  
 c) Carbonato de cálcio.  
 d) Sulfato de magnésio.  
 e) Brometo de potássio.

#### Exercício 35

(Cefet MG 2014) Um professor de Química propôs a manipulação de um indicador ácido-base que se comportasse da seguinte maneira:

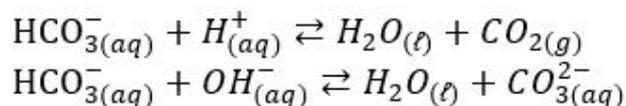
pH	Cor da solução
<7	amarela
=7	alaranjada
>7	vermelha

As cores das soluções aquosas de NaCN, NaCl e  $NH_4Cl$  na presença desse indicador, são, respectivamente

- a) amarela, alaranjada e vermelha.  
 b) amarela, vermelha e alaranjada.  
 c) vermelha, alaranjada e amarela.  
 d) alaranjada, amarela e vermelha.  
 e) alaranjada, amarela e alaranjada.

#### Exercício 36

(Ufpr 2020) Os principais parâmetros que definem a qualidade da água de uma piscina são o pH e a alcalinidade. Para a água ser considerada própria, o pH deve ser mantido próximo de 7,0 para garantir o conforto do banhista e a eficácia dos agentes bactericidas. Já a alcalinidade, expressa em concentração de íon bicarbonato, deve ser em torno de  $100 \text{ g m}^{-3}$ . A propriedade anfotérica desse íon garante que qualquer substância ácida ou básica introduzida seja prontamente neutralizada, conforme mostram as equações químicas abaixo:



Ao adicionar carbonato de sódio na água de uma piscina, que está em condições consideradas adequadas para o banho, ocorrerá:

- a) pequena diminuição do pH e da alcalinidade.  
 b) pequena diminuição do pH e pequeno aumento da alcalinidade.  
 c) pequeno aumento do pH e da alcalinidade.  
 d) pequeno aumento do pH e pequena diminuição da alcalinidade.  
 e) pequena diminuição do pH e nenhuma variação da alcalinidade.

#### Exercício 37

(Enem PPL 2020) A agricultura de frutas cítricas requer que o valor do pH do solo esteja na faixa ideal entre 5,8 e 6,0. Em uma fazenda, o valor do pH do solo é 4,6. O agricultor resolveu testar três produtos de correção de pH em diferentes áreas da fazenda. O primeiro produto possui íons sulfato e amônio, o segundo produto possui íons carbonato e cálcio e o terceiro produto possui íons sulfato e sódio.

O íon que vai produzir o efeito desejado de correção no valor do pH é o

- a) cálcio, porque sua hidrólise produz  $H^+$ , que aumenta a acidez.  
 b) amônio, porque sua hidrólise produz  $H^+$ , que aumenta a acidez.  
 c) sódio, porque sua hidrólise produz  $OH^-$ , que aumenta a alcalinidade.  
 d) sulfato, porque sua hidrólise produz  $OH^-$ , que aumenta a alcalinidade.  
 e) carbonato, porque sua hidrólise produz  $OH^-$ , que aumenta a alcalinidade.

#### Exercício 38

(Uemg 2019) Uma fábrica de sucos realizou análises físico-químicas em um laboratório de controle de qualidade do suco de limão com manjeriço e do suco de tomate e obteve os seguintes resultados:

- Suco de limão com manjeriço: pH = 2,3.

- Suco de tomate: pH = 4,3.

Dados:  $\log 5 = 0,7$

Com base nos resultados, é **CORRETO** afirmar que:

- a) O suco de limão com manjeriço é 2 vezes mais ácido que o suco de tomate.
- b) A concentração de  $\text{OH}^-$  nos dois sucos é igual a zero.
- c) No suco de tomate a  $[\text{H}^+]/[\text{OH}^-] = 1$ .
- d) A concentração de  $\text{H}^+$  no suco de limão com manjeriço é igual a  $5 \times 10^{-3}$  mol/L.

### Exercício 39

(UFRGS 2016) A água mineral com gás pode ser fabricada pela introdução de gás carbônico na água, sob pressão de aproximadamente 4 atm.

Sobre esse processo, considere as afirmações abaixo.

I. Quando o gás carbônico é introduzido na água mineral, provoca a diminuição na basicidade do sistema.

II. Quando a garrafa é aberta, parte do gás carbônico se perde e o pH da água mineral fica mais baixo.

III. Como o gás carbônico é introduzido na forma gasosa, não ocorre interferência na acidez da água mineral.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas III.
- c) Apenas I e II.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

### Exercício 40

(Unicamp 2018) Leia o texto a seguir para responder à(s) questão(ões) a seguir.

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.)

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

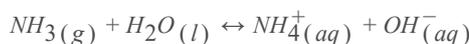
retirada da calda, deve-se adicionar mais cal à mistura. Se não ficar marrom, a calda está pronta para o uso.

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  $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{OH}^-$ .
- b) um aumento do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{H}^+$ .
- c) uma diminuição do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, um aumento do pH da água devido à reação  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{H}^+$ .
- d) um aumento do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação  $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{OH}^-$ .

### Exercício 41

(PUCRS 2014) A equação a seguir representa o equilíbrio de ionização da amônia, contida em uma solução amoniacal para limpeza:



Esse meio reacional fica de cor rosa ao adicionarem-se gotas de solução alcoólica de fenolftaleína. Para voltar a ficar incolor, é adequado adicionar

- a) uma solução de ácido clorídrico.
- b) água.
- c) gás amônia.
- d) uma solução de bicarbonato de amônio
- e) uma solução de cloreto de sódio.

### Exercício 42

(Enem PPL 2016) As águas dos oceanos apresentam uma alta concentração de íons e pH entre 8,0 e 8,3. Dentre esses íons estão em equilíbrio as espécies carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) e bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ) representado pela equação química:



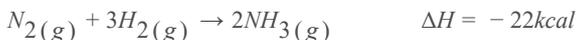
As águas dos rios, ao contrário, apresentam concentrações muito baixas de íons e substâncias básicas, com um pH em torno de 6. A alteração significativa do pH das águas dos oceanos e rios pode mudar suas composições químicas, por precipitação de espécies dissolvidas ou redissolução de espécies presentes nos sólidos suspensos ou nos sedimentos.

A composição dos oceanos é menos afetada pelo lançamento de efluentes ácidos, pois os oceanos

- a) contêm grande quantidade de cloreto de sódio.
- b) contêm um volume de água pura menor que o dos rios.
- c) possuem pH ácido, não sendo afetados pela adição de outros ácidos.
- d) têm a formação dos íons carbonato favorecida pela adição de ácido.
- e) apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam como sistema-tampão.

### Exercício 43

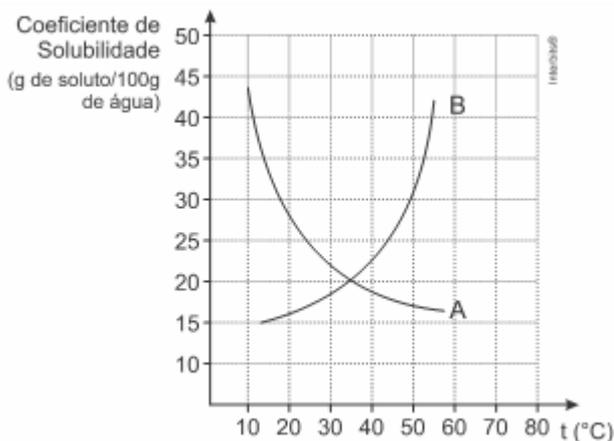
(UDESC 2014) Para a reação em equilíbrio abaixo, assinale a alternativa que não poderia ser tomada para aumentar o rendimento do produto.



- a) Aumentar a concentração de  $H_2$
- b) Aumentar a pressão
- c) Aumentar a concentração de  $N_2$
- d) Aumentar a temperatura
- e) Diminuir a concentração de  $NH_3$

#### Exercício 44

(PUC-MG) Analise o gráfico de solubilidade em água das substâncias denominadas A e B.



Considerando-se esses dados, é INCORRETO afirmar que:

- a) a substância B é mais solúvel que a substância A a 50 °C.
- b) 30 g de A dissolvem-se completamente em 100g de água a 20°C.
- c) a solubilidade de A diminui com o aumento da temperatura.
- d) 15g de B em 100g de água formam uma solução saturada a 10 °C.

#### Exercício 45

(UFU) O sulfato de bário é muito pouco solúvel em água ( $k_{ps} = 1,3 \times 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$  a 25 °C). Embora os íons bário sejam tóxicos (concentração máxima tolerada  $\sim 1,0 \text{ mg L}^{-1}$ ), este sal é muito usado como contraste em exames radiológicos administrados via oral ou retal.

Sabendo que um paciente é alérgico ao íon bário e que a dissolução de sulfato de bário é endotérmica, a melhor maneira de reduzir a concentração de íons bário em uma suspensão aquosa de uso oral é

- a) adicionar um pouco de sulfato de sódio.
- b) aquecer a suspensão e dar ao paciente.
- c) adicionar mais sulfato de bário sólido.
- d) filtrar os íons antes de dar ao paciente.

#### Exercício 46

(UPE-SSA 2019) Em estudo realizado por um grupo de pesquisa do CPRH, em Recife, a concentração de íons hidrônio ( $H_3O^+$ ) da água coletada no rio Capibaribe, na altura da Ponte da Capunga, foi de  $2 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ . Já na amostra coletada em Toritama, a concentração de hidrônio foi de  $4 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ . Sabendo que o pH

das águas de rios deve variar entre 4 e 9, em situações normais, assinale a alternativa CORRETA.

Dado:  $\log 2 = 0,3010$ .

- a) Nas duas análises, o pH encontrado está fora da margem aceitável, o que indica poluição biológica nas águas do rio.
- b) O pH mais alcalino da água coletada em Toritama se deve aos resíduos ácidos despejados pela indústria têxtil, forte na região.
- c) O pH menos alcalino da água coletada em Toritama decorre dos resíduos ácidos despejados pela indústria têxtil, forte na região.
- d) A tendência mais alcalina da água coletada na ponte da Capunga é resultante da influência marinha, em razão da proximidade do Oceano Atlântico.
- e) Nas duas análises, o pH encontrado indica que o meio é neutro, o que favorece a utilização das águas do rio para consumo, depois de tratadas.

#### Exercício 47

(Acafe 2014) Cálculo renal também, conhecido como pedra nos rins, são formações sólidas contendo várias espécies químicas, entre elas o fosfato de cálcio, que se acumula nos rins, causando enfermidades.

Assinale a alternativa que contém a concentração dos íons  $Ca^{2+}$  em uma solução aquosa saturada de fosfato de cálcio.

Dado: Considere que a temperatura seja constante e o produto de solubilidade ( $K_{ps}$ ) do fosfato de cálcio em água seja  $1,08 \times 10^{-33}$ .

- a)  $3 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$
- b)  $1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$
- c)  $2 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$
- d)  $27 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

#### Exercício 48

(Ufrgs 2018) Considere as seguintes afirmações sobre o comportamento de ácidos em solução aquosa.

- I. O grau de ionização de um ácido fraco, como o ácido acético, aumenta com o aumento da diluição.
- II. A maior concentração de um ácido forte acarreta maior grau de ionização e maior constante de ionização.
- III. A segunda constante de ionização de um ácido poliprótico é sempre menor que a primeira constante.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas I e III.
- e) I, II e III.

#### Exercício 49

(FCMMG 2017) Medicamentos homeopáticos baseiam-se no princípio Hipocrático “similia similibus curantur”, ou seja, semelhante cura semelhante, ao passo que, na medicina tradicional, a cura é baseada no princípio Hipocrático “contraria contrariis”, com medicamentos contrários.

Baseando-se nessas informações, indique o medicamento que **NÃO** é utilizado segundo o princípio homeopático (semelhante à doença):

- Bicarbonato de sódio (sal derivado de ácido fraco e base forte), usado no tratamento de azia estomacal.
- Coffea cruda (café), cujo princípio ativo cafeína é um estimulante do SNC, usado no tratamento de insônia.
- Silícea (mineral contendo  $\text{SiO}_2$  conhecido como cimento), usado no tratamento de deficiência constitucional.
- Carbo vegetalis (carvão vegetal com capacidade de absorver odores), usado para problemas de hálito fétido.

#### Exercício 50

(Mackenzie 2018) Um estudante recebeu três amostras de suco de frutas, com volumes iguais, para análise de pH, que foram realizadas a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm. Após realizada a análise potenciométrica, os resultados obtidos foram:

Suco	pH
Limão	2,0
Uva	4,0
Morango	5,0

Assim, analisando os resultados obtidos, é correto afirmar que

- o suco de limão é duas vezes mais ácido que o suco de uva.
- a concentração oxidrilônica no suco de morango é igual a  $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- o suco de uva é dez vezes mais ácido do que o suco de morango.
- no suco de uva temos  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ .
- ao adicionar o indicador fenolftaleína ao suco de limão a solução torna-se rósea.

#### Exercício 51

(Uemg 2018) Para a produção de gás hidrogênio, em um recipiente fechado e à temperatura constante, introduziu-se monóxido de carbono e vapor de água, os quais apresentavam pressões parciais iguais, de 0,90 atm cada. Após um determinado tempo, o equilíbrio químico foi atingido,  $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2_{(g)} + \text{H}_2_{(g)}$ , e medindo-se a pressão parcial do monóxido de carbono obteve-se 0,60 atm. Diante dessa afirmação, assinale a alternativa que apresenta o valor da constante de equilíbrio,  $K_p$ , para a reação exposta.

- 1/4
- 1/9
- 0,44
- 4,0

#### Exercício 52

(Udesc 2019) Uma das consequências do aumento do dióxido de carbono na atmosfera é a acidificação dos oceanos. Naturalmente, tem-se o equilíbrio químico entre o dióxido de carbono da atmosfera e o dissolvido nos oceanos. Como o aumento do dióxido de carbono nas águas oceânicas esse equilíbrio é perturbado, e, logo organismos vivos constituídos, principalmente, de carbonato de cálcio, são prejudicados.

Sobre o aumento da acidez nos oceanos e as suas consequências, analise as proposições.

- A acidificação dos oceanos ocorre devido à reação química entre o gás carbônico dissolvido e a água, resultando na formação do ácido carbônico cuja fórmula química é  $\text{HCO}_3$ .
- Os íons carbonatos provenientes do equilíbrio do carbonato de cálcio reagem com os íons gerados pelo ácido carbônico, a fim de compensar o excesso de acidez gerado no oceano.
- O caráter mais ácido dos oceanos favorece a descalcificação dos exoesqueletos dos corais, assim como dificulta a formação de novas estruturas de carbonato de cálcio.

Assinale a alternativa **correta**.

- Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- Somente a afirmativa I é verdadeira.
- Todas as afirmativas são verdadeiras.

#### Exercício 53

(Famerp 2021) Considere as equações químicas:

- $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$
- $\text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CaCO}_{3(s)}$
- $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(g)} + \text{HCl}_{(g)}$
- $\text{SnO}_{(s)} + \text{H}_2_{(g)} \rightleftharpoons \text{Sn}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- $4\text{Al}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$

Considerando  $x$  um dos compostos químicos presentes nas equações citadas, a expressão da constante de equilíbrio

representada por  $K_p = \frac{1}{P(x)}$  descreve corretamente o equilíbrio representado na equação

- V.
- I.
- III.
- II.
- IV.

#### Exercício 54

(Pucrs 2012) O cloreto de sódio é bastante solúvel em água à temperatura ambiente. Em relação a soluções aquosas de cloreto de sódio, é correto afirmar que

- quando uma solução saturada de NaCl é aquecida à ebulição, os íons cloreto escapam para a atmosfera na forma de  $\text{Cl}_2$  (gás cloro).
- a adição de ácido sulfúrico a uma solução saturada de NaCl aumenta a solubilidade do sal, pois o NaCl é um sal de características ácidas.
- a temperatura de congelamento de uma solução de NaCl é superior à da água pura, mas a temperatura de ebulição é inferior.
- o pH de uma solução saturada de NaCl é sensivelmente ácido, pois os íons cloreto do sal são idênticos aos existentes em soluções de ácido clorídrico.

e) a adição de ácido clorídrico a uma solução de NaCl diminui a solubilidade do sal, devido aos íons cloreto oriundos do HCl.

