

Equilíbrio Químico

Q0697 - (Ifsul) As frutas em calda são produtos pasteurizados. Com base no pH, é possível prever o aparecimento de certos microrganismos em um determinado produto. Após o equilíbrio entre a calda e as frutas, o pH deve ser menor que 4,5. A tabela mostra o pH médio de algumas frutas.

Fruta	pH
Pêssego	3,5
Pera	4,0
Banana	5,0
Figo	6,0

Considere as informações dadas e leia as afirmativas abaixo:

- I. O pH do suco de pêssego é menos ácido que o de banana.
- II. A concentração hidrogeniônica do suco de figo é de $0,6 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.
- III. O suco de pera é 10 vezes mais ácido que o de banana.
- IV. O pOH do suco de figo é igual a 8,0.

Estão corretas apenas as afirmativas

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

Q0666 - (Unesp) Analisando-se a equação de obtenção do estireno e considerando o princípio de Le Châtelier, é correto afirmar que

- a) a entalpia da reação aumenta com o emprego do catalisador.
- b) a entalpia da reação diminui com o emprego do catalisador.
- c) o aumento de temperatura favorece a formação de estireno.
- d) o aumento de pressão não interfere na formação de estireno.
- e) o aumento de temperatura não interfere na formação de estireno.

Q0673 - (Ufrn) O pH é um dos parâmetros da qualidade da água doce para consumo. Os valores dos parâmetros da qualidade da água para consumo são regulados pelo Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama), entre outros órgãos reguladores. Na Resolução nº 357/2005 do Conama, em relação ao pH para águas doces, definem-se valores aceitos, como os apresentados no quadro abaixo.

Classe de água doce	Usos principais	pH
1	Destinadas ao abastecimento para consumo humano, após tratamento simplificado, e à proteção de comunidades aquáticas.	6 a 9
2	Destinadas ao abastecimento para consumo humano, após tratamento convencional, à proteção de comunidades aquáticas e à recreação de contato primário, entre outras.	6 a 9
3	Destinadas ao abastecimento para consumo humano, após tratamento convencional ou avançado.	6 a 9

Em um laboratório de análise de águas, obtêm-se os seguintes valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para quatro amostras de águas, identificadas como IAD, IIAD, IIIAD e IVAD.

Amostra	[H ₃ O ⁺] em mol/L
IAD	10 ⁻⁴
IIAD	10 ⁻⁵
IIIAD	10 ⁻⁷
IVAD	10 ⁻¹⁰

Em relação à qualidade da água, a amostra adequada para consumo humano é a

- a) IIIAD.
- b) IIAD.
- c) IVAD.
- d) IAD.

Q0701 - (Enem) O manejo adequado do solo possibilita a manutenção de sua fertilidade à medida que as trocas de nutrientes entre matéria orgânica, água, solo e o ar são mantidas para garantir a produção. Algumas espécies iônicas de alumínio são tóxicas, não só para a planta, mas para muitos organismos como as bactérias responsáveis pelas transformações no ciclo do nitrogênio. O alumínio danifica as membranas das células das raízes e restringe a expansão de suas paredes, com isso, a planta não cresce adequadamente. Para promover benefícios para a produção agrícola, é recomendada a remediação do solo utilizando calcário (CaCO₃).

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

Essa remediação promove no solo o(a)

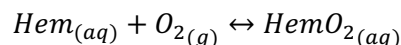
- a) diminuição do pH, deixando-o fértil.
- b) solubilização do alumínio, ocorrendo sua lixiviação pela chuva.
- c) interação do íon cálcio com o íon alumínio, produzindo uma liga metálica.
- d) reação do carbonato de cálcio com os íons alumínio, formando alumínio metálico.
- e) aumento da sua alcalinidade, tornando os íons alumínio menos disponíveis.

Q0689 - (Ufjf) No cultivo de plantas um dos aspectos mais importantes é o pH do solo, o qual pode afetar o comportamento delas. As hortênsias, por exemplo, quando cultivadas em solos de características ácidas apresentam flores azuis e em solos de características básicas flores rosas. Sabe-se que o pH do solo varia de acordo com a sua origem/composição como descrito na tabela abaixo. Em que tipos de solos as hortênsias produzem flores azuis?

Origem	pH
Solos húmiferos	3,5
Solos arenosos	6,0
Solos vulcânicos	≥ 7,0
Solos calcários	9,0

- a) Apenas nos solos calcários.
- b) Nos solos húmiferos e arenosos.
- c) Apenas nos solos vulcânicos.
- d) Apenas nos solos húmiferos.
- e) Nos solos vulcânicos e calcários.

Q0663 - (Ucs) O oxigênio presente no ar atmosférico, ao chegar aos pulmões, entra em contato com a hemoglobina (*Hem*) do sangue, dando origem à oxiemoglobina (*HemO₂*), que é responsável pelo transporte de *O₂* 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 *O₂* 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 3.600m de altitude.

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

- a) maior – aumentando – esquerda
- b) maior – diminuindo – esquerda
- c) menor – diminuindo – esquerda
- d) menor – diminuindo – direita
- e) maior – aumentando – direita

Q0710 - (Ufsm) No lugar de $Mg(OH)_2$, outros compostos da tabela a seguir poderiam ser usados para ter o mesmo efeito antiácido. São eles:

	Composto
A	$NaHCO_3$
B	$NaCl$
C	$CaCO_3$
D	NH_4Cl

- a) A e B.
b) A e C.
c) B e C.
d) B e D.
e) C e D.

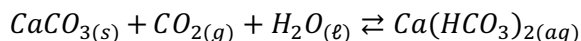
Q0713 - (Fatec) Considere as seguintes misturas:

- I. leite de magnésia (suspensão aquosa de hidróxido de magnésio);
II. limonada (suco de limão, água e açúcar);
III. salmoura (cloreto de sódio dissolvido em água).

Assinale a alternativa que classifica, corretamente, essas três misturas.

	Mistura ácida	Mistura básica	Mistura neutra
a)	III	I	II
b)	II	I	III
c)	I	III	II
d)	II	III	I
e)	I	II	III

Q0664 - (Espcex (Aman)) Os corais fixam-se sobre uma base de carbonato de cálcio ($CaCO_3$), 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.

- a) Um aumento na concentração de carbonato causará um deslocamento do equilíbrio no sentido inverso da reação, no sentido dos reagentes.

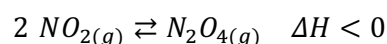
b) A diminuição da concentração do gás carbônico não causará o deslocamento do equilíbrio químico da reação.

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

d) Um aumento na concentração de carbonato causará, simultaneamente, um deslocamento do equilíbrio nos dois sentidos da reação.

e) Um aumento na concentração do gás carbônico causará um deslocamento do equilíbrio no sentido inverso da reação, no sentido dos reagentes.

Q0658 - (Upf) O dióxido de nitrogênio é um gás de cor castanha que se transforma parcialmente em tetróxido de dinitrogênio, um gás incolor. O equilíbrio entre essas espécies pode ser representado pela equação:



Com base nas informações apresentadas e considerando as seguintes condições reacionais:

- I. Aumento da pressão.
II. Aumento da temperatura.
III. Adição de $N_2O_{4(g)}$.
IV. Adição de $NO_{2(g)}$.

Marque a alternativa que indica apenas as condições que deslocam o equilíbrio para a direita.

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

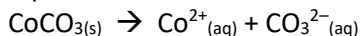
Q0708 - (Uea) Na apresentação de um projeto de química sobre reatividade de produtos caseiros, vinagre e bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) foram misturados em uma garrafa plástica; em seguida, uma bexiga vazia foi acoplada à boca da garrafa. A imagem apresenta o momento final do experimento.



O pH de soluções aquosas de vinagre e o pH de soluções aquosas de bicarbonato de sódio são, respectivamente,

- menor que 7,0 e maior que 7,0.
- maior que 7,0 e maior que 7,0.
- maior que 7,0 e menor que 7,0.
- 7,0 e maior que 7,0.
- menor que 7,0 e 7,0.

Q0731 - (Pucrj) 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.



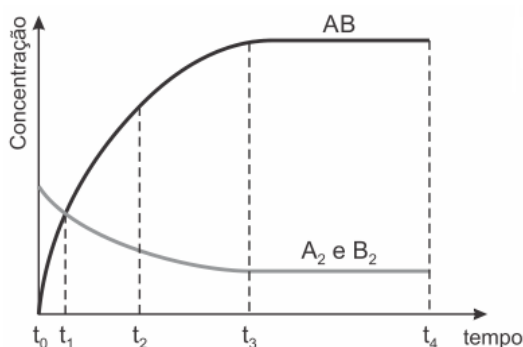
Sendo o produto de solubilidade do carbonato de cobalto, a 25 °C, igual a $1,0 \times 10^{-10}$, a solubilidade do sal, em mol L^{-1} , nessa temperatura é

- $1,0 \times 10^{-10}$
- $1,0 \times 10^{-9}$
- $2,0 \times 10^{-8}$
- $1,0 \times 10^{-8}$
- $1,0 \times 10^{-5}$

Q0700 - (Ufsj) Alguns sais apresentam a propriedade de tomar as soluções aquosas ácidas ou básicas quando dissolvidos, enquanto outros não alteram o pH natural da água. O carbonato de sódio (Na_2CO_3), o cloreto de sódio (NaCl) e o sal amoníaco (NH_4Cl) produzem, respectivamente, soluções aquosas

- neutra, básica e ácida.
- ácida, neutra e básica.
- básica, neutra e ácida.
- ácida, ácida e neutra.