### Exercício 55

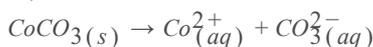
(UECE 2015) O tetróxido de dinitrogênio gasoso, utilizado como propelente de foguetes, dissocia-se em dióxido de nitrogênio, um gás irritante para os pulmões, que diminui a resistência às infecções respiratórias.

Considerando que no equilíbrio a 60 °C, a pressão parcial do tetróxido de dinitrogênio é 1,4 atm e a pressão parcial do dióxido de nitrogênio é 1,8 atm, a constante de equilíbrio  $K_p$  será, em termos aproximados,

- a) 1,09 atm
- b) 1,67 atm
- c) 2,09 atm
- d) 2,31 atm

### Exercício 56

(Pucrj 2014) Carbonato de cobalto é um sal muito pouco solúvel em água e, quando saturado na presença de corpo de fundo, a fase sólida se encontra em equilíbrio com os seus íons no meio aquoso.



Sendo o produto de solubilidade do carbonato de cobalto, a 25 °C igual a  $1,0 \times 10^{-10}$ , a solubilidade do sal, em mol/L nessa temperatura é

- a)  $1,0 \times 10^{-10}$
- b)  $1,0 \times 10^{-9}$
- c)  $2,0 \times 10^{-8}$
- d)  $1,0 \times 10^{-8}$
- e)  $1,0 \times 10^{-5}$

### Exercício 57

(Acafe 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

### Exercício 58

(Uepg 2014) O bicarbonato de sódio sólido é usado como fermento químico porque se decompõe termicamente, formando

gás carbônico, de acordo com a reação representada pela equação química abaixo. Sobre essa reação, assinale o que for correto.



01) A expressão para a constante de equilíbrio, expressa em termos de concentração, é  $K_c = [CO_2][H_2O]$ .

02) O aumento de temperatura desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de  $V_1$ .

04) O aumento de pressão desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de  $V_1$ .

08) A adição de gás carbônico desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de  $V_1$ .

16) Se as pressões parciais do  $CO_2$  e da  $H_2O$  forem, respectivamente, 0,5 e 0,5 atm, o valor da constante de equilíbrio, expressa em termos de pressões parciais ( $K_p$ ), será 1.

### Exercício 59

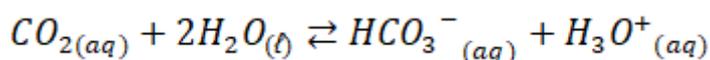
(Uepa 2015) Leia o texto para responder à(s) questão(ões).

As informações destacadas abaixo foram retiradas do rótulo de um refrigerante “zero açúcar”:

*Ingredientes:*

*Água gaseificada, extrato de nós e cola, cafeína, aroma natural, corante, caramelo IV, acidulante ácido fosfórico, edulcorantes artificiais: ciclamato de sódio (24 mg), acesulfame de potássio 5 mg, e aspartame 12mg, por 100 mL, conservador, benzoato de sódio, regulador de acidez, citrato de sódio. Prazo de validade/lote: vide marcação. Aut. CCI/RJ Ind. Brasileira*

A água gaseificada apresenta o seguinte equilíbrio químico:



E ainda estão presentes acidulantes utilizados para realçar o sabor e para inibir o desenvolvimento de microrganismos. Os acidulantes, comumente usados pela indústria alimentícia, são os ácidos cítrico ( $C_6H_8O_7$ ) e fosfórico ( $H_3PO_4$ ). Para regular a acidez do meio usa-se o citrato de sódio ( $C_6H_7O_7Na$ ) e para substituir o açúcar usa-se o aspartame ( $C_{14}H_{18}N_2O_5$ ) e o ciclamato de sódio ( $NaC_6H_{12}SNO_3$ ).

Com base no texto, considere as afirmativas abaixo.

I. Com a retirada de  $CO_{2(aq)}$ , o sistema sairá de equilíbrio e o mesmo será deslocado para o lado esquerdo, formando mais reagentes.

II. Com a diminuição da quantidade de  $CO_{2(aq)}$  haverá consumo do íon hidrônio ( $H_3O^+_{(aq)}$ ), o que implicará uma elevação no valor do pH do líquido.

III. O valor de pH do líquido geralmente permanece em torno de 3,0. Isto significa concentração do íon hidrônio ( $H_3O^+$ ) no líquido é 0,003 mol/L.

IV. O valor do pH do refrigerante, após ser aberto, se mantém em 3, devido à formação de um tampão entre um ácido fraco (ácido cítrico) e seu sal derivado (citrato de sódio).

V. As soluções tampões (formadas por ácido fraco/base conjugada) têm a propriedade de resistir a mudanças de pH quando pequenas quantidades de ácidos ou bases lhes são adicionados.

A alternativa que contém todas as afirmativas corretas é:

- a) I, II, III e IV
- b) I, II, III e V
- c) I, III, IV e V
- d) I, II, IV e V
- e) II, III, IV e V

### Exercício 60

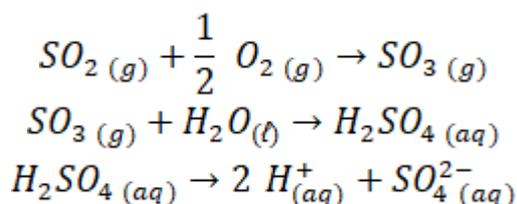
(Ufms 2019) O dióxido de enxofre ( $SO_2$ ) é o responsável pelo maior aumento na acidez da chuva. Ele é produzido diretamente como subproduto da queima de combustíveis fósseis como a gasolina, o carvão e o óleo diesel. O óleo diesel e o carvão são muito impuros e contêm grandes quantidades de enxofre em sua composição, sendo responsáveis por uma grande parcela da emissão de  $SO_2$  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 ( $SO_3$ ) que, por sua vez, em contato com a água da chuva, irá formar o ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), que é um ácido forte.

(Disponível em:

<[http://www.usp.br/qambiental/chuva\\_acidafront.html#formacao](http://www.usp.br/qambiental/chuva_acidafront.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  $5 \cdot 10^{-5}$  mol/L.

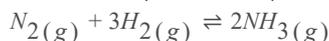
O pH da referida chuva é de:

- a) 1.
- b) 2.
- c) 4.
- d) 5.
- e) 6.

### Exercício 61

(Ufsc 2019) A amônia é amplamente utilizada na produção de fertilizantes e também é utilizada como precursor para a produção de diversos polímeros. A formação da amônia a partir

da reação entre hidrogênio e nitrogênio é uma reação química industrial importante, representada abaixo:



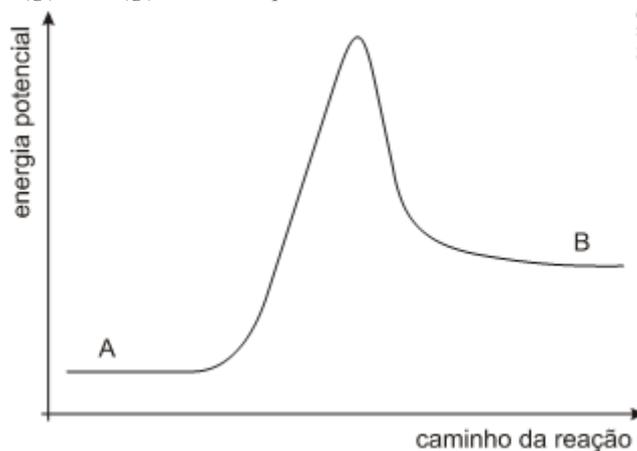
Essa reação (direta) possui um  $\Delta H = -46,2 \text{ kJ/mol}$  e é normalmente realizada utilizando-se um excesso de hidrogênio.

Sobre o assunto e com base nas informações acima, é correto afirmar que:

- 01) a reação direta é endotérmica e a reação inversa é exotérmica.
- 02) a remoção de amônia do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, no sentido de formação dos produtos.
- 04) o aumento da temperatura favorecerá o processo de produção de amônia.
- 08) a redução na pressão do sistema deslocará o equilíbrio para a esquerda.
- 16) a adição de hidrogênio em excesso ao sistema favorecerá a reação de formação dos reagentes.
- 32) a presença de um catalisador reduzirá o tempo necessário para que a reação atinja o equilíbrio.
- 64) ao iniciar a reação, sua velocidade é reduzida gradativamente até que seja atingido o equilíbrio e, então, passa a ocorrer a variação nas concentrações de produtos e reagentes.

### Exercício 62

(CEFET MG 2014) Observe os dados referentes à reação reversível entre os compostos A e B.



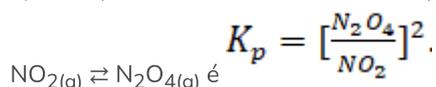
No equilíbrio, a conversão de A em B, comparada à reação inversa

- a) possui velocidade maior.
- b) é acelerada pelo uso do catalisador.
- c) envolve menor variação de entalpia.
- d) apresenta maior energia de ativação.
- e) é favorecida pelo aumento da pressão.

### Exercício 63

(S1 - ifce 2020) Um grande número de reações químicas ocorre quando reagentes e produtos estabelecem o equilíbrio. Uma vez estabelecido o equilíbrio químico, é correto afirmar-se que

- a) a pressão não exerce influência sobre os equilíbrios de espécies químicas iônicas em fase líquida.
- b) a expressão da constante de equilíbrio para a reação 2



- c) invertendo-se o sentido de uma reação química em equilíbrio, a constante de equilíbrio da reação torna-se negativa.
- d) o equilíbrio químico é estabelecido quando a velocidade de formação dos produtos torna-se o dobro da velocidade com que eles reagem entre si para regenerar os reagentes.
- e) a magnitude da constante de equilíbrio não indica para que lado da reação o equilíbrio está deslocado.

#### Exercício 64

(UPE-SSA 2019) Um teste para avaliar a eficácia de alguns fármacos é o método de fluido intestinal simulado (sem enzima), pH 6,8 a 37 °C. Esse fluido apresenta o seguinte protocolo de preparação: i) misturar 250 mL de solução de fosfato de potássio monobásico 0,2 mol/L e 112 mL de solução de hidróxido de sódio 0,2 mol/L e diluir para 1000 mL, com água.; e ii) ajustar o pH em  $6,8 \pm 0,1$  com hidróxido de sódio 0,2 mol/L. No propósito do teste, esse fluido atua como

- a) um sistema-tampão.  
b) uma solução estomacal.  
c) um eletrólito crioprotetor.  
d) um suco gástrico simulado.  
e) uma solução supersaturada.

#### Exercício 65

(FGV 2015) Os automóveis são os principais poluidores dos centros urbanos. Para diminuir a poluição, a legislação obriga o uso de catalisadores automotivos. Eles viabilizam reações que transformam os gases de escapamento dos motores, óxidos de nitrogênio e monóxido de carbono, em substâncias bem menos poluentes.

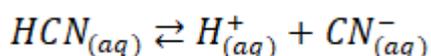
Os catalisadores \_\_\_\_\_ a energia de ativação da reação no sentido da formação dos produtos, \_\_\_\_\_ a energia de ativação da reação no sentido dos reagentes e \_\_\_\_\_ no equilíbrio reacional.

No texto, as lacunas são preenchidas, correta e respectivamente, por:

- a) diminuem ... aumentam ... interferem  
b) diminuem ... diminuem ... não interferem  
c) diminuem ... aumentam ... não interferem  
d) aumentam ... diminuem ... interferem  
e) aumentam ... aumentam ... interferem

#### Exercício 66

(Uerj simulado 2018) O cianeto de hidrogênio (HCN) é um gás extremamente tóxico, que sofre ionização ao ser dissolvido em água, conforme a reação abaixo.



Em um experimento, preparou-se uma solução aquosa de HCN na concentração de  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  e grau de ionização igual a 0,5%.

A concentração de íons cianeto nessa solução, em  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , é igual a:

- a)  $2,5 \times 10^{-4}$

- b)  $5,0 \times 10^{-4}$   
c)  $2,5 \times 10^{-2}$   
d)  $5,0 \times 10^{-2}$

#### Exercício 67

(Espcex (Aman) 2020) 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  $0,1 \text{ mol/L}$  de ácido clorídrico.

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

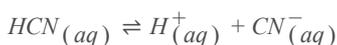
- I. A ocorrência da reação é evidenciada pela formação de bolhas do gás oxigênio.  
II. Um dos produtos formados na reação é o óxido de magnésio.  
III. O coeficiente estequiométrico do ácido clorídrico, após a escrita da equação da reação corretamente balanceada, é 2.  
IV. O agente oxidante dessa reação de oxidorredução é o ácido clorídrico.  
V. Considerando a solução inicial do ácido clorídrico de concentração  $0,1 \text{ mol/L}$  como 100% ionizado (ácido forte), o pH dessa solução é 2.

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

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

#### Exercício 68

(Uerj 2016) A ionização do ácido cianídrico é representada pela equação química abaixo:



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

Parâmetro	Símbolo
Grau de ionização	$\alpha$
constante de equilíbrio	Ka
potencial hidrogeniônico	pH
concentração de HCN	[HCN]

Ao ser estabelecido o equilíbrio químico da ionização, foi adicionada certa quantidade de  $\text{NaCN}_{(s)}$ .

Após a dissolução e dissociação completa desse composto, houve deslocamento do equilíbrio de ionização.

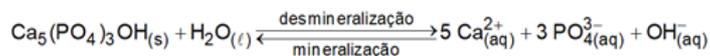
O parâmetro que sofreu redução, após a adição do composto, é representado pelo seguinte símbolo:

- a)  $\alpha$   
b) Ka  
c) pH

**Exercício 69**

(Acafe 2019) Considere as informações retiradas do artigo: “A química na odontologia” da revista Química Nova na Escola, volume 39, número 1, fevereiro de 2017, p. 04-11.

“[...] Dentre as diversas reações que ocorrem a todo momento no meio bucal, destacamos a reação de equilíbrio, desmineralização e mineralização da hidroxiapatita, mineral constituinte do esmalte dos dentes. A desmineralização ocorre quando uma pequena quantidade de hidroxiapatita  $[Ca_5(PO_4)_3OH_{(s)}]$  é dissolvida. No processo de mineralização, ocorre a formação deste mineral [...]”.



Com base nos conceitos químicos e nas informações fornecidas, analise as afirmações a seguir.

- I. Aumentando-se a concentração de  $Ca^{2+}$  favorece-se o processo de mineralização.
- II. O consumo de alimentos muito ácidos favorece a desmineralização do esmalte dos dentes.
- III. O número de oxidação do fósforo no fosfato é +5.
- IV. No equilíbrio químico apresentado, a concentração de  $Ca_5(PO_4)_3OH_{(s)}$  permanece constante.

Assinale a alternativa **correta**.

- a) Apenas as afirmativas III e IV estão corretas.
- b) Apenas as afirmativas I, II e III estão corretas.
- c) Apenas as afirmativas I, II e IV estão corretas.
- d) Todas as afirmativas estão corretas.

**Exercício 70**

(Unicamp 2015) O hidrogeno carbonato de sódio apresenta muitas aplicações no dia a dia. Todas as aplicações indicadas nas alternativas abaixo são possíveis e as equações químicas apresentadas estão corretamente balanceadas, porém somente em uma alternativa a equação química é coerente com a aplicação. A alternativa correta indica que o hidrogeno carbonato de sódio é utilizado

- a) como higienizador bucal, elevando o pH da saliva:  
 $2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$
- b) em extintores de incêndio, funcionando como propelente:  
 $NaHCO_3 + OH^{-} \rightarrow Na^{+} + CO_3^{2-} + H_2O$
- c) como fermento em massas alimentícias, promovendo a expansão da massa:  
 $NaHCO_3 \rightarrow HCO_3^{-} + Na^{+}$
- d) como antiácido estomacal, elevando o pH do estômago:  
 $NaHCO_3 + H^{+} \rightarrow CO_2 + H_2O + Na^{+}$

**Exercício 71**

(UNIFESP) Um composto iônico, a partir da concentração de sua solução aquosa saturada, a  $25^{\circ}C$ , pode ser classificado de acordo com a figura, quanto à solubilidade em água.