Q0640 - (Ufpa) O gráfico abaixo se refere ao comportamento da reação " $\text{A}_2 + \text{B}_2 \rightleftharpoons 2\text{AB}$ ".



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

- t_0 .
- t_1 .
- t_2 .
- t_3 .
- t_4 .

Q0704 - (Ufjf) "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. 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:

- Cloreto de sódio.
- Cloreto de amônio.
- Carbonato de cálcio.
- Sulfato de magnésio.
- Brometo de potássio.

Q0643 - (Ufjf) Dada a expressão da constante de equilíbrio em termos da concentração de produtos e reagentes:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

A qual equação de equilíbrio químico corresponde a expressão acima?

- $\text{SO}_{3(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$
- $2 \text{SO}_{3(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$
- $\text{SO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(g)} + \text{O}_{2(g)}$
- $2 \text{SO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(g)} + \text{O}_{2(g)}$
- $2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(g)}$

Q0717 - (Ufrgs) O leite "talhado" é o resultado da precipitação das proteínas do leite (caseína), quando o seu pH for igual ou menor que 4,7.

Qual das soluções abaixo levaria o leite a talhar?

- NaOH ($0,01 \text{ mol L}^{-1}$).
- HCl ($0,001 \text{ mol L}^{-1}$).
- CH_3COOH ($0,01 \text{ mmol L}^{-1}$).
- NaCl ($0,1 \text{ mmol L}^{-1}$).
- NaHCO_3 ($0,1 \text{ mol L}^{-1}$).

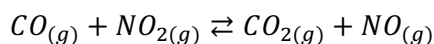
Q0690 - (Upf) Uma solução de ácido clorídrico ($\text{HCl}_{(aq)}$) foi preparada em laboratório e apresentou um valor de pH de 1,0. Quais as concentrações, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de $\text{OH}^-_{(aq)}$ e $\text{Cl}^-_{(aq)}$, respectivamente, nessa solução, a 25 °C?

- $1,0 \times 10^{-1}$ e $1,0 \times 10^{-1}$
- $1,0 \times 10^{-7}$ e $1,0 \times 10^{-7}$
- $10,0 \times 10^{-13}$ e $1,0 \times 10^{-7}$
- $3,0 \times 10^{-1}$ e $3,0 \times 10^{-3}$
- $1,0 \times 10^{-13}$ e $1,0 \times 10^{-1}$

Q0711 - (Unesp) Em um estudo sobre extração de enzimas vegetais para uma indústria de alimentos, o professor solicitou que um estudante escolhesse, entre cinco soluções salinas disponíveis no laboratório, aquela que apresentasse o mais baixo valor de pH. Sabendo que todas as soluções disponíveis no laboratório são aquosas e equimolares, o estudante deve escolher a solução de

- a) $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.
- b) K_3PO_4 .
- c) Na_2CO_3 .
- d) KNO_3 .
- e) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Q0661 - (Ufrgs) Considere os dados termodinâmicos da reação abaixo, na tabela a seguir.



Substância	CO	NO ₂	CO ₂	NO
$\Delta H_f \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)}$	-110,5	33,2	-393,5	90,3

Com base nesses dados, considere as seguintes afirmações sobre o deslocamento do equilíbrio químico dessa reação.

- I. O aumento da temperatura desloca no sentido dos produtos.
- II. O aumento da pressão desloca no sentido dos produtos.
- III. A adição de CO_2 desloca no sentido dos reagentes.

Quais estão corretas?

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

Q0642 - (Mackenzie) Considerando-se o equilíbrio químico equacionado por $\text{A}_{(g)} + 2\text{B}_{(g)} \rightleftharpoons \text{AB}_{2(g)}$, 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

- a) $\frac{[\text{AB}_2]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2}$
- b) $\frac{[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2}{[\text{AB}_2]}$
- c) $\frac{[\text{AB}_2]}{[\text{A}] + [\text{B}]^2}$
- d) $\frac{[\text{A}] + [\text{B}]^2}{[\text{AB}_2]}$
- e) $\frac{[\text{AB}_2]^2}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2}$

Q0709 - (Fatec) A incorporação de saberes e de tecnologias populares como, por exemplo, a obtenção do sabão de cinzas, a partir de uma mistura de lixívia de madeira queimada com grandes quantidades de gordura animal sob aquecimento, demonstra que já se sabia como controlar uma reação química, cuja finalidade, neste caso, era produzir sabão.

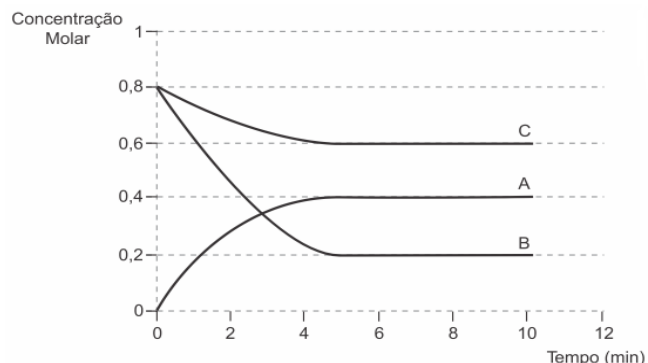
De acordo com o conhecimento químico, o sabão de cinzas se forma mediante a ocorrência de reações químicas entre a potassa, que é obtida das cinzas, e os ácidos graxos presentes na gordura animal.

www.if.ufrgs.br/ienci/artigos/Artigo_ID241/v15_n2_a2010.pdf
Acesso em 21.09.2012. Adaptado

A palavra potassa é usada em geral para indicar o carbonato de potássio (K_2CO_3), que, em meio aquoso, sofre hidrólise. A produção do sabão é possível porque a hidrólise da potassa leva à formação de um meio fortemente

- a) ácido, promovendo a esterificação.
- b) ácido, promovendo a saponificação.
- c) alcalino, promovendo a esterificação
- d) alcalino, promovendo a saponificação.
- e) ácido, promovendo a hidrólise da gordura.

Q0653 - (Ifmg) 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) $2\text{A} + \text{B} \rightarrow 3\text{C}$
- b) $2\text{A} \rightarrow 3\text{C} + \text{B}$
- c) $2\text{B} \rightarrow 2\text{C} + \text{A}$
- d) $3\text{B} + \text{C} \rightarrow 2\text{A}$
- e) $6\text{C} + 4\text{A} \rightarrow 2\text{B}$

Q0695 - (Ufjf) É recomendado que a água mineral, para ser ingerida, deve ser neutra ou alcalina. Foram feitas medidas de pH de três amostras de água mineral, e os resultados estão apresentados no quadro abaixo.

Amostra	A	B	C
pH	6	7	8

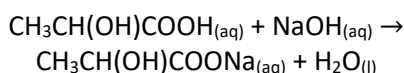
Considere os seguintes procedimentos:

1. Aumento de pressão.
2. Aumento de temperatura.
3. Adição de catalisador.
4. Remoção de monóxido de carbono.

Entre esses procedimentos, os que propiciam o aumento do rendimento de produção de hidrogênio no equilíbrio são

- a) 1 e 2.
- b) 3 e 4.
- c) 2 e 4.
- d) 1 e 3.
- e) 2 e 3.

Q0702 - (Enem) Alguns profissionais burlam a fiscalização quando adicionam quantidades controladas de solução aquosa de hidróxido de sódio a tambores de leite de validade vencida. Assim que o teor de acidez, em termos de ácido láctico, encontra-se na faixa permitida pela legislação, o leite adulterado passa a ser comercializado. A reação entre o hidróxido de sódio e o ácido láctico pode ser representada pela equação química:



A consequência dessa adulteração é o(a)

- a) aumento do pH do leite.
- b) diluição significativa do leite.
- c) precipitação do lactato de sódio.
- d) diminuição da concentração de sais.
- e) aumento da concentração dos íons H^+ .

Q0706 - (Ifmg) 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

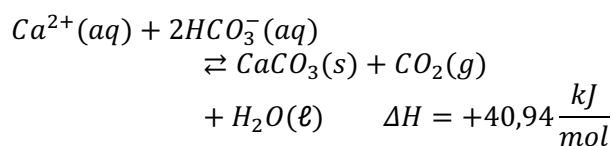
- a) amarela, alaranjada e vermelha.
- b) amarela, vermelha e alaranjada.
- c) vermelha, alaranjada e amarela.
- d) alaranjada, amarela e vermelha.
- e) alaranjada, amarela e alaranjada.