Um litro de solução aquosa saturada de  $PbSO_4$  (massa molar  $303 \text{ g/mol}$ ), a  $25^{\circ}C$ , contém  $45,5 \text{ mg}$  de soluto. O produto de solubilidade do  $CaCrO_4$  a  $25^{\circ}C$  é  $6,25 \times 10^{-4}$ . Quanto à solubilidade em água a  $25^{\circ}C$ , os compostos  $PbSO_4$  e  $CaCrO_4$  podem ser classificados, respectivamente, como:

- a) Insolúvel e ligeiramente solúvel.
- b) Insolúvel e solúvel.
- c) Insolúvel e insolúvel.
- d) Ligeiramente solúvel e insolúvel.
- e) Ligeiramente solúvel e solúvel.

**Exercício 72**

(Ufrgs 2020) O ácido nitroso,  $HNO_2$ , é um ácido fraco com  $K_A = 4,3 \times 10^{-4}$ .

A respeito de uma solução aquosa de  $NaNO_2$ , considere as seguintes afirmações.

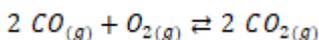
- I. É uma solução de pH menor que 7.
- II. É mais alcalina do que uma solução aquosa de  $NaCl$ .
- III. É mais ácida do que uma solução aquosa de  $NaOH$  de mesma concentração.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas I e III.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

**Exercício 73**

(Ufrgs 2020) A combustão incompleta de substâncias, contendo carbono, pode formar o monóxido de carbono, o qual é extremamente tóxico. O monóxido de carbono, na presença de oxigênio, pode ser convertido no dióxido de carbono, em catalisadores automotivos, de acordo com a reação abaixo.



Em um determinado recipiente, contendo inicialmente monóxido de carbono e oxigênio, estabeleceu-se um equilíbrio em que se pode determinar a pressão total da mistura,  $6,1 \text{ atm}$ , as pressões parciais de monóxido de carbono e de dióxido de carbono, as quais foram, respectivamente,  $0,5 \text{ atm}$  e  $4,0 \text{ atm}$ .

O valor da constante de equilíbrio será igual a

- a) 1,6.
- b) 10,6.
- c) 22,4.
- d) 32.
- e) 40.

#### Exercício 74

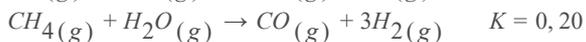
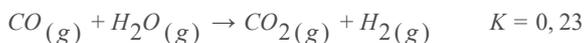
O suco de abacaxi concentrado (pH = 3,5) é uma fonte natural de vitamina C e de outros antioxidantes, nutrientes essenciais para a saúde.

Considerando  $\log 2 = 0,3$ , ao adicionar água destilada a 10 mL de suco de abacaxi concentrado, até atingir o volume de 500 mL, o pH dessa solução será igual a

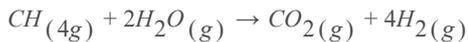
- (A) 7,0.
- (B) 6,8.
- (C) 5,2.
- (D) 5,5.
- (E) 3,2.

#### Exercício 75

(UFRGS 2014) Abaixo estão mostradas duas reações em fase gasosa, com suas respectivas constantes de equilíbrio.



Pode-se concluir que, nessas mesmas condições, a constante de equilíbrio para a reação



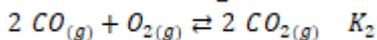
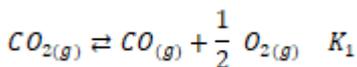
é de

- a) 0,030.
- b) 0,046.
- c) 0,230
- d) 0,430.
- e) 1,150.

#### Exercício 76

(Ufjf-pism 3 2017) Considere os seguintes equilíbrios que

envolvem  $CO_2(g)$  e suas constantes de equilíbrio correspondentes:

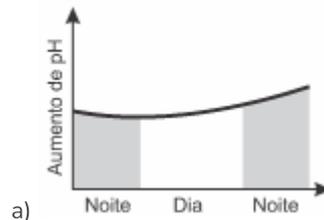


Marque a alternativa que correlaciona as duas constantes de equilíbrio das duas reações anteriores.

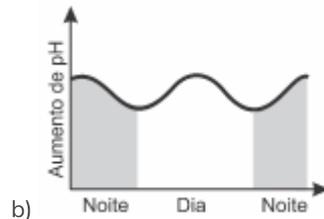
- a)  $K_2 = \frac{1}{(K_1)^2}$
- b)  $K_2 = (K_1)^2$
- c)  $K_2 = K_1$
- d)  $K_2 = \frac{1}{K_1}$
- e)  $K_2 = (K_1)^{\frac{1}{2}}$

#### Exercício 77

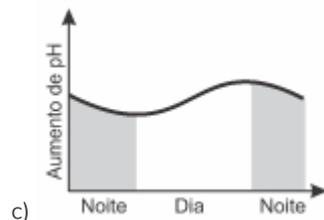
(Fuvest 2018) Considere um aquário tampado contendo apenas água e plantas aquáticas, em grande quantidade, e iluminado somente por luz solar. O gráfico que melhor esboça a variação de pH da água em função do horário do dia, considerando que os gases envolvidos na fotossíntese e na respiração das plantas ficam parcialmente dissolvidos na água, é:



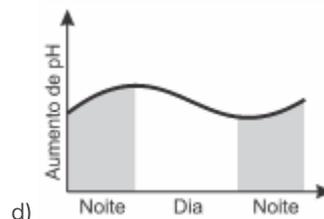
a)



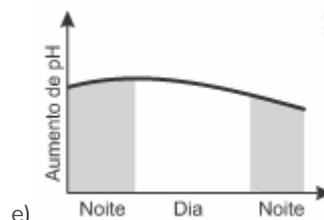
b)



c)



d)



e)

#### Exercício 78

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

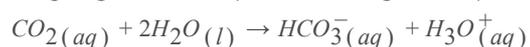
Leia o texto para responder à(s) questão(ões).

As informações destacadas abaixo foram retiradas do rótulo de um refrigerante “zero açúcar”:

*Ingredientes:*

Água gaseificada, extrato de nós e cola, cafeína, aroma natural, corante, caramelo IV, acidulante ácido fosfórico, edulcorantes artificiais: ciclamato de sódio (24 mg), acesulfame de potássio 5 mg, e aspartame 12 mg por 100 mL, conservador, benzoato de sódio, regulador de acidez, citrato de sódio. Prazo de validade/lote: vide marcação. Aut. CCI/RJ Ind. Brasileira

A água gaseificada apresenta o seguinte equilíbrio químico:



E ainda estão presentes acidulantes utilizados para realçar o sabor e para inibir o desenvolvimento de microrganismos. Os

acidulantes, comumente usados pela indústria alimentícia, são os ácidos cítrico ( $C_6H_8O_7$ ) e fosfórico ( $H_3PO_4$ ). Para regular a acidez do meio usa-se o citrato de sódio ( $C_6H_8O_7Na$ ) e para substituir o açúcar usa-se o aspartame ( $C_{14}H_{18}N_2O_5$ ) e o ciclamato de sódio ( $NaC_6H_{12}SNO_3$ ).

(Uepa 2015) Com base no texto, considere as afirmativas abaixo.  
I. Com a retirada de  $CO_{2(aq)}$ , o sistema sairá de equilíbrio e o mesmo será deslocado para o lado esquerdo, formando mais reagentes.

II. Com a diminuição da quantidade de  $CO_{2(aq)}$  haverá consumo do íon hidrônio  $H_3O^+_{(aq)}$  o que implicará uma elevação no valor do pH do líquido.

III. O valor de pH do líquido geralmente permanece em torno de 3,0. Isto significa concentração do íon hidrônio  $H_3O^+_{(aq)}$  no líquido é 0,003 mol/L.

IV. O valor do pH do refrigerante, após ser aberto, se mantém em 3, devido à formação de um tampão entre um ácido fraco (ácido cítrico) e seu sal derivado (citrato de sódio).

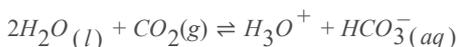
V. As soluções tampões (formadas por ácido fraco/base conjugada) têm a propriedade de resistir a mudanças de pH quando pequenas quantidades de ácidos ou bases lhes são adicionados.

A alternativa que contém todas as afirmativas corretas é:

- a) I, II, III e IV
- b) I, II, III e V
- c) I, III, IV e V
- d) I, II, IV e V
- e) II, III, IV e V

### Exercício 79

(UPE-SSA 2016) É comum ocorrer a eructação, mais conhecida por arroto, após a ingestão de refrigerante. A água gaseificada é um componente importante dos refrigerantes. Ela é produzida pela mistura de água e gás carbônico, sob baixa temperatura, em que se estabelece o seguinte equilíbrio químico:

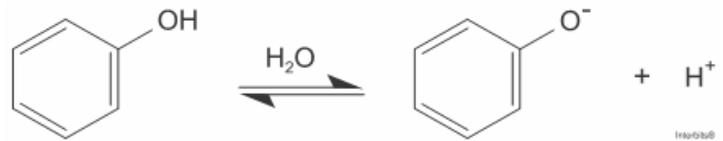


Considerando o equilíbrio químico indicado, um dos fatores que **NÃO** influencia na eructação após a ingestão de refrigerantes é a(o)

- a) elevação da temperatura no interior do estômago.
- b) acréscimo da concentração de íons hidrônio por causa do suco gástrico.
- c) presença do ácido clorídrico que funciona como catalisador para a reação inversa.
- d) aumento do volume no interior do estômago em comparação com o refrigerante envasado.
- e) diminuição da pressão no interior do estômago em comparação com o refrigerante envasado.

### Exercício 80

(Uerj 2021) O ânion fenolato, empregado na produção de corantes, é formado na ionização do fenol em solução aquosa, conforme representado abaixo:



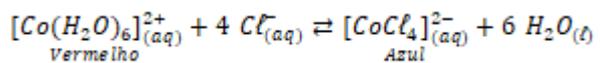
Considere um processamento no qual houve a dissolução completa de 0,01 mol de fenol em água para formar 1 L de solução a 20 °C. Nessa temperatura, a constante de acidez do fenol é igual a  $10^{-10}$ .

Atingido o equilíbrio químico da ionização, a concentração de ânion fenolato, em mol/L, na solução, é aproximadamente igual a:

- a)  $10^{-2}$
- b)  $10^{-4}$
- c)  $10^{-6}$
- d)  $10^{-8}$

### Exercício 81

(Fuvest 2021) Para estudar equilíbrio químico de íons  $Co^{2+}$  em solução, uma turma de estudantes realizou uma série de experimentos explorando a seguinte reação:



Nesse equilíbrio, o composto de cobalto com água,  $[Co(H_2O)_6]^{2+}_{(aq)}$ , apresenta coloração vermelha, enquanto o composto com cloretos,  $[CoCl_4]^{2-}_{(aq)}$ , possui coloração azul.

Para verificar o efeito de ânions de diferentes sais nessa mudança de cor, 7 ensaios diferentes foram realizados. Aos tubos contendo apenas alguns mL de uma solução de nitrato de cobalto II, de coloração vermelha, foram adicionadas pequenas quantidades de diferentes sais em cada tubo, como apresentado na tabela, com exceção do ensaio 1, no qual nenhum sal foi adicionado.

Após agitação, os tubos foram deixados em repouso por um tempo, e a cor final foi observada.

Ensaio	Sal adicionado	Cor inicial	Cor final
1	Nenhum	Vermelha	Vermelha
2	KCl	Vermelha	Azul
3	$Na_2SO_4$	Vermelha	Vermelha
4	CuCl	Vermelha	Vermelha
5	$K_2SO_4$	Vermelha	?
6	AgCl	Vermelha	?
7	NaCl	Vermelha	?

A alternativa que representa a cor final observada nos ensaios 5, 6 e 7, respectivamente, é:

	Cor final obtida no:		
	Ensaio 5 Adição de $K_2SO_4$	Ensaio 6 Adição de AgCl	Ensaio 7 Adição de NaCl
a)	Azul	Azul	Vermelha
b)	Azul	Vermelha	Azul
c)	Vermelha	Azul	Azul
d)	Vermelha	Vermelha	Azul
e)	Vermelha	Azul	Vermelha

Note e adote:

Solubilidade dos sais em g/100 mL de água a 20 °C

AgCl	$1,9 \times 10^{-4}$	NaCl	35,9
CuCl	$9,9 \times 10^{-3}$	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	13,9
KCl	34,2	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	11,1

- a) Azul - Azul - Vermelha  
 b) Azul - Vermelha - Azul  
 c) Vermelha - Azul - Azul  
 d) Vermelha - Vermelha - Azul  
 e) Vermelha - Azul - Vermelha

### Exercício 82

(Acafe 2021) A análise de uma água industrial indicou a presença de 0,010 mol/L de CaSO<sub>4</sub> e 0,005 mol/L de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> à temperatura de 25 °C. Para eliminar os cátions Ca<sup>2+</sup> e Na<sup>+</sup>, desta água, foi utilizada uma resina de troca iônica, em que os cátions são substituídos por H<sup>+</sup> na proporção 1:1.

Qual será o pOH desta água após o processo de troca iônica? (Dado: log 2 = 0,30)

- a) 1,7  
 b) 12,3  
 c) 2,3  
 d) 11,7

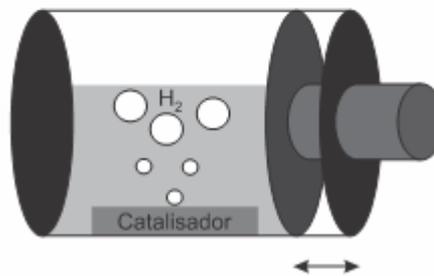
### Exercício 83

(Mackenzie 2012) O equilíbrio químico estabelecido a partir da decomposição do gás amônia, ocorrida em condições de temperatura e pressão adequadas, é representado pela equação química  $2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ . Considerando que, no início, foram adicionados 10 mol de gás amônia em um recipiente de 2 litros de volume e que, no equilíbrio, havia 5 mol desse mesmo gás, é correto afirmar que

- a) ao ser estabelecido o equilíbrio, a concentração do gás N<sub>2</sub> será de 1,25 mol/L.  
 b) foram formados, até ser estabelecido o equilíbrio, 15 mol de H<sub>2</sub>(g).  
 c) a concentração do gás amônia no equilíbrio será de 5 mol/L.  
 d) haverá, no equilíbrio, maior quantidade em mols de gás amônia do que do gás hidrogênio.  
 e) a concentração do gás hidrogênio no equilíbrio é 2,5 mol/L.

### Exercício 84

(UFPR 2015) Recentemente, a produção fotocatalítica de hidrogênio vem atraindo atenção devido ao processo que gera um combustível limpo, o qual é utilizado em células a combustível. O processo se baseia na separação da água nos seus componentes, conforme equilíbrio inserido no esquema, utilizando luz solar e um fotocatalisador (p. ex. NaTaO<sub>3</sub>; La). O processo é extremamente endotérmico, necessitando 1,23 eV para ocorrer. Num experimento, o processo foi realizado num sistema fechado, como esquematizado abaixo. Considerando essas informações, identifique as afirmativas a seguir como verdadeiras (V) ou falsas (F):



- ( ) A quantidade de fotocatalisador limita a conversão.  
 ( ) O aumento da temperatura irá favorecer a conversão.  
 ( ) A diminuição do volume do sistema irá favorecer a conversão.  
 ( ) É condição necessária para a produção de hidrogênio que o fotocatalisador absorva energia solar superior a 1,23 eV.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta, de cima para baixo

- a) F – V – V – F.  
 b) V – V – F – V.  
 c) V – F – F – V.  
 d) V – V – V – F.  
 e) F – F – V – V.

### Exercício 85

(Udesc 2019) Uma pessoa ao temperar sua salada utilizou apenas uma pitada de sal (cloreto de sódio) e aproximadamente 3 mL de vinagre (solução aquosa contendo ácido acético) e 9 mL de água.

Considere que o sal não influenciará o pH, que o vinagre é uma solução 4% (m/v) de ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH), sendo esta a substância responsável pelo caráter ácido desta solução.