Q0674 - (Ucs) O leite de vaca possui um pH médio de 6,6. Em caso de mastite, ou seja, inflamação da glândula mamária causada por bactérias, o pH torna-se alcalino. As bactérias acidificam o leite, mas o organismo do animal, para compensar, libera substâncias alcalinas.

Qual deve ser o valor do pH do leite de um animal com mastite?

- a) $\text{pH} = 6,6$
- b) $0 < \text{pH} < 6,6$
- c) $\text{pH} = 7,0$
- d) $6,6 < \text{pH} < 7,0$
- e) $7,0 < \text{pH} < 14$

Q0656 - (Enem) A formação de estalactites depende da reversibilidade de uma reação química. O carbonato de cálcio (CaCO_3) é encontrado em depósitos subterrâneos na forma de pedra calcária. Quando um volume de água rica em CO_2 dissolvido infiltra-se no calcário, o minério dissolve-se formando íons Ca^{2+} e HCO_3^- . Numa segunda etapa, a solução aquosa desses íons chega a uma caverna e ocorre a reação inversa, promovendo a liberação de CO_2 e a deposição de CaCO_3 , de acordo com a equação apresentada.



Considerando o equilíbrio que ocorre na segunda etapa, a formação de carbonato será favorecida pelo(a)

- a) diminuição da concentração de íons OH^- no meio.
- b) aumento da pressão do ar no interior da caverna.
- c) diminuição da concentração de HCO_3^- no meio.
- d) aumento da temperatura no interior da caverna.
- e) aumento da concentração de CO_2 dissolvido.

Q0677 - (Unesp) As antocianinas existem em plantas superiores e são responsáveis pelas tonalidades vermelhas e azuis das flores e frutos. Esses corantes naturais apresentam estruturas diferentes conforme o pH do meio, o que resulta em cores diferentes.

O cátion flavílio, por exemplo, é uma antocianina que apresenta cor vermelha e é estável em $\text{pH} \approx 1$. Se juntarmos uma solução dessa antocianina a uma base, de modo a ter pH por volta de 5, veremos, durante a mistura, uma bonita cor azul, que não é estável e logo desaparece. Verificou-se que a adição de base a uma solução do cátion flavílio com $\text{pH} \approx 1$ dá origem a uma cinética com 3 etapas de tempos muito diferentes. A primeira etapa consiste na observação da cor azul, que ocorre durante o tempo de mistura da base. A seguir,

na escala de minutos, ocorre outra reação, correspondendo ao desaparecimento da cor azul e, finalmente, uma terceira que, em horas, dá origem a pequenas variações no espectro de absorção, principalmente na zona do ultravioleta.

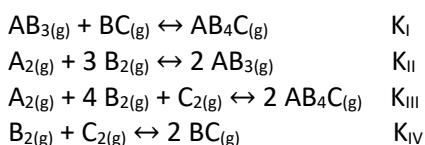
(Paulo J. F. Cameira dos Santos *et al.* "Sobre a cor dos vinhos: o estudo das antocianinas e compostos análogos não parou nos anos 80 do século passado". www.inia.pt, 2018. Adaptado.)

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

As lacunas do texto são preenchidas, respectivamente, por:

- a) aumentou; 10.000; primeira.
- b) aumentou; 10.000; terceira.
- c) diminuiu; 10.000; terceira.
- d) aumentou; 5; terceira.
- e) diminuiu; 5; primeira.

Q0647 - (Acafe) Considere os seguintes equilíbrios químicos hipotéticos e suas respectivas constantes de equilíbrio (K) sob temperatura de 400 K.



Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, assinale a alternativa que melhor representa o valor de K_{IV} :

- a) $K_{IV} = \frac{K_{III}}{2 \cdot K_I \cdot K_{II}}$
- b) $K_{IV} = \frac{K_{III}}{(K_I)^2 \cdot K_{II}}$
- c) $K_{IV} = \frac{K_{III}}{2 \cdot K_I + K_{II}}$
- d) $K_{IV} = \frac{K_{III}}{(K_I)^2 + K_{II}}$

Q0687 - (Ufrgs) 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.

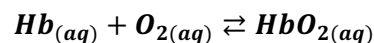
II. Quando a garrafa é aberta, parte do gás carbônico se perde e o pH da água mineral fica mais baixo.

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.

Q0650 - (Enem) Hipóxia ou mal das alturas consiste na diminuição de oxigênio (O_2) no sangue arterial do organismo. Por essa razão, muitos atletas apresentam mal-estar (dores de cabeça, tontura, falta de ar etc.) ao praticarem atividade física em altitudes elevadas. Nessas condições, ocorrerá uma diminuição na concentração de hemoglobina oxigenada (HbO_2) em equilíbrio no sangue, conforme a relação:



Mal da montanha. Disponível em: www.feng.pucrs.br. Acesso em: 11 fev. 2015 (adaptado).

A alteração da concentração de hemoglobina oxigenada no sangue ocorre por causa do(a)

- a) elevação da pressão arterial.
- b) aumento da temperatura corporal.
- c) redução da temperatura do ambiente.
- d) queda da pressão parcial de oxigênio.
- e) diminuição da quantidade de hemácias.

Q0712 - (Upe) Em um aquário onde a água apresentava pH igual a 6,0, foram colocados peixes ornamentais procedentes de um rio cuja água tinha pH um pouco acima de 7,0. Em razão disso, foi necessário realizar uma correção do pH dessa água. Entre as substâncias a seguir, qual é a mais indicada para tornar o pH da água desse aquário mais próximo do existente em seu ambiente natural?

- a) KBr
- b) NaCl
- c) NH_4Cl
- d) Na_2CO_3
- e) $Al_2(SO_4)_3$

Q0671 - (Ifsul) O Potencial Hidrogeniônico, mais conhecido como pH, consiste num índice que indica a acidez, neutralidade ou alcalinidade de um meio qualquer. Os valores de pH variam de 0 a 14. As hortênsias são flores que se colorem obedecendo ao pH do solo. É como se o pH fosse o estilista desse tipo de flor. Em solos onde a acidez é elevada, as hortênsias adquirem a coloração azul, agora, nos solos alcalinos, elas ficam rosa. Fonte:

<<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/o-ph-solo-coloracao-das-plantas.htm>>.

Considerando as informações acima, em um solo com concentração de íons OH^- de $10^{-12} \text{ mols} \times L^{-1}$, o pH desse solo e a cor das hortênsias nele plantadas serão

- 2,0 e cor rosa.
- 2,0 e cor azul.
- 12,0 e cor rosa.
- 12,0 e cor azul.

Q0680 - (Ifba) Uma mistura extremamente complexa de todos os tipos de compostos – proteínas, peptídeos, enzimas e outros compostos moleculares menores – compõem os venenos dos insetos. O veneno de formiga tem alguns componentes ácidos, tal como o ácido fórmico ou ácido metanoico, enquanto o veneno da vespa tem alguns componentes alcalinos. O veneno penetra rapidamente o tecido uma vez que você foi picado.

Sobre o veneno dos insetos, pode-se afirmar que:

- O veneno de formigas possui pH entre 8 e 10.
- A fenolftaleína é um indicador de pH e apresenta a cor rosa em meio básico e apresenta aspecto incolor em meio ácido, no entanto, na presença do veneno da vespa esse indicador teria sua cor inalterada devido à mistura complexa de outros compostos.
- O veneno da formiga, formado por ácido fórmico, de fórmula H_2CO_2 , poderia ser neutralizado com o uso de bicarbonato de sódio.
- Segundo a teoria de Arrhenius, o veneno de vespa, em água, possui mais íons hidrônio do que o veneno de formiga.
- Os venenos de ambos os insetos não produzem soluções aquosas condutoras de eletricidade.

Q0682 - (Mackenzie) Um estudante recebeu três amostras de suco de frutas, com volumes iguais, para análise de pH, que foram realizadas a $25^\circ C$ e 1 atm . Após realizada a análise potenciométrica, os resultados obtidos foram:

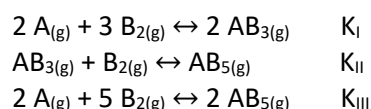
Suco	pH
Limão	2,0
Uva	4,0
Morango	5,0

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

Q0645 - (Acafe) Considere os seguintes equilíbrios químicos hipotéticos e suas respectivas constantes de equilíbrio (K) sob temperatura de 400 K.

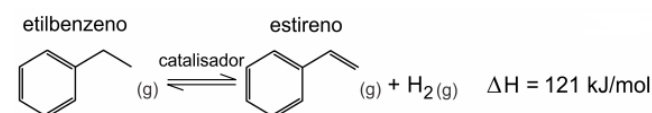


Assinale a alternativa que melhor representa o valor de K_{III} :

- $K_{III} = 2 \cdot K_I \cdot K_{II}$
- $K_{III} = 2 \cdot K_I + K_{II}$
- $K_{III} = K_I \cdot (K_{II})^2$
- $K_{III} = (K_I)^2 + K_{II}$

Q0667 - (Ufrgs) Leia o texto para responder à(s) questão(ões) a seguir.