Dados:

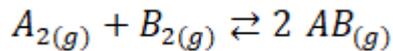
densidade do vinagre = 1,05 g/mL; Ka =  $1,75 \times 10^{-5}$ ; H = 1; C = 12; O = 16

A expressão de equilíbrio do ácido acético é:

- a)  $1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,175 - x}$   
 b)  $1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{0,175 - x}{x - 0,175}$   
 c)  $1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{0,175 - x}{x \cdot x}$   
 d)  $1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,70 - x}$   
 e)  $1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{0,70 - x}{x \cdot x}$

### Exercício 86

(Mackenzie 2017) Em um balão de capacidade igual a 10 L, foram adicionados 1 mol da espécie  $A_{2(g)}$  e 2 mols da espécie  $B_{2(g)}$ . Tais reagentes sofreram transformação de acordo com a equação a seguir:

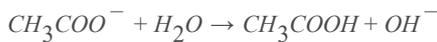


Considerando-se que, no estado de equilíbrio químico, a concentração da espécie  $AB_{(g)}$  seja de  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , a constante de equilíbrio ( $K_c$ ), para esse processo, é aproximadamente igual a

- 0,25
- 1,33
- 5,00
- 6,66
- 7,50

#### Exercício 87

(Uftm 2012) Em soluções aquosas de acetato de sódio, o íon acetato sofre hidrólise:



O hidróxido de magnésio é pouco solúvel em água:



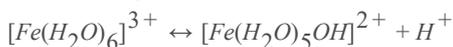
Considere as seguintes afirmações:

- Solução aquosa de acetato de sódio tem pH acima de 7,0.
  - Quando são adicionadas gotas de ácido clorídrico na solução de acetato de sódio, o equilíbrio da equação de hidrólise é deslocado para o lado da formação dos íons acetato.
  - Quando se adiciona solução de nitrato de magnésio na solução de acetato de sódio, o equilíbrio da equação de hidrólise é deslocado para o lado da formação do ácido acético.
- Está correto o que se afirma em

- I, II e III.
- I e II, apenas.
- I e III, apenas.
- II e III, apenas.
- III, apenas.

#### Exercício 88

(Fgv 2015) Estudos ambientais revelaram que o ferro é um dos metais presentes em maior quantidade na atmosfera, apresentando-se na forma do íon de ferro +3 hidratado,  $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ . O íon de ferro na atmosfera se hidrolisa de acordo com a equação



(Química Nova, vol. 25, nº. 2, 2002. Adaptado)

Um experimento em laboratório envolvendo a hidrólise de íons de ferro em condições atmosféricas foi realizado em um reator de capacidade de 1,0 L. Foi adicionado inicialmente 1,0 mol de  $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$  e, após a reação atingir o equilíbrio, havia sido formado 0,05 mol de íons  $H^+$ . A constante de equilíbrio dessa reação nas condições do experimento tem valor aproximado igual a

- $2,5 \times 10^{-1}$
- $2,5 \times 10^{-3}$

- $2,5 \times 10^{-4}$
- $5,0 \times 10^{-2}$
- $5,0 \times 10^{-3}$

#### Exercício 89

(Acafe 2019) Considere os equilíbrios químicos genéricos a seguir e suas respectivas constantes, sob temperatura de  $25^\circ\text{C}$ :

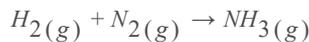
- $A \leftrightarrow B + C$   $K_1 = 3 \times 10^{-2}$
- $D \leftrightarrow 2B + E$   $K_2 = 2 \times 10^{-5}$
- $2A + E \leftrightarrow 2C + D$   $K_3 = ?$

Baseado nos conceitos químicos e nas informações fornecidas, assinale a alternativa **correta** que contém o valor da constante  $K_3$ :

- $6 \cdot 10^{-7}$
- 3000
- 45
- 1500

#### Exercício 90

(CEFET-MG 2015) O processo de obtenção da amônia é representado pela equação não balanceada seguinte.

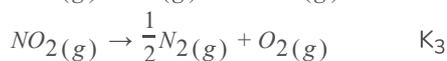
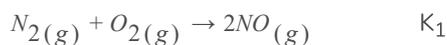


Em um recipiente fechado foram colocados 3 mols de hidrogênio e 1 mol de nitrogênio, sendo que a pressão total inicial foi de 40 atm. Após o equilíbrio, essa pressão diminuiu para 30 atm. Nessas condições, a pressão parcial da amônia no equilíbrio, em atm, é igual a

- 5
- 10
- 15
- 20
- 30

#### Exercício 91

(ITA 2015) Considere as seguintes reações químicas e respectivas constantes de equilíbrio:



Então,  $K_3$  é igual a

- $\frac{1}{(K_1 K_2)}$
- $\frac{1}{2(K_1 K_2)}$
- $\frac{1}{4(K_1 K_2)}$
- $\left(\frac{1}{K_1 K_2}\right)^{1/2}$
- $\left(\frac{1}{K_1 K_2}\right)^2$

#### Exercício 92

(Upe-ssa 1 2018) Os antiácidos são medicamentos, que atuam para neutralizar o ácido clorídrico (HCl), liberado pelas células

parietais no estômago. Ao ingerirmos comidas e bebidas em excesso, normalmente buscamos tais remédios para aliviar os sintomas.

Qual das substâncias a seguir é a melhor para funcionar como medicamento antiácido?

- NaCl
- NaOH
- CaCO<sub>3</sub>
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- CaCl<sub>2</sub>

### Exercício 93

(Pucsp 2017) Dados:

Constante de ionização (K<sub>a</sub>) do H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = 4 x 10<sup>-7</sup>

Constante de ionização (K<sub>a</sub>) do NH<sub>3</sub> = 2 x 10<sup>-5</sup>

Constante de ionização (K<sub>a</sub>) do H<sub>2</sub>O = 1 x 10<sup>-14</sup>

Os indicadores ácido base são substâncias cuja cor se altera em uma faixa específica de pH. A tabela a seguir apresenta a faixa de viragem (mudança de cor) de alguns indicadores ácido base.

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

A partir da análise dessa tabela, um técnico executou um procedimento para distinguir algumas soluções.

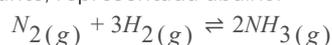
Para diferenciar uma solução de HCl de concentração 1,0 mol/L de uma solução de HCl de concentração 0,01 mol/L ele utilizou o indicador X. Para diferenciar uma solução de bicarbonato de sódio (NaHCO<sub>3</sub>) de concentração 0,01 mol/L de uma solução de cloreto de amônio (NH<sub>4</sub>Cl) de concentração 0,01 mol/L ele utilizou o indicador Y. Para diferenciar uma solução de amoníaco (NH<sub>3</sub>) de concentração 1,0 x 10<sup>-3</sup> mol/L de uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) de concentração 0,1 mol/L ele utilizou o indicador Z.

A alternativa que apresenta os indicadores X, Y e Z, respectivamente, adequados para cada um dos procedimentos propostos pelo técnico é

- Violeta de Metila; Azul de Bromotimol; Amarelo de Alizarina R
- Violeta de Metila; Fenolftaleína; Azul de Bromotimol.
- Alaranjado de metila; Azul de bromotimol; Fenolftaleína.
- Alaranjado de metila; Violeta de metila; Amarelo de alizarina R.

### Exercício 94

(UFSC 2019) A amônia é amplamente utilizada na produção de fertilizantes e também é utilizada como precursor para a produção de diversos polímeros. A formação da amônia a partir da reação entre hidrogênio e nitrogênio é uma reação química industrial importante, representada abaixo:



Essa reação (direta) possui um  $\Delta H = -46,2$  kJ/mol e é normalmente realizada utilizando-se um excesso de hidrogênio.

Sobre o assunto e com base nas informações acima, é correto afirmar que:

- a reação direta é endotérmica e a reação inversa é exotérmica.
- a remoção de amônia do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, no sentido de formação dos produtos.
- o aumento da temperatura favorecerá o processo de produção de amônia.
- a redução na pressão do sistema deslocará o equilíbrio para a esquerda.
- a adição de hidrogênio em excesso ao sistema favorecerá a reação de formação dos reagentes.
- a presença de um catalisador reduzirá o tempo necessário para que a reação atinja o equilíbrio.
- ao iniciar a reação, sua velocidade é reduzida gradativamente até que seja atingido o equilíbrio e, então, passa a ocorrer a variação nas concentrações de produtos e reagentes.

### Exercício 95

(Udesc 2012) Um dos principais tipos de solo no Brasil é o latossolo vermelho-amarelo, que apresenta óxidos de ferro e de alumínio na sua composição. Uma amostra deste tipo de solo

apresentou pH = 4. Analise as proposições abaixo em relação a esses dados.

- O aumento do pH pode ser realizado pela adição de calcário, porque o carbonato de cálcio em contato com a umidade do solo hidrolisa, produzindo bicarbonato, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> e hidróxido, OH<sup>-</sup>.
- O aumento do pH pode ser realizado pela adição de salitre, que é composto principalmente por nitrato de sódio.

III. O íon alumínio (Al<sup>3+</sup>) é um dos componentes responsáveis pela acidez no solo, porque na hidrólise gera íons H<sup>+</sup>. Assinale a alternativa correta.

- Somente as proposições II e III são verdadeiras.
- Somente a proposição I é verdadeira.
- Somente a proposição II é verdadeira.
- Somente as proposições I e III são verdadeiras.
- Somente a proposição III é verdadeira.

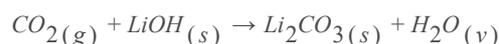
### Exercício 96

(Pucpr 2016) Os efeitos tóxicos do dióxido de carbono exigem a sua remoção contínua de espaços fechados. A reação entre hidróxido de lítio e de dióxido de carbono é usada para remover o gás de naves espaciais e submarinos. O filtro utilizado nestes equipamentos é basicamente composto de hidróxido lítio. O ar seria direcionado para o filtro através de ventiladores, ao entrar em contato com o hidróxido de lítio presente nos filtros ocorre a reação com o dióxido de carbono existente no ar. A reação global é exotérmica, formando carbonato de lítio sólido e água no estado gasoso.

Disponível em:

<<http://www.abq.org.br/cbq/2014/trabalhos/14/4463-18723.html>>.

Analisando o texto e a reação não balanceada, assinale a alternativa CORRETA.



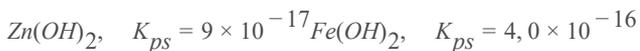
- A reação entre o gás carbônico e hidróxido de lítio forma um sal com pOH < 7.

- b) A constante de hidrólise deste sal é dada pela seguinte relação:  $K_h = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_2\text{CO}_3] / [\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$
- c) É impossível a reação de hidrólise entre o hidróxido de lítio e o ácido carbônico, reagentes responsáveis pela produção de carbonato de lítio.
- d) A constante de hidrólise para o referido sal pode ser dada por:  $K_h = K_w$ .
- e) A reação acima é exotérmica, ou seja, torna o ambiente muito frio.

### Exercício 97

(Unifor 2014) A precipitação química é um dos métodos utilizados para tratamento de efluentes da indústria galvânica, tendo como vantagens o baixo custo e a disposição de agentes alcalinizantes como a cal. Em um processo de precipitação a elevação do pH a valores acima 9,0 promove a precipitação de metais na forma de hidróxidos e posteriormente sua separação. Considerando uma solução cuja concentração de íons  $\text{Fe}^{2+}$  seja 5,58 mg/L e a concentração de íons  $\text{Zn}^{2+}$  seja de 6,54 g/L podemos afirmar que a concentração de hidroxila necessária para que ocorra unicamente a precipitação do  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  deverá ser:

Dados:

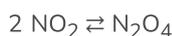


Zn = 65,4; Fe = 55,8.

- a) Maior que  $3 \times 10^{-8}$  e menor que  $2 \times 10^{-6}$
- b) Menor que  $3 \times 10^{-8}$  e maior que  $4 \times 10^{-16}$
- c) Maior que  $9 \times 10^{-17}$  e menor que  $2 \times 10^{-6}$
- d) Menor que  $3 \times 10^{-8}$  e maior que  $4 \times 10^{-16}$
- e) Maior que  $9 \times 10^{-17}$  e menor que  $4 \times 10^{-16}$

### Exercício 98

(Ufrgs 2019) Quando se monitoram as concentrações na reação de dimerização do  $\text{NO}_2$ ,



obtem-se a seguinte tabela (concentrações em mol  $\text{L}^{-1}$ )

	$\text{NO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_4$
Inicial	2	0
Tempo muito longo	x	0,8

Qual o valor de x em mol  $\text{L}^{-1}$  e qual o valor da constante de equilíbrio em termos das concentrações?

- a)  $x = 0,4$ ;  $K_c = 5$
- b)  $x = 0,4$ ;  $K_c = 1$
- c)  $x = 0,8$ ;  $K_c = 2$
- d)  $x = 1,6$ ;  $K_c = 5$
- e)  $x = 2,0$ ;  $K_c = 4$

### Exercício 99

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Para resolver a(s) questão(ões) a seguir considere o texto retirado do website da Universidade Federal de São Paulo (UNIFESP).

“[...] Junho de 2003. Um erro em uma indústria farmacêutica provoca intoxicação em dezenas de pessoas. Há uma morte confirmada e outras 15 suspeitas. A causa: um veneno chamado carbonato de bário. O Celobar, medicamento que causou a

tragédia, deveria conter somente sulfato de bário. Mas, na tentativa de transformar o carbonato em sulfato, algum erro fez com que quase 15% da massa do Celobar comercializado fosse de carbonato de bário.

Pacientes tomam sulfato de bário para que os órgãos de seu sistema digestório fiquem visíveis nas radiografias. É o chamado contraste. O problema é que os íons bário são muito tóxicos. Quando absorvidos causam vômito, cólicas, diarreia, tremores, convulsões e até a morte. Cerca de 0,5 g é dose fatal. Mas, se a toxicidade é do bário, por que o sulfato de bário não é perigoso e o carbonato de bário sim?

É que o sulfato de bário praticamente não se dissolve na água. Sua solubilidade em água é de apenas  $1,0 \times 10^{-5}$  mol/L (sob temperatura de 25 °C) O que os pacientes ingerem é uma suspensão aquosa desse sal em que a maior parte dele não está dissolvida. Sem dissolução, não há, praticamente, dissociação do sal. É por isso que os íons bário não são liberados para serem absorvidos pelo organismo. Não há perigo.

Ainda assim, só para garantir, essa suspensão costuma ser preparada em uma solução de sulfato de potássio, um sal bastante solúvel em água. A função desse sal é aumentar a concentração de íons sulfato. Desse modo, o equilíbrio da dissociação do sal é bem deslocado para a esquerda, diminuindo ainda mais a presença de íons bário na suspensão.

Com o carbonato de bário é diferente. Apesar de pouco solúvel em água, ele reage com o ácido clorídrico do nosso estômago formando um sal solúvel, o cloreto de bário. Ao se dissolver, esse sal se dissocia, liberando íons bário para o organismo. O corpo absorve esses íons, e a intoxicação acontece. Triste é saber que uma simples gota de ácido clorídrico, misturada ao Celobar, teria evitado a tragédia. Essa gota produziria bolhas de gás carbônico, o que evidenciaria a presença do veneno no medicamento [...]”.

<http://www2.unifesp.br/reitoria/residuos/curiosidades/casocelobar>  
(data do acesso: 12/04/2016).

(Acafe 2016) Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos é correto afirmar, **exceto**:

- a) Os íons sulfato provenientes do  $\text{K}_2\text{SO}_4$  diminuem a solubilidade do  $\text{BaSO}_4$ , pelo o efeito do íon comum.
- b) Em todos os compostos iônicos pouco solúveis, quanto maior o valor da constante do produto de solubilidade ( $K_s$ ), maior será a solubilidade.
- c) A constante do produto de solubilidade  $K_s$  do sulfato de bário pode ser expresso como:  $K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$
- d) A solubilidade e a constante do produto de solubilidade  $K_s$  do sulfato de bário podem variar com a temperatura.

### Exercício 100

(Ifsc 2017) O tratamento da água de uma piscina ocorre em várias etapas que envolvem processos físicos e químicos. As substâncias relacionadas na tabela abaixo são utilizadas para ajuste de pH, alcalinidade e desinfecção da água.

Substância	pH em solução
HCl	1
$\text{NaHCO}_3$	10

Ca(ClO) <sub>2</sub>	8
O <sub>3</sub>	7

Sobre essas substâncias e suas funções no tratamento da água da piscina, assinale a soma da(s) proposição(ões) CORRETA(S).

- 01) O HCl é um ácido e tem a função de elevar o pH da água.  
 02) Dentre as substâncias apresentadas na tabela, três delas são alcalinas e uma é ácida.  
 04) O NaHCO<sub>3</sub>, por apresentar um caráter básico, é responsável pelo controle da alcalinidade da água.  
 08) Quando adicionado à água da piscina, o HCl neutraliza as substâncias alcalinas presentes.  
 16) O hipoclorito de cálcio é responsável pelo fornecimento de cloro para desinfecção e, por apresentar um caráter ácido, reduz o pH da água.  
 32) A substância simples mostrada na tabela é um poderoso agente desinfectante utilizado não só em piscinas, mas também em purificadores de água.

### Exercício 101

(UDESC 2016) As reações químicas dependem de colisões eficazes que ocorrem entre as moléculas dos reagentes. Quando se pensa em sistema fechado, é de se esperar que as colisões ocorram entre as moléculas dos produtos em menor ou maior grau, até que se atinja o equilíbrio químico.

À temperatura ambiente, o NO<sub>2(g)</sub>, gás castanho-avermelhado, está sempre em equilíbrio com o seu dímero, o N<sub>2</sub>O<sub>4(g)</sub>, gás incolor.

Em um experimento envolvendo a dissociação de N<sub>2</sub>O<sub>4(g)</sub> em NO<sub>2(g)</sub> coletaram-se os seguintes dados: a amostra inicial de N<sub>2</sub>O<sub>4(g)</sub> utilizada foi de 92 g, em um dado momento a soma dos componentes N<sub>2</sub>O<sub>4(g)</sub> e NO<sub>2(g)</sub> foi de 1,10 mol.

Com base nesses dados, pode-se dizer que a quantidade dissociada em mols de N<sub>2</sub>O<sub>4(g)</sub> é:

- a) 0,20  
 b) 0,10  
 c) 0,40  
 d) 0,60  
 e) 0,80

### Exercício 102

(Ufrgs 2017) O ácido fluorídrico, solução aquosa do fluoreto de hidrogênio (HF) com uma constante de acidez de  $6,6 \times 10^{-4}$ , tem, entre suas propriedades, a capacidade de atacar o vidro, razão pela qual deve ser armazenado em recipientes plásticos.

Considere as afirmações abaixo, a respeito do ácido fluorídrico.

- I. É um ácido forte, pois ataca até o vidro.  
 II. Tem, quando em solução aquosa, no equilíbrio, concentração de íons fluoreto muito inferior à de HF.  
 III. Forma fluoreto de sódio insolúvel, quando reage com hidróxido de sódio.

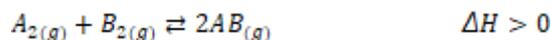
Quais estão corretas?

- a) Apenas I.

- b) Apenas II.  
 c) Apenas III.  
 d) Apenas I e II.  
 e) I, II e III.

### Exercício 103

(Mackenzie 2014) Considere o processo representado pela transformação reversível equacionada abaixo.



Inicialmente, foram colocados em um frasco com volume de 10 L, 1 mol de cada um dos reagentes. Após atingir o equilíbrio, a uma determinada temperatura T, verificou-se experimentalmente que a concentração da espécie AB<sub>(g)</sub> era de 0,10 mol/L.

São feitas as seguintes afirmações, a respeito do processo acima descrito.

- I. A constante K<sub>C</sub> para esse processo, calculada a uma dada temperatura T, é 4.  
 II. A concentração da espécie A<sub>2(g)</sub> no equilíbrio é de 0,05 mol/L.  
 III. Um aumento de temperatura faria com que o equilíbrio do processo fosse deslocado no sentido da reação direta.

Assim, pode-se confirmar que

- a) é correta somente a afirmação I.  
 b) são corretas somente as afirmações I e II.  
 c) são corretas somente as afirmações I e III.  
 d) são corretas somente as afirmações II e III.  
 e) são corretas as afirmações I, II e III.

### Exercício 104

(Ime 2021) A uma solução aquosa de ácido carbônico, adiciona-se bicarbonato de sódio e posteriormente ácido clorídrico. Assinale a alternativa correta.

- a) O ácido carbônico é um oxiácido moderado.  
 b) A adição do bicarbonato não altera o equilíbrio de ionização do ácido carbônico.  
 c) A adição do bicarbonato aumenta o grau de ionização do ácido carbônico.  
 d) A adição do bicarbonato não altera o valor da constante de equilíbrio.  
 e) A adição de ácido clorídrico, em pequenas quantidades, contribuirá para a diminuição do pH da solução.

### Exercício 105

(Fgv 2014) A indústria alimentícia emprega várias substâncias químicas para conservar os alimentos e garantir que eles se mantenham adequados para consumo após a fabricação, transporte e armazenagem nos pontos de venda. Dois exemplos disso são o nitrato de sódio adicionado nos produtos derivados de carnes e o sorbato de potássio, proveniente do ácido sórbico HC<sub>6</sub>H<sub>7</sub>O<sub>2</sub> (K<sub>a</sub> =  $2 \times 10^{-5}$  a 25 °C), usado na fabricação de queijos.

As soluções aquosas dos sais de nitrato de sódio e de sorbato de potássio têm, respectivamente, pH

- a) igual a 7; maior que 7.

- b) igual a 7; menor que 7.  
 c) menor que 7; igual a 7.  
 d) menor que 7; maior que 7.  
 e) maior que 7; menor que 7.

### Exercício 106

(Mackenzie 2014) Considere o processo representado pela transformação reversível equacionada abaixo.



Inicialmente, foram colocados em um frasco com volume de 10 L, 1 mol de cada um dos reagentes. Após atingir o equilíbrio, a uma determinada temperatura T, verificou-se experimentalmente que a concentração da espécie  $AB(g)$  era de 0,10 mol/L.

São feitas as seguintes afirmações, a respeito do processo acima descrito.

- I. A constante  $K_C$  para esse processo, calculada a uma dada temperatura T, é 4.  
 II. A concentração da espécie  $A_{2(g)}$  no equilíbrio é de 0,05 mol/L.  
 III. Um aumento de temperatura faria com que o equilíbrio do processo fosse deslocado no sentido da reação direta.

Assim, pode-se confirmar que

Assim, pode-se confirmar que

- a) é correta somente a afirmação I.  
 b) são corretas somente as afirmações I e II.  
 c) são corretas somente as afirmações I e III.  
 d) são corretas somente as afirmações II e III.  
 e) são corretas as afirmações I, II e III.

### Exercício 107

(Fuvest 2020) 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.

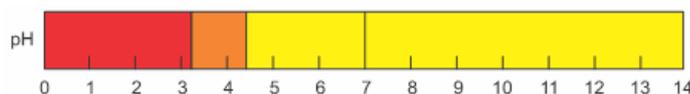
Números tirados nos dados		Dado amarelo (adição de base)					
		1	2	3	4	5	6
Dado vermelho (adição de ácido)	1	7,0	2,1				2,0
	2			3,1			
	3			7,0			4,1
	4				7,0		
	5	11,9			8,9		
	6					7,9	7,0

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

Note e adote:

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

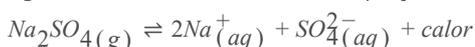
Menor que 3,3	3,3 a 4,4	Maior que 4,4
Vermelho	Laranja	Amarelo



- a)  $\frac{1}{12}$   
 b)  $\frac{1}{6}$   
 c)  $\frac{1}{4}$   
 d)  $\frac{11}{36}$   
 e)  $\frac{5}{12}$

### Exercício 108

(PUC-RS 2015) O processo de dissolução do sulfato de sódio em água é exotérmico, conforme a equação:



À medida que se resfria o sistema, é possível observar um deslocamento do equilíbrio em um certo sentido. Pode-se promover deslocamento no mesmo sentido com

- a) a adição de um catalisador.  
 b) o aquecimento do sistema.  
 c) a adição de uma porção de solução de sulfato de potássio.  
 d) a adição de uma porção de solução de cloreto de sódio.  
 e) nenhuma das alternativas.

### Exercício 109

(Acafe 2020) Foi preparada uma solução tampão acetato pela mistura de 500 mL de uma solução contendo 12 g/L de ácido

acético (CH<sub>3</sub>COOH) com 500 mL de uma solução contendo 0,1 mol/L de acetato de sódio à temperatura de 25 °C.

Dados:  $K_{a\text{ácido acético}} = 1,8 \times 10^{-5}$ ;  $\log 2 = 0,30$ ;  $\log 3 = 0,48$ ;  $\log 5 = 0,70$   
C = 12; H = 1; O = 16.

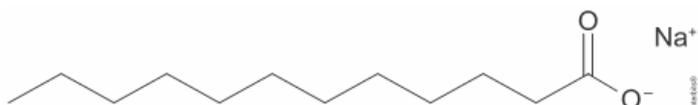
Assinale a alternativa que contém o pH da solução tampão preparada.

- a) 4,74
- b) 4,44
- c) 5,04
- d) 4,14

### Exercício 110

(PUC-RS 2015) Analise o texto a seguir.

O sabão é um dos produtos químicos de maior importância no cotidiano. É produzido a partir de óleos e gorduras de origem vegetal ou animal e, na maioria das vezes, constitui-se dos sais de sódio ou potássio derivados de ácidos graxos. A estrutura abaixo é típica de sabões:



Embora o sabão seja muito solúvel em meio aquoso, é possível diminuir sua solubilidade.

Uma forma efetiva de diminuir a quantidade de sabão dissolvido é adicionar certos compostos à solução. Dois exemplos são:

- a) açúcar e sal de cozinha.
- b) sal de cozinha e ácido de bateria.
- c) ácido de bateria e amoníaco.
- d) amoníaco e água.
- e) água e açúcar.

### Exercício 111

(Ufrgs 2017) A tabela abaixo relaciona as constantes de acidez de alguns ácidos fracos.

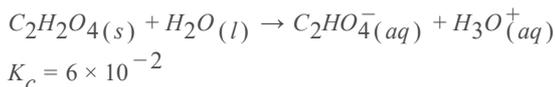
Ácido	Constante
HCN	$4,9 \times 10^{-10}$
HCOOH	$1,8 \times 10^{-4}$
CH <sub>3</sub> COOH	$1,8 \times 10^{-5}$

A respeito das soluções aquosas dos sais sódicos dos ácidos fracos, sob condições de concentrações idênticas, pode-se afirmar que a ordem crescente de pH é

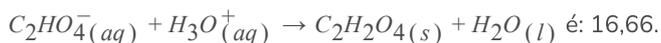
- a) cianeto < formiato < acetato.
- b) cianeto < acetato < formiato.
- c) formiato < acetato < cianeto.
- d) formiato < cianeto < acetato.
- e) acetato < formiato < cianeto.

### Exercício 112

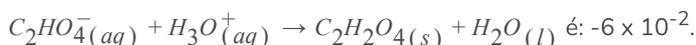
(UEPA 2014) O *Ácido oxálico* é um ácido dicarboxílico tóxico e presente em plantas, como espinafre e azedinhas. Embora a ingestão de ácido oxálico puro seja fatal, seu teor na maioria das plantas comestíveis é muito baixo para apresentar um risco sério. É um bom removedor de manchas e ferrugem, sendo usado em várias preparações comerciais de limpeza. Além disso, a grande maioria dos cálculos renais são constituídos pelo oxalato de cálcio monohidratado, um sal de baixa solubilidade derivado deste ácido. Levando em consideração a reação abaixo, assinale a alternativa correta:



a) a  $K_c$  da reação



b) a  $K_c$  da reação:



c) se a concentração da solução for multiplicada por 2, qual o valor do  $K_1 = 12 \times 10^{-2}$ .

d) o ácido oxálico é um ácido forte.

e) a adição de HCl à solução não altera o equilíbrio da reação.

### Exercício 113

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Leia a tirinha a seguir e responda à(s) questão(ões).



(Disponível em: <<https://dicasdeciencias.com/2011/03/28/garfield-saca-tudo-de-fisica/>>. Acesso em: 27 abr. 2016.)

(Uel 2017) Entre algumas interpretações, a charge traz um apelo ao cuidado com a saúde. As características e as propriedades nutricionais de um produto industrializado a ser ingerido cotidianamente são muito importantes para promover a saúde alimentar, o que implica a necessidade de o consumidor verificar o rótulo dos produtos alimentícios. A tabela a seguir apresenta informações nutricionais de uma bebida láctea destinada ao público infantil.

Informação nutricional/45 g (1 pote)	Quantidade/pote
Açúcar adicionado (sacarose, C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> )	5,13 g
Proteínas	2,8 g
Gorduras totais	1,4 g
Gorduras saturadas	0,9 g
Sódio	27 mg
Cálcio	150 mg
Gordura trans	0 g
Gorduras monoinsaturadas	0 g
Gorduras polinsaturadas	0 g
Fibra alimentar	0 g
Ferro	1 mg
Fósforo	105 mg
Zinco	1 mg
Vitamina D	1,5 µg
Vitamina E	1,5 mg

Dados:

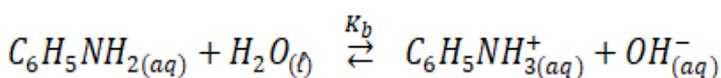
- massas molares (g/mol) = C=12; H=1; O=16.
- $\Delta H$  de combustão da sacarose = -1350 kcal/mol
- $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1,3 \times 10^{-32}$ ;  $K_{ps}(\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2) = 1,0 \times 10^{-36}$ .
- vitaminas D e E são lipossolúveis; proteínas possuem, em média, 16,5% de nitrogênio.

Considerando as informações apresentadas na tabela e com base nos conhecimentos sobre termoquímica, reações químicas, sistemas heterogêneos e propriedades de ácidos carboxílicos, assinale a alternativa correta.

- A quantidade de energia liberada, por meio da combustão completa de sacarose, ao serem ingeridos dois potes da bebida láctea, é de 2700 kcal.
- Se a bebida láctea for ingerida após uma refeição rica em gorduras, a disponibilidade das vitaminas D e E na forma livre para o organismo será menor.
- Se as gorduras totais são, majoritariamente, ácidos graxos livres saturados de cadeia longa, então, após ingestão da bebida láctea, elas serão mais bem dissolvidas na fase aquosa do sangue.
- Se o ferro está na forma Fe<sup>2+</sup> e o cálcio na forma Ca<sup>2+</sup> na presença de fosfato e na ausência de qualquer outra espécie química, a disponibilidade dos íons Ca<sup>2+</sup> para o organismo será maior.
- O consumo de um pote da bebida láctea equivale à ingestão de, aproximadamente, 1,6 g de nitrogênio

#### Exercício 114

(Unesp 2021) A solução aquosa de anilina é básica devido à ocorrência do equilíbrio:



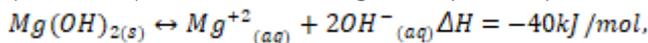
Sabe-se que  $K_b \approx 4 \times 10^{-10}$  a 25 °C e que o valor de pH de uma solução aquosa saturada de anilina a 25 °C é próximo de 9. Com base nessas informações e sabendo que  $K_w$  nessa temperatura é

igual a  $1 \times 10^{-14}$ , a concentração aproximada da solução saturada de anilina a 25 °C é

- 0,02 mol/L.
- 0,5 mol/L.
- 0,1 mol/L.
- 0,3 mol/L.
- 0,8 mol/L.

#### Exercício 115

(Uern 2015) Considerando o seguinte equilíbrio químico:



marque (V) para as afirmativas verdadeiras e (F) para as falsas.

- Trata-se de um equilíbrio heterogêneo.
- Se aumentar a concentração de hidróxido de magnésio, o equilíbrio será deslocado para direita.
- Aumentando a pressão do sistema, o equilíbrio será deslocado para a esquerda.
- Aumentando a concentração de íons magnésio, a reação será deslocada para a direita.
- Diminuindo a temperatura do sistema, a reação será deslocada para a direita.

A sequência está correta em

- F, V, F, V, F.
- V, F, F, V, V.
- V, V, V, F, F.
- V, F, F, F, V.
- V, F, V, F.

#### Exercício 116

(Espcex (Aman) 2019) A uma solução aquosa de 100 mL de ácido clorídrico (HCl) de concentração  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  foram adicionados 400 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH) de concentração  $0,75 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Considerando que:

- a solução básica foi parcialmente neutralizada pela solução do ácido;
- o ácido clorídrico é um ácido forte ( $\alpha = 100\%$ );
- o hidróxido de sódio é uma base forte ( $\alpha = 100\%$ ).