O estireno, matéria-prima indispensável para a produção do poliestireno, é obtido industrialmente pela desidrogenação catalítica do etilbenzeno, que se dá por meio do seguinte equilíbrio químico:



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.

- Quando o gás carbônico é introduzido na água mineral, provoca a diminuição na basicidade do sistema.
- Quando a garrafa é aberta, parte do gás carbônico se perde e o pH da água mineral fica mais baixo.
- Como o gás carbônico é introduzido na forma gasosa, não ocorre interferência na acidez da água mineral.

Quais estão corretas?

- Apenas I.
- Apenas III.
- Apenas I e II.
- Apenas II e III.
- I, II e III.

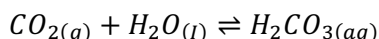
Q0703 - (Enem) Em um experimento, colocou-se água até a metade da capacidade de um frasco de vidro e, em seguida, adicionaram-se três gotas de solução alcoólica de fenolftaleína. Adicionou-se bicarbonato de sódio comercial, em pequenas quantidades, até que a solução se tornasse rosa. Dentro do frasco, acendeu-se um palito de fósforo, o qual foi apagado assim que a cabeça terminou de queimar. Imediatamente, o frasco foi tampado. Em seguida, agitou-se o frasco tampado e observou-se o desaparecimento da cor rosa.

MATEUS. A. L. *Química na cabeça*. Belo Horizonte. UFMG, 2001 (adaptado)

A explicação para o desaparecimento da cor rosa é que, com a combustão do palito de fósforo, ocorreu o(a)

- a) formação de óxidos de caráter ácido.
- b) evaporação do indicador fenolftaleína.
- c) vaporização de parte da água do frasco.
- d) vaporização dos gases de caráter alcalino.
- e) aumento do pH da solução no interior do frasco.

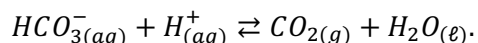
Q0657 - (Enem) Às vezes, ao abrir um refrigerante, percebe-se que uma parte do produto vaza rapidamente pela extremidade do recipiente. A explicação para esse fato está relacionada à perturbação do equilíbrio químico existente entre alguns dos ingredientes do produto, de acordo com a equação:



A alteração do equilíbrio anterior, relacionada ao vazamento do refrigerante nas condições descritas, tem como consequência a

- a) liberação de CO_2 para o ambiente.
- b) elevação da temperatura do recipiente.
- c) elevação da pressão interna no recipiente.
- d) elevação da concentração de CO_2 no líquido.
- e) formação de uma quantidade significativa de H_2O .

Q0659 - (Uece) Considere a reação seguinte no equilíbrio:



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

- a) acrescentar CO_2 .
- b) retirar parte do $HCO_3^-(aq)$.
- c) acrescentar um catalisador.
- d) acrescentar um pouco de HCl .

Q1325 - (Fuvest) Cálculos renais, conhecidos popularmente por “pedras nos rins”, consistem principalmente em oxalato de cálcio, CaC_2O_4 , espécie cuja constante de solubilidade (K_{ps}) é de aproximadamente 2×10^{-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 5×10^{-3} mol/L, qual seria a concentração mínima, em mol/L, de íons oxalato para que CaC_2O_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) 4×10^{-13}
- b) 10×10^{-12}
- c) 4×10^{-7}
- d) $2,5 \times 10^{-6}$
- e) 1×10^{-5}

Q0716 - (Ufpr) A acidez do solo é uma importante propriedade que influencia no plantio e na produtividade de vários produtos agrícolas. No caso de solos ácidos, é necessário fazer uma correção do pH antes do plantio, com a adição de substâncias químicas. Assinale a alternativa que apresenta sais que, ao serem individualmente solubilizados em água destilada, causam a diminuição do pH.

- a) $NaCl$ e K_2SO_4 .
- b) NH_4Br e $AlCl_3$.
- c) KBr e $CaCO_3$.
- d) NH_4Cl e $CaCl_2$.
- e) $NaCN$ e Na_2CO_3 .

Q0655 - (Uerj) Considere as quatro reações químicas em equilíbrio apresentadas abaixo.

- I. $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HI_{(g)}$
- II. $2 SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 SO_{3(g)}$
- III. $CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + NO_{(g)}$
- IV. $2 H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2 H_{2(g)} + O_{2(g)}$

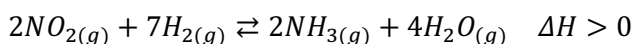
Após submetê-las a um aumento de pressão, o deslocamento do equilíbrio gerou aumento também na concentração dos produtos na seguinte reação:

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

Q0672 - (Unisc) O pH de uma solução cuja concentração hidroxiliônica é $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ é

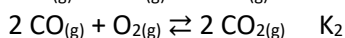
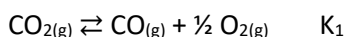
- a) 2.
- b) 4.
- c) 7.
- d) 9.
- e) 10.