O pH da mistura resultante dessa reação de neutralização é

Dado:  $\log 4 = 0,60$

- 13,6.
- 11,4.
- 9,8.
- 7,5.
- 4,3.

#### Exercício 117

(Unesp 2021) Uma amostra de água mineral natural a 25 °C foi testada com três indicadores ácido-base. Os resultados desse teste estão indicados na última coluna da tabela.

Indicador	Viragem de cor do indicador	Intervalo de pH de viragem de	Cor apres pela amo

		cor	água (02) Para que essa reação atinja o equilíbrio mais rapidamente, pode-se aumentar a concentração de SO <sub>2(g)</sub> ou de O <sub>2(g)</sub> .
Vermelho neutro	Vermelho-azulado para amarelo-alaranjado	6,8 a 8,0	04) Para melhorar o rendimento dessa reação pode-se aumentar o volume do recipiente em que a reação ocorre e, desta forma, diminuir a pressão.
Amarelo de alizarina	Amarelo-claro para amarelo-acastanhado	10,0 a 12,1	08) A síntese do SO <sub>3</sub> é uma reação exotérmica.
Púrpura de cresol	Amarelo para púrpura	7,4 a 9,0	

Analisando as informações da tabela e sabendo que o produto iônico da água a 25 °C, Kw, é igual a 1×10<sup>-14</sup>, a concentração de íons OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> nessa água mineral, em mol/L, está entre

- 1×10<sup>-9</sup> e 1×10<sup>-8</sup>.
- 1×10<sup>-10</sup> e 1×10<sup>-9</sup>.
- 1×10<sup>-5</sup> e 1×10<sup>-4</sup>.
- 1×10<sup>-6</sup> e 1×10<sup>-5</sup>.
- 1×10<sup>-12</sup> e 1×10<sup>-10</sup>.

### Exercício 118

(Ufg 2013) Alguns princípios ativos de medicamentos são bases fracas e, para serem absorvidos pelo organismo humano, obedecem, como um dos parâmetros, a equação de Henderson-Hasselbach. Essa equação determina a razão molar entre forma protonada e não protonada do princípio ativo dependendo do pH do meio. A forma não protonada é aquela que tem maior capacidade de atravessar as membranas celulares durante o processo de absorção. A equação de Henderson-Hasselbach adaptada para bases fracas é representada a seguir.

$$\log_{10} \frac{[\text{protonada}]}{[\text{não protonada}]} = pka - pH$$

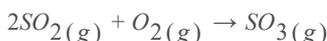
Nessa equação, pka é a constante de dissociação do princípio ativo.

Considerando-se essa equação, um medicamento caracterizado como base fraca, com pka de 4,5, terá maior absorção

- no estômago, com pH de 1,5.
- na bexiga, com pH de 2,5.
- no túbulo coletor do néfron, com pH de 3,5.
- na pele, com pH de 4,5.
- no duodeno, com pH de 6,5.

### Exercício 119

(Uepg 2015) Considerando a equação em equilíbrio, de síntese do SO<sub>3</sub>.



As constantes de equilíbrio, K<sub>c</sub> para essa reação em diferentes temperaturas são as seguintes:

Kc	Temperatura (K)
100	1000
2	1200

Com base nessa equação e os fatores que podem afetar o seu equilíbrio, assinale o que for correto.

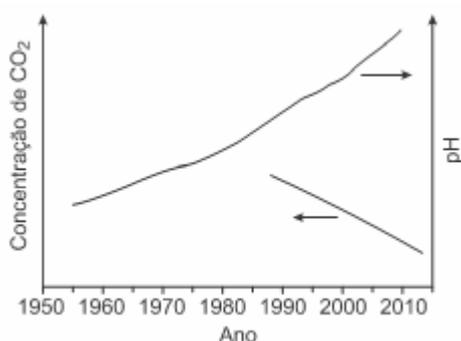
01) Para melhorar o rendimento dessa reação pode-se diminuir a concentração de SO<sub>2(g)</sub> ou de O<sub>2(g)</sub>.

16) Para melhorar o rendimento dessa reação deve-se abaixar a temperatura.

### Exercício 120

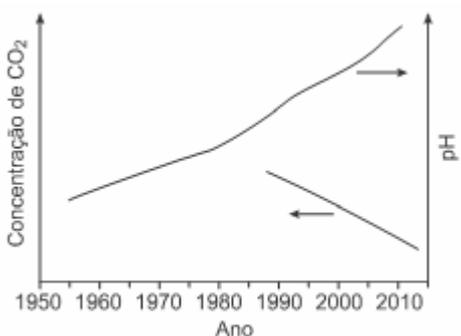
(Unicamp 2020) A atividade humana tem grande impacto na biosfera; um exemplo é o que vem ocorrendo na água dos oceanos nas últimas décadas. Assinale a alternativa que corretamente evidencia a influência da atividade humana no pH da água dos oceanos e como ela se acentua em função da região do planeta.

a)



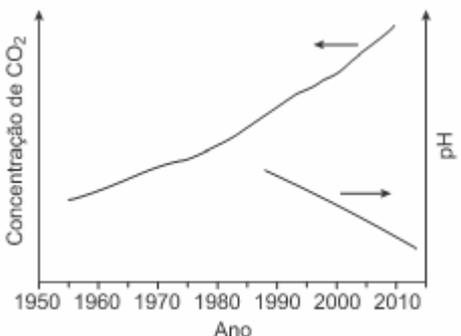
Essa influência se acentua na região dos polos, em razão da temperatura da água do mar.

b)



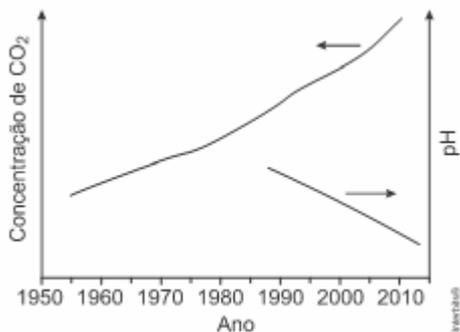
Essa influência se acentua na região dos trópicos, em razão da temperatura da água do mar.

c)



Essa influência se acentua na região dos polos, em razão da temperatura da água do mar.

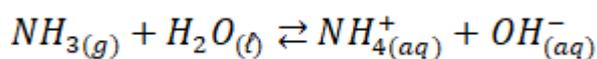
d)



Essa influência se acentua na região dos trópicos, em razão da temperatura da água do mar.

### Exercício 121

(Fatec 2019) A amônia ( $\text{NH}_3$ ), molécula de estrutura semelhante à da fosfina, reage com água produzindo uma solução de caráter básico. A reação que ocorre pode ser representada pela equação química



Uma solução aquosa de  $\text{NH}_3$  apresenta concentração inicial de  $0,02 \text{ mol/L}$  a  $25^\circ\text{C}$ .

Nessas condições, o valor da concentração de íons  $\text{OH}^-$ , em  $\text{mol/L}$ , é

Dado: Constante de basicidade de amônia a  $25^\circ\text{C}$ :  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$

- a)  $2 \times 10^{-4}$
- b)  $3 \times 10^{-4}$
- c)  $4 \times 10^{-4}$
- d)  $5 \times 10^{-4}$
- e)  $6 \times 10^{-4}$

### Exercício 122

(Fuvest 2017) Dependendo do pH do solo, os nutrientes nele existentes podem sofrer transformações químicas que dificultam sua absorção pelas plantas. O quadro mostra algumas dessas transformações, em função do pH do solo.

Elementos presentes nos nutrientes	pH do solo							
	4	5	6	7	8	9	10	11
Fósforo	Formação de fosfatos de ferro e de alumínio, pouco solúveis em água					Formação de fosfatos de cálcio, pouco solúveis em água		
Magnésio						Formação de carbonatos pouco solúveis em água		
Nitrogênio	Redução dos íons nitrato a íons amônio							
Zinco					Formação de hidróxidos pouco solúveis em água			

Para que o solo possa fornecer todos os elementos citados na tabela, o seu pH deverá estar entre

- a) 4 e 6.
- b) 4 e 8.
- c) 6 e 7.
- d) 6 e 11.
- e) 8,5 e 11.

### Exercício 123

(Ufsc 2020) É possível fazer refrigerante em casa?

Sim. E é fácil! A base da receita costuma misturar suco de frutas (para dar o sabor), gelo, açúcar (sacarose) e água com gás ( $\text{CO}_2$ ) para gerar a efervescência. Com isso, o refrigerante estará pronto para consumo.

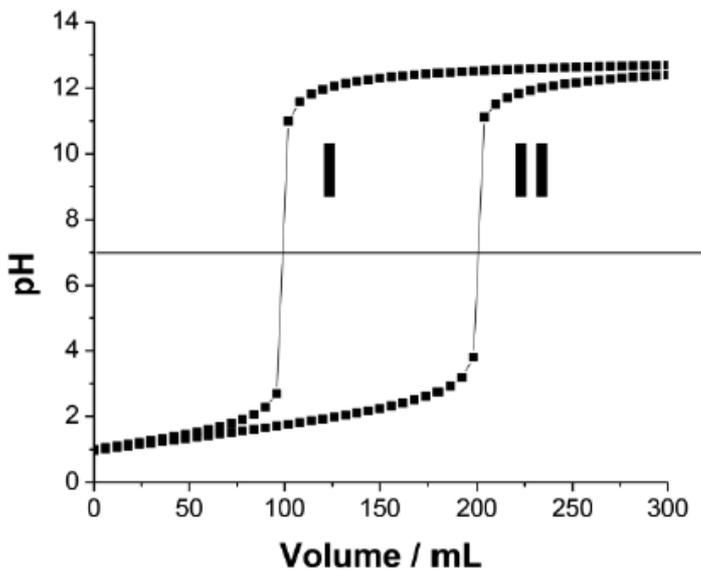
Disponível em: <https://super.abril.com.br/mundo-estranho/e-possivel-fazer-refrigerante-em-casa>. [Adaptado]. Acesso em: 11 set. 2019.

Sobre o assunto, é correto afirmar que:

- 01) o refrigerante, conforme descrito no enunciado, consiste em um exemplo de mistura heterogênea.
- 02) após a fusão do gelo com o conseqüente aumento da temperatura, o  $\text{CO}_2$  do refrigerante tenderá a se separar da mistura, pois sua solubilidade na água diminuirá.
- 04) água, gás ( $\text{CO}_2$ ) gelo e açúcar são quatro componentes quimicamente distintos do refrigerante.
- 08) o refrigerante pode ser considerado uma solução eletrolítica, já que o  $\text{CO}_2$  é um eletrólito forte e libera seus íons constituintes na solução.
- 16) a sacarose, por ser um sal, promove um aumento na temperatura do refrigerante imediatamente após ser adicionado à mistura.
- 32) se açúcar for adicionado ao refrigerante em quantidade que produza uma solução insaturada, ele constituirá uma fase sólida do sistema, caracterizando a mistura como homogênea.
- 64) o gelo, ao ser adicionado à mistura que compõe o refrigerante, decanta-se por ser mais denso que a água líquida.

### Exercício 124

(UPE-SSA 2019) Uma indústria realizou um teste para o controle de qualidade dos seus principais produtos, dois ácidos, I e II. A imagem a seguir mostra as curvas de titulação de  $100,0 \text{ mL}$  de soluções ( $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ ) de cada um desses ácidos com uma solução padrão de  $\text{KOH}$  ( $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ ).



Fonte: <http://www.ufjf.br/nupis/files/2016/04/aula-2-Titula%C3%A7%C3%A3o-%C3%A1cido-base.pdf>

Os ácidos I e II são, respectivamente,

- a)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e  $\text{HNO}_3$ .
- b)  $\text{HCl}$  e  $\text{HNO}_3$ .
- c)  $\text{HCl}$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- d)  $\text{HNO}_3$  e  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
- e)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e  $\text{HCl}$ .

### Exercício 125

(Ufpr 2019) Erupções vulcânicas e queima de combustíveis fósseis são fontes de emissão de dióxido de enxofre para a atmosfera, sendo este gás responsável pela chuva ácida. Em laboratório, pode-se produzir o  $\text{SO}_2(\text{g})$  em pequena escala a partir da reação entre cobre metálico e ácido sulfúrico concentrado. Para evitar o escape desse gás para a atmosfera e que seja inalado, é possível montar uma aparelhagem em que o  $\text{SO}_2(\text{g})$  seja canalizado e borbuhlado numa solução salina neutralizante.

Constantes de equilíbrio de ácidos fracos a 25 °C	
Fórmula e equação de ionização	$K_a$
$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,2 \times 10^{-7}$
$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$4,8 \times 10^{-11}$
$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,2 \times 10^{-8}$
$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$3,6 \times 10^{-13}$
$\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$1,2 \times 10^{-2}$

Com base nas informações fornecidas, qual dos sais indicados a seguir é o mais eficiente como solução neutralizante?

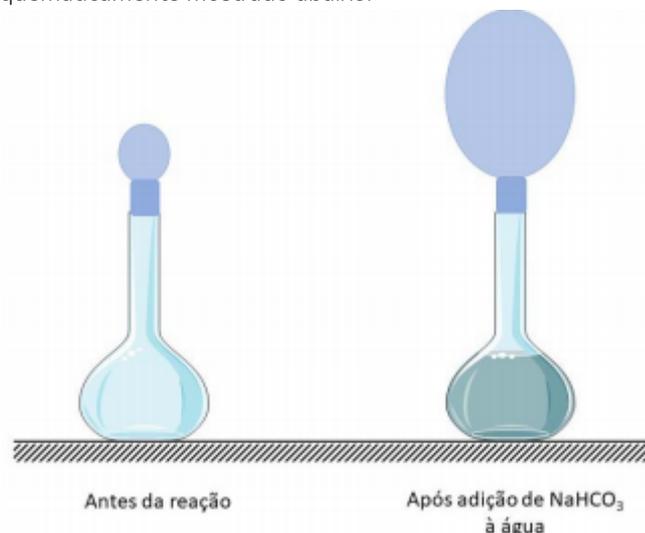
- a) Sulfato de sódio.
- b) Carbonato de sódio.
- c) Fosfato de sódio.
- d) Hidrogenocarbonato de sódio.
- e) Monohidrogenofosfato de sódio.

### Exercício 126

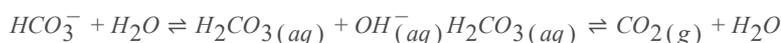
TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

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:



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

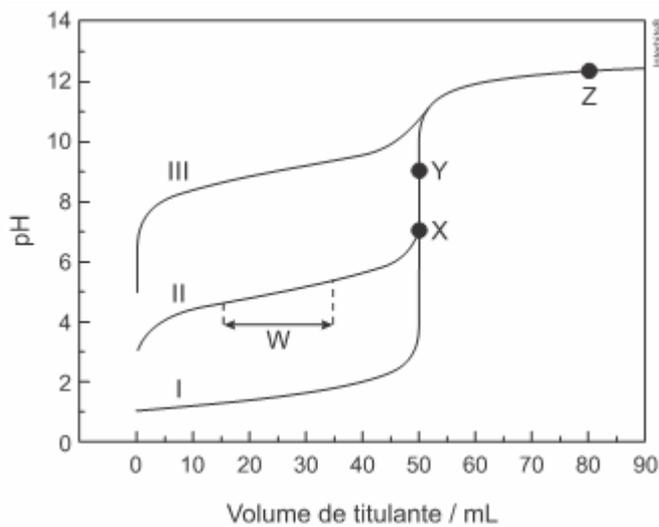


(UFSC 2018) Considerando que o experimento tenha sido conduzido sob pressão atmosférica de 1,0 atm, é correto afirmar que:

- 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 preenchia 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.

### Exercício 127

(Ita 2017)



Na figura acima são respectivamente apresentadas as curvas de titulação de 50 mL de soluções aquosas 0,1 mol/L dos ácidos I, II e III, tituladas com uma solução aquosa 0,1 mol/L em NaOH. Baseado nas informações contidas na figura, assinale opção **ERRADA**.

- A constante de ionização do ácido III é aproximadamente  $10^{-9}$ .
- A região W da curva de titulação do ácido II é uma região-tampão.
- No ponto X o pH da solução I é igual ao  $pK_a$  do ácido I.
- O ponto Y é o ponto de equivalência do ácido III.
- No ponto Z para todos os ácidos o pH só depende da quantidade em excesso de  $OH^-$  adicionada.

#### Exercício 128

(Uepg 2011) Considere os seguintes sais:  $NH_4Br$ ,  $CH_3COONa$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $K_2SO_4$  e  $NaCN$ , cujas soluções aquosas de mesma concentração têm diferentes valores de pH. No que se refere a essas soluções, assinale o que for correto.

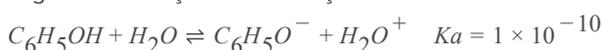
- A solução de  $K_2SO_4$  é neutra, pois não apresenta hidrólise.
- A reação de hidrólise do  $CH_3COONa$  é a seguinte:  
 $CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \rightarrow CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$
- A ordem crescente de pH das soluções de  $NH_4Br$ ,  $K_2SO_4$  e  $NaCN$  é, pH  $NH_4Br < pH K_2SO_4 < pH NaCN$ .
- A constante de hidrólise para o  $NaCN$  pode ser escrita da seguinte maneira

$$K_h = \frac{[Na^+][CN^-]}{[NaCN]}$$

- A solução de  $Na_2CO_3$  é ácida, pois um dos produtos da hidrólise é o  $H_2CO_3$ .

#### Exercício 129

(Ita 2018) Considere dadas as constantes de dissociação ácida ( $K_a$ ) ou básica ( $K_b$ ) das seguintes substâncias, a 25 °C: fenol ( $C_6H_5OH$ ),  $K_a = 1 \times 10^{-10}$  e anilina ( $C_6H_5NH_2$ ),  $K_b = 7 \times 10^{-10}$ , segundo as reações de ionização abaixo:



Sobre o pH de soluções aquosas dessas substâncias são feitas as seguintes afirmações:

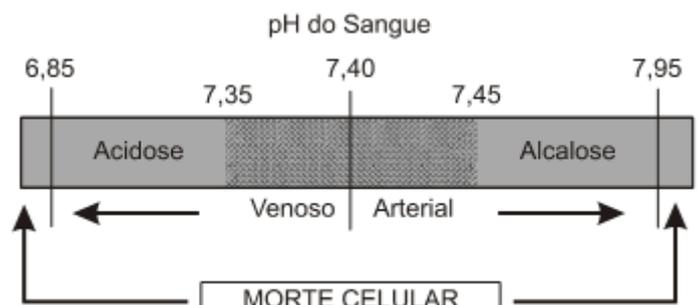
- A solução aquosa de fenol a  $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$  tem  $pH < 5$ .
- A solução aquosa de anilina a  $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$  tem  $pH > 9$ .
- Ambas as soluções aquosas a  $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$  têm pH aproximadamente iguais.

Das afirmações acima está(ão) **CORRETA(S)**

- apenas I.
- apenas I e II.
- apenas II.
- apenas II e III.
- apenas III.

#### Exercício 130

(Uern 2013) A solução-tampão é geralmente uma mistura de um ácido fraco com o sal desse ácido, ou uma base fraca com o sal dessa base. Essa solução tem por finalidade evitar que ocorram variações muito grandes no pH ou no pOH de uma solução. A eficácia da solução-tampão pode ser vista no sangue, em que, mesmo com a adição de ácido ou base em pequenas quantidades ao plasma sanguíneo, praticamente não há alteração no pH.



(Disponível em: [brasile Escola.com/quimica/solucaotampao-no-sangue-humano](http://brasile Escola.com/quimica/solucaotampao-no-sangue-humano))

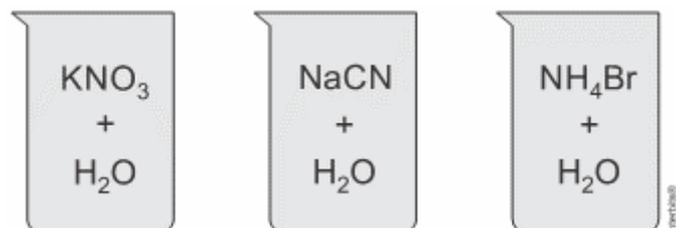
Um litro de solução contém 1,24 g de ácido carbônico e 16,8 g de bicarbonato de sódio. Sabendo-se que  $K_a = 2 \cdot 10^{-7}$ , determine o pOH dessa solução-tampão.

(Considere:  $\log 2 = 0,3$ )

- 7,7
- 7,4
- 6,6
- 6,3

#### Exercício 131

(Mackenzie 2017) Um aluno preparou três soluções aquosas, a 25 °C, de acordo com a figura abaixo.



Conhecedor dos conceitos de hidrólise salina, o aluno fez as seguintes afirmações:

- a solução de nitrato de potássio apresenta caráter neutro.

II. o cianeto de sódio sofre ionização em água, produzindo uma solução básica.

III. ao verificar o pH da solução de brometo de amônio, a 25 °C, conclui-se que  $K_b > K_a$ .

IV.  $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$  representa a hidrólise do cátion amônio.

Estão corretas somente as afirmações

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

### Exercício 132

(Famerp 2021) Amostras das substâncias cloreto de potássio (KCl), cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), clorofórmio ( $\text{CHCl}_3$ ) e sacarose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) foram colocadas, separadamente e não necessariamente nessa ordem, em quatro tubos de ensaio contendo água, identificados de 1 a 4. Cada sistema formado foi submetido a testes de condutividade elétrica e pH. Os resultados foram reunidos na tabela a seguir.

Tubo	Classificação do sistema	O sistema é condutor de corrente elétrica?	pH
1	homogêneo	sim	4,5
2	heterogêneo	não	–
3	homogêneo	sim	7,0
4	homogêneo	sim	7,0

As substâncias adicionadas aos tubos 1, 2, 3 e 4 foram, respectivamente,

- a)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CHCl}_3$ , KCl,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- b) KCl,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- c) KCl,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- d)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , KCl,  $\text{CHCl}_3$
- e)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , KCl,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ,  $\text{CHCl}_3$

### Exercício 133

(Uftm 2012) A composição de um refrigerante pode apresentar diversas substâncias, dentre elas o ácido benzoico, um monoácido. Devido à baixa solubilidade deste ácido em água, é adicionado ao refrigerante na forma de benzoato de sódio. Dado que a constante de hidrólise do íon benzoato, a 25 °C, é  $10^{-10}$ , a concentração em mol/L de ácido benzoico formado na hidrólise deste ânion em uma solução aquosa de benzoato de sódio 0,01 mol/L, nessa mesma temperatura, é

- a)  $10^{-8}$ .
- b)  $10^{-7}$ .
- c)  $10^{-6}$ .
- d)  $10^{-5}$ .
- e)  $10^{-4}$ .

### Exercício 134

(PUC-MG 2016) A constante de equilíbrio informa as concentrações dos produtos e reagentes presentes no equilíbrio

de uma reação química. É **INCORRETO** afirmar que o valor da constante de equilíbrio:

- a) não depende da pressão.
- b) depende da temperatura.
- c) não pode ser negativo.
- d) depende da concentração inicial dos reagentes.

### Exercício 135

(Fatec 2019) A escala de pH que varia de 0 a 14 é válida apenas para sistemas aquosos a 25 °C. Variando-se a temperatura, a escala de pH também varia.

O quadro fornece valores de  $K_w$  e de pH da água pura em diferentes temperaturas.

Temperatura (°C)	$K_w$	pH
0	$1,14 \times 10^{-15}$	7,47
10	$2,95 \times 10^{-15}$	7,27
20	$1,00 \times 10^{-14}$	7,00
30	$1,47 \times 10^{-14}$	6,83
50	$5,30 \times 10^{-14}$	6,27

Analisando-se os dados, pode-se afirmar, corretamente, que a

- a) concentração de íons  $\text{OH}^-(\text{aq})$  na água pura diminui com o aumento de temperatura.
- b) concentração de íons  $\text{H}^+(\text{aq})$  na água pura diminui com o aumento de temperatura.
- c) água pura é ácida em temperaturas superiores a 25 °C.
- d) água pura é ácida em temperaturas inferiores a 25 °C.
- e) água pura é neutra em qualquer temperatura.

### Exercício 136

(Pucrj 2015) Ao se misturarem 100 mL de solução aquosa 0,100 mol/L de ácido propanoico ( $K_a = 1,3 \times 10^{-5}$ ) com 50 mL de solução aquosa da base forte NaOH (0,100 mol/L) tem-se uma solução

- a) com pH maior do que 7,0.
- b) cujo pH praticamente não se altera após a adição de 100 mL de água.
- c) cujo pH cai bruscamente ao se adicionarem 20 mL de solução aquosa 0,050 mol/L do ácido clorídrico (ácido forte).
- d) de onde se precipita o sal NaCl ao se adicionarem 20 mL de solução aquosa 0,050 mol/L do ácido clorídrico (ácido forte).
- e) em que o íon em maior quantidade é o  $\text{OH}^-$ .

### Exercício 137

(Uem 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  $pK_a$  para o ácido nitroso é menor do que o  $pK_a$  para o ácido cianídrico.
- 02) O pOH de uma solução com concentração hidrogeniônica igual a  $5 \times 10^{-9}$  é igual a 8,3 (Dado:  $\log 5 \cong 0,7$ ).
- 04) A concentração de íons  $\text{H}^+$  de uma solução de pH = 2 é, exatamente, 10.000 vezes maior que a concentração de íons  $\text{H}^+$  de uma solução de água pura (pH neutro).

08) 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:  $\log 4 = 0,6$ ).

### Exercício 138

(Fempar (Fepar) 2019) A maceração de folhas de repolho roxo, seguida de sua diluição em água, permite obter uma solução roxa que mudará de cor tanto na presença de um ácido como na de uma base, variando a cor conforme o pH.



Foram colocados 100 mL da solução de repolho roxo em 4 copos de bquer; em seguida, em cada um deles foram adicionados 20 mL de diferentes soluções, a 25 °C.

copo	1	2	3	4
solução	amoníaco	vinagre	hidróxido de sódio 0,1 M	cloreto de sódio 1 M

Com base nas informações apresentadas, marque as alternativas verdadeiras.

Após colocar o amoníaco na solução de repolho roxo, obteve-se cor vermelha.

A solução de repolho roxo adquiriu a cor amarela após a adição de hidróxido de sódio.

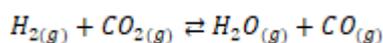
Na solução de repolho roxo a  $[H^+] = [OH^-]$ .

No vinagre a  $[H^+] < 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Nos 20 mL de solução de cloreto de sódio existem  $1,2 \times 10^{22}$  íons  $Na^+$  e  $1,2 \times 10^{22}$  íons  $Cl^-$ .

### Exercício 139

(Uem 2020) 1 mol de  $H_2(g)$  e 1 mol de  $CO_2(g)$  foram misturados em um balão com capacidade para 10 L, a uma dada temperatura, e espera-se atingir o equilíbrio com constante igual a 16, conforme reação abaixo. Assinale o que for correto.



Dado: C = 12; O = 16.

01) Se x é a quantidade de matéria de cada um dos produtos, então x é igual a 5/4 mol.

02) A concentração do  $H_2(g)$  no equilíbrio é 0,02 mol/L.

04) A concentração de  $CO(g)$  no equilíbrio é 2,24 g/L.

08) A concentração de água no equilíbrio é 0,08 mol/L.

16) Trata-se de uma reação de oxirredução.

### Exercício 140

(Uem 2020) Em um cilindro de volume 1 L são adicionados 1 mol do reagente  $H_2(g)$  e 1 mol do reagente  $Cl_2(g)$ . Eles reagem entre si e, após um dado tempo, atingem o equilíbrio, formando 1,6 mol de  $HCl(g)$ .

Sobre o assunto, assinale o que for correto.

01) Mantida a temperatura constante, uma alteração de volume do cilindro deslocará o equilíbrio da reação.

02) A constante de equilíbrio da reação descrita no comando da questão (caput) é 64.

04) Ao se colocarem 2 mols de  $HCl(g)$  em um cilindro inicialmente evacuado de 1 L que se encontra na mesma temperatura do cilindro descrito no caput, após se atingir o equilíbrio, será obtido 0,2 mol de  $H_2(g)$ .

08) Na reação descrita no comando da questão (caput), a substituição de 1 mol do cloro gasoso no meio reacional por 1 mol de iodo sólido, obtendo-se no equilíbrio 1,6 mol de  $HI(g)$  fará que o valor numérico da constante de equilíbrio seja o mesmo da reação com o cloro.

16) Um catalisador deve ser adicionado ao cilindro para que a quantidade de  $HCl$  obtida, no equilíbrio, seja maior que 1,6 mol.

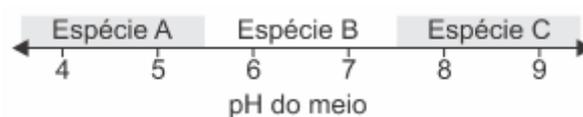
### Exercício 141

(G1 - cftce) A reação  $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$  tende a se completar da esquerda para a direita por causa da:

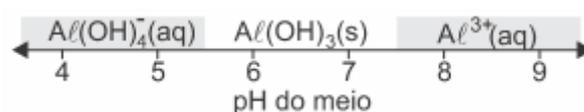
- formação de um precipitado.
- formação de uma substância pouco ionizada.
- formação de um sal.
- formação de um gás.
- maior reatividade do sódio.

### Exercício 142

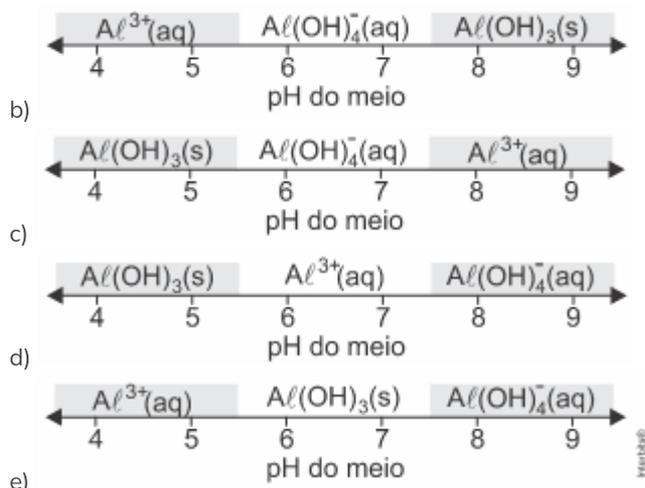
(Fuvest 2022) O hidróxido de alumínio ( $Al(OH)_3$ ), ao precipitar em solução aquosa, forma um sólido gelatinoso que pode ser usado como agente floculante no tratamento de água. Essa precipitação pode ocorrer pela adição de um hidróxido solúvel a uma solução aquosa ácida contendo um sal de alumínio solúvel, como o  $AlCl_3$ . Entretanto, adicionando-se excesso de hidróxido ao meio, há a formação de íons  $Al(OH)_4^-$ , espécie solúvel em água, e o precipitado se solubiliza novamente. Dessa forma, dependendo do pH do meio, uma dentre as espécies  $Al(OH)_4^-$  (aq),  $Al(OH)_3$  (s) e  $Al^{3+}$  (aq) estará presente na solução em quantidade maior que as demais, como exemplificado no esquema.



A alternativa que mostra corretamente qual das espécies estará em quantidade maior que as duas outras em cada faixa de pH é:



a)



### Exercício 143

(Fuvest 2022) Cálculos renais, conhecidos popularmente por “pedras nos rins”, consistem principalmente em oxalato de cálcio,  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ , espécie cuja constante de solubilidade ( $K_{ps}$ ) é de aproximadamente  $2 \times 10^{-9}$ . Os íons oxalato, presentes em muitos vegetais, reagem com os íons cálcio para formar oxalato de cálcio, que pode gradualmente se acumular nos rins. Supondo que a concentração de íons cálcio no plasma sanguíneo seja de cerca de  $5 \times 10^{-3}$  mol/L, qual seria a concentração mínima, em mol/L, de íons oxalato para que  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  precipitasse?

Note e adote:

Desconsidere a presença de quaisquer outros íons e considere que a concentração no plasma é determinante para a precipitação do oxalato.

- a)  $4 \times 10^{-13}$
- b)  $10 \times 10^{-12}$
- c)  $4 \times 10^{-7}$
- d)  $2,5 \times 10^{-6}$
- e)  $1 \times 10^{-5}$

### Exercício 144

(Fuvest 2022) O cátion  $\text{Ba}^{2+}$  pode apresentar toxicidade aos humanos, dependendo de sua concentração e forma química. Por exemplo,  $\text{BaSO}_4$  é pouco tóxico, sendo usado como contraste radiológico, por ser insolúvel em solução aquosa, enquanto

$\text{BaCO}_3$  e  $\text{Ba(NO}_3)_2$  são muito tóxicos, pois liberam  $\text{Ba}^{2+}$  no organismo. Em um laboratório foram feitos dois testes de solubilidade para identificar o conteúdo de três frascos não rotulados que poderiam ser de  $\text{Ba(NO}_3)_2$ ,  $\text{BaCO}_3$  ou  $\text{BaSO}_4$ . Os resultados dos dois testes de solubilidade são apresentados a seguir.

Frasco	Teste I: Adição de $\text{H}_2\text{O}$ destilada à temperatura ambiente	Teste II: Adição de $\text{HCl}$ diluído à temperatura ambiente
1	Insolúvel, não houve liberação de gás	Insolúvel, não houve liberação de gás
2	Insolúvel, não houve liberação de gás	Solúvel, houve liberação de gás incolor
3	Solúvel, não houve liberação de gás	Solúvel, não houve liberação de gás

Considerando os ensaios realizados, indique quais são os compostos contidos nos frascos 1, 2 e 3, respectivamente.

a)

Fracos		
1	2	3
$\text{BaSO}_4$	$\text{BaCO}_3$	$\text{Ba(NO}_3)_2$

b)

Fracos		
1	2	3
$\text{BaCO}_3$	$\text{BaSO}_4$	$\text{Ba(NO}_3)_2$

c)

Fracos		
1	2	3
$\text{Ba(NO}_3)_2$	$\text{BaCO}_3$	$\text{BaSO}_4$

d)

Fracos		
1	2	3
$\text{BaSO}_4$	$\text{Ba(NO}_3)_2$	$\text{BaCO}_3$

e)

Fracos		
1	2	3
$\text{BaCO}_3$	$\text{Ba(NO}_3)_2$	$\text{BaSO}_4$

## GABARITO

### Exercício 1

d)  $t_3$

### Exercício 2

b) maior – diminuindo – esquerda

### Exercício 3

c) Um aumento na concentração do gás carbônico causará um deslocamento do equilíbrio no sentido direto da reação, o de formação do produto.

### Exercício 4

a) carbonato de sódio.

### Exercício 5

c)  $10^{-5}$  mol/L.

**Exercício 6**

a)  $10^{-2}$

**Exercício 7**

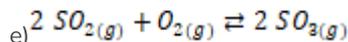
d) t3.

**Exercício 8**

b) HCl (0,001 mol L<sup>-1</sup>).

**Exercício 9**

b) maior na solução do ácido I.

**Exercício 10****Exercício 11**

(C) básico; > ; sal; água; neutralização.

**Exercício 12****Exercício 13**

c) Leite de magnésia

**Exercício 14**

c) em III, o sistema está em equilíbrio, pois as concentrações de A e B não variam mais com o tempo.

**Exercício 15**

c) 3.

**Exercício 16**

d) apenas nos procedimentos II e III.

**Exercício 17**

d) acrescentar um pouco de HCl.

**Exercício 18**

a) V – F – V – F

**Exercício 19**

b) II

**Exercício 20**

c) I e II.

**Exercício 21**

e) II e III.

**Exercício 22**

a) I e III apenas.

**Exercício 23**

b) sulfato de amônio e óxido de cálcio.

**Exercício 24**

a) menor que 4; no exemplo dado eles ocorreram com maior frequência durante o dia.

**Exercício 25**

d) ácidos, aumentando o seu pH; a curva B corresponderia a um elemento essencial.

**Exercício 26**

b) I e II.

**Exercício 27**

d) Se um corpo d'água possui pH 7, a redução desse valor pode ser feita pela adição de NH<sub>4</sub>Cl na água.

**Exercício 28**

e) 18

**Exercício 29**

c) 57,14 g e 66,67 g

**Exercício 30**

(A) a redução da pressão sobre o sistema favoreceria a formação dos gases reagentes.

**Exercício 31**

a) A presença de um catalisador altera a constante de equilíbrio.

**Exercício 32**

a)  $\frac{[AB_2]}{[A][B]^2}$

**Exercício 33**

(D)  $1,2 \times 10^1$ .

**Exercício 34**

c) Carbonato de cálcio.

**Exercício 35**

c) vermelha, alaranjada e amarela.

**Exercício 36**

c) pequeno aumento do pH e da alcalinidade.

**Exercício 37**

e) carbonato, porque sua hidrólise produz OH<sup>-</sup>, que aumenta a alcalinidade.

**Exercício 38**

d) A concentração de H<sup>+</sup> no suco de limão com manjeriço é igual a  $5 \times 10^{-3}$  mol/L.

**Exercício 39**

a) Apenas I.

**Exercício 40**

b) um aumento do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{H}^+$ .

**Exercício 41**

a) uma solução de ácido clorídrico.

**Exercício 42**

e) apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam como sistema-tampão.

**Exercício 43**

d) Aumentar a temperatura

**Exercício 44**

b) 30 g de A dissolvem-se completamente em 100g de água a 20°C.

**Exercício 45**

a) adicionar um pouco de sulfato de sódio.

**Exercício 46**

c) O pH menos alcalino da água coletada em Toritama decorre dos resíduos ácidos despejados pela indústria têxtil, forte na região.

**Exercício 47**

a)  $3 \times 10^{-7}$  mol/L

**Exercício 48**

d) Apenas I e III.

**Exercício 49**

a) Bicarbonato de sódio (sal derivado de ácido fraco e base forte), usado no tratamento de azia estomacal.

**Exercício 50**

c) o suco de uva é dez vezes mais ácido do que o suco de morango.

**Exercício 51**

a) 1/4

**Exercício 52**

b) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.

**Exercício 53**

d) II.

**Exercício 54**

e) a adição de ácido clorídrico a uma solução de NaCl diminui a solubilidade do sal, devido aos íons cloreto oriundos do HCl.

**Exercício 55**

d) 2,31 atm

**Exercício 56**

e)  $1,0 \times 10^{-5}$

**Exercício 57**

a) 4,34

**Exercício 58**

01) A expressão para a constante de equilíbrio, expressa em termos de concentração, é  $K_c = [\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]$ .

02) O aumento de temperatura desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de  $V_1$ .

**Exercício 59**

d) I, II, IV e V

**Exercício 60**

c) 4.

**Exercício 61**

02) a remoção de amônia do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, no sentido de formação dos produtos.

08) a redução na pressão do sistema deslocará o equilíbrio para a esquerda.

32) a presença de um catalisador reduzirá o tempo necessário para que a reação atinja o equilíbrio.

**Exercício 62**

d) apresenta maior energia de ativação.

**Exercício 63**

a) a pressão não exerce influência sobre os equilíbrios de espécies químicas iônicas em fase líquida.

**Exercício 64**

a) um sistema-tampão.

**Exercício 65**

b) diminuem ... diminuem ... não interferem

**Exercício 66**

b)  $5,0 \times 10^{-4}$

**Exercício 67**

b) III e IV.

**Exercício 68**

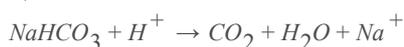
a)  $\alpha$

**Exercício 69**

d) Todas as afirmativas estão corretas.

**Exercício 70**

d) como antiácido estomacal, elevando o pH do estômago:

**Exercício 71**

a) Insolúvel e ligeiramente solúvel.

#### Exercício 72

d) Apenas II e III.

#### Exercício 73

e) 40.

#### Exercício 74

(C) 5,2.

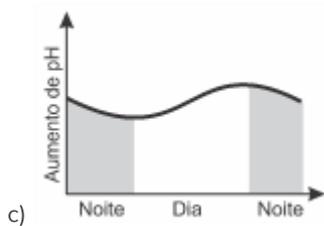
#### Exercício 75

b) 0,046.

#### Exercício 76

a)  $K_2 = \frac{1}{(K_1)^2}$

#### Exercício 77



#### Exercício 78

d) I, II, IV e V

#### Exercício 79

c) presença do ácido clorídrico que funciona como catalisador para a reação inversa.

#### Exercício 80

c)  $10^{-6}$

#### Exercício 81

d) Vermelha - Vermelha - Azul

#### Exercício 82

b) 12,3

#### Exercício 83

a) ao ser estabelecido o equilíbrio, a concentração do gás  $N_2$  será de 1,25 mol/L.

#### Exercício 84

b) V - V - F - V.

#### Exercício 85

a)  $1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,175 - x}$

#### Exercício 86

b) 1,33

#### Exercício 87

c) I e III, apenas.

#### Exercício 88

b)  $2,5 \times 10^{-3}$

#### Exercício 89

c) 45

#### Exercício 90

b) 10

#### Exercício 91

d)  $\left(\frac{1}{K_1 K_2}\right)^{1/2}$

#### Exercício 92

c)  $CaCO_3$

#### Exercício 93

a) Violeta de Metila; Azul de Bromotimol; Amarelo de Alizarina R

#### Exercício 94

02. a remoção de amônia do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, no sentido de formação dos produtos.

08. a redução na pressão do sistema deslocará o equilíbrio para a esquerda.

32. a presença de um catalisador reduzirá o tempo necessário para que a reação atinja o equilíbrio.

#### Exercício 95

d) Somente as proposições I e III são verdadeiras.

#### Exercício 96

a) A reação entre o gás carbônico e hidróxido de lítio forma um sal com  $pOH < 7$ .

#### Exercício 97

a) Maior que  $3 \times 10^{-8}$  e menor que  $2 \times 10^{-6}$

#### Exercício 98

a)  $x = 0,4$ ;  $K_c = 5$

#### Exercício 99

b) Em todos os compostos iônicos pouco solúveis, quanto maior o valor da constante do produto de solubilidade ( $K_s$ ), maior será a solubilidade.

#### Exercício 100

04) O  $NaHCO_3$ , por apresentar um caráter básico, é responsável pelo controle da alcalinidade da água.

08) Quando adicionado à água da piscina, o HCl neutraliza as substâncias alcalinas presentes.

32) A substância simples mostrada na tabela é um poderoso agente desinfetante utilizado não só em piscinas, mas também em purificadores de água.

**Exercício 101**

b) 0,10

**Exercício 102**

b) Apenas II.

**Exercício 103**

e) são corretas as afirmações I, II e III.

**Exercício 104**

d) A adição do bicarbonato não altera o valor da constante de equilíbrio.

**Exercício 105**

a) igual a 7; maior que 7.

**Exercício 106**

e) são corretas as afirmações I, II e III.

**Exercício 107**c)  $\frac{1}{4}$ **Exercício 108**

e) nenhuma das alternativas.

**Exercício 109**

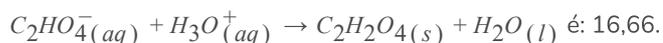
b) 4,44

**Exercício 110**

b) sal de cozinha e ácido de bateria.

**Exercício 111**

c) formiato &lt; acetato &lt; cianeto.

**Exercício 112**a) a  $K_c$  da reação**Exercício 113**d) Se o ferro está na forma  $Fe^{2+}$  e o cálcio na forma  $Ca^{2+}$  na presença de fosfato e na ausência de qualquer outra espécie química, a disponibilidade dos íons  $Ca^{2+}$  para o organismo será maior.**Exercício 114**

d) 0,3 mol/L.

**Exercício 115**

d) V, F, F, F, V.

**Exercício 116**

a) 13,6.

**Exercício 117**c)  $1 \times 10^{-5}$  e  $1 \times 10^{-4}$ .**Exercício 118**

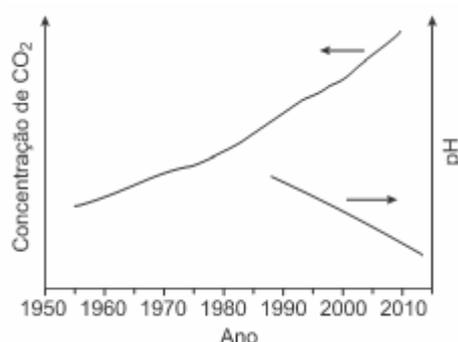
e) no duodeno, com pH de 6,5.

**Exercício 119**08) A síntese do  $SO_3$  é uma reação exotérmica.

16) Para melhorar o rendimento dessa reação deve-se abaixar a temperatura.

**Exercício 120**

c)



Essa influência se acentua na região dos polos, em razão da temperatura da água do mar.

**Exercício 121**e)  $6 \times 10^{-4}$ **Exercício 122**

c) 6 e 7.

**Exercício 123**

01) o refrigerante, conforme descrito no enunciado, consiste em um exemplo de mistura heterogênea.

02) após a fusão do gelo com o conseqüente aumento da temperatura, o  $CO_2$  do refrigerante tenderá a se separar da mistura, pois sua solubilidade na água diminuirá.**Exercício 124**c) HCl e  $H_2SO_4$ .**Exercício 125**

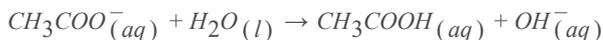
c) Fosfato de sódio.

**Exercício 126**

01. a solução formada por água e bicarbonato de sódio terá pH superior a 7,0.

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  $35^\circ C$  do que a  $15^\circ C$ .**Exercício 127**c) No ponto X o pH da solução I é igual ao  $pK_a$  do ácido I.**Exercício 128**01) A solução de  $K_2SO_4$  é neutra, pois não apresenta hidrólise.

02) A reação de hidrólise do  $\text{CH}_3\text{COONa}$  é a seguinte:



04) A ordem crescente de pH das soluções de  $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  e  $\text{NaCN}$  é,  $\text{pH NH}_4\text{Br} < \text{pH K}_2\text{SO}_4 < \text{pH NaCN}$ .

#### Exercício 129

e) apenas III.

#### Exercício 130

d) 6,3

#### Exercício 131

c) I e IV.

#### Exercício 132

a)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

#### Exercício 133

c)  $10^{-6}$ .

#### Exercício 134

d) depende da concentração inicial dos reagentes.

#### Exercício 135

e) água pura é neutra em qualquer temperatura.

#### Exercício 136

b) cujo pH praticamente não se altera após a adição de 100 mL de água.

#### Exercício 137

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.

08) 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.

#### Exercício 138

A solução de repolho roxo adquiriu a cor amarela após a adição de hidróxido de sódio.

Na solução de repolho roxo a  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ .

Nos 20 mL de solução de cloreto de sódio existem  $1,2 \times 10^{22}$  íons  $\text{Na}^+$  e  $1,2 \times 10^{22}$  íons  $\text{Cl}^-$ .

#### Exercício 139

02) A concentração do  $\text{H}_2(\text{g})$  no equilíbrio é 0,02 mol/L.

04) A concentração de  $\text{CO}(\text{g})$  no equilíbrio é 2,24 g/L.

08) A concentração de água no equilíbrio é 0,08 mol/L.

16) Trata-se de uma reação de oxirredução.

#### Exercício 140

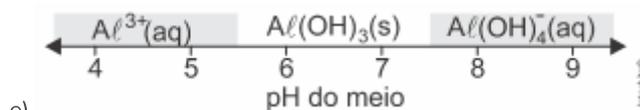
02) A constante de equilíbrio da reação descrita no comando da questão (caput) é 64.

04) Ao se colocarem 2 mols de  $\text{HCl}(\text{g})$  em um cilindro inicialmente evacuado de 1 L que se encontra na mesma temperatura do cilindro descrito no caput, após se atingir o equilíbrio, será obtido 0,2 mol de  $\text{H}_2(\text{g})$ .

#### Exercício 141

b) formação de uma substância pouco ionizada.

#### Exercício 142



#### Exercício 143

c)  $4 \times 10^{-7}$

#### Exercício 144

a)

Frascos		
1	2	3
$\text{BaSO}_4$	$\text{BaCO}_3$	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$