Q0651 - (Acafe) Dado o equilíbrio químico abaixo e baseado nos conceitos químicos é correto afirmar, **exceto**:



- a) A presença de um catalisador altera a constante de equilíbrio.
- b) Adicionando H_2 o equilíbrio é deslocado para a direita.
- c) Diminuindo a pressão do sistema o equilíbrio é deslocado para a esquerda.
- d) Diminuindo a temperatura do sistema o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

Q0644 - (Ufjf) Considere os seguintes equilíbrios que envolvem $\text{CO}_{2(g)}$ 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) $K_2 = (K_1)^{1/2}$

Q0691 - (Unicamp) A tira tematiza a contribuição da atividade humana para a deterioração do meio ambiente. Do diálogo apresentado, pode-se depreender que os ursos já sabiam



(Fonte: <http://www.caglecartoons.com/viewimage.asp?ID={15E52E8D-3CE24DF6-B331-D109F2DD2B8C}>.)

- a) do aumento do pH dos mares e acabam de constatar o abaixamento do nível dos mares.
- b) da diminuição do pH dos mares e acabam de constatar o aumento do nível dos mares.
- c) do aumento do nível dos mares e acabam de constatar o abaixamento do pH dos mares.
- d) da diminuição do nível dos mares e acabam de constatar o aumento do pH dos mares.

Q0724 - (Uece) O sulfeto de cádmio é um sólido amarelo e semiconductor, cuja condutividade aumenta quando se incide luz sobre o material. É utilizado como pigmento para a fabricação de tintas e a construção de foto resistores (em detectores de luz). Considerando o Kps do sulfeto de cádmio a 18°C igual a 4×10^{-30} (conforme tabela), a solubilidade do sulfeto de cádmio àquela temperatura, com α (alfa) = 100%, será

Dados: CdS (144 g/mol)

- a) $2,89 \times 10^{-13} \text{ g/L}$.
- b) $3,75 \times 10^{-13} \text{ g/L}$.
- c) $1,83 \times 10^{-13} \text{ g/L}$.
- d) $3,89 \times 10^{-13} \text{ g/L}$.

Q0733 - (Upe) O sulfato cúprico, CuS , é um sal muito pouco solúvel em água. O número de cátions Cu^{2+} existente em 10,0 mL de solução saturada desse sal é

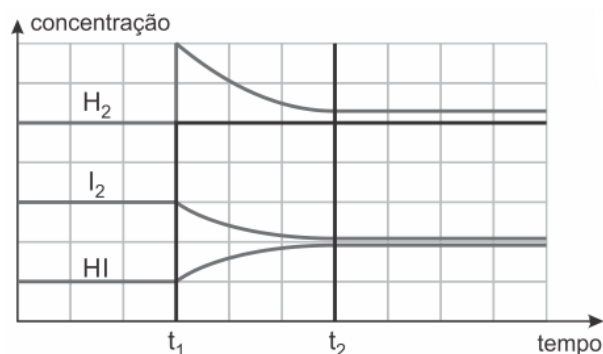
Dados: $k_{ps} = 9,0 \cdot 10^{-36}$, $N = 6 \cdot 10^{23}$.

- a) 10^4
- b) $1,8 \cdot 10^4$
- c) $2 \cdot 10^{23}$
- d) $1,5 \cdot 10^4$
- e) $3 \cdot 10^{-18}$

Q0669 - (Pucpr) O Princípio de Le Chatelier infere que quando uma perturbação é imposta a um sistema químico em equilíbrio, este irá se deslocar de forma a minimizar tal perturbação.

Disponível em: brasil Escola.com/exercicios-quimica/exercicios-sobre-principio-le-chatelier.htm

O gráfico apresentado a seguir indica situações referentes à perturbação do equilíbrio químico indicado pela equação $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$



A partir da equação química apresentada e da observação do gráfico, considerando também que a reação é endotérmica em favor da formação do ácido iodídrico, a dinâmica do equilíbrio favorecerá

- a) a formação de iodo quando da adição de gás hidrogênio.
- b) o consumo de iodo quando da adição de gás hidrogênio.
- c) a diminuição na quantidade de ácido iodídrico quando do aumento da temperatura.
- d) o aumento na quantidade das substâncias simples quando ocorrer elevação da pressão total do sistema.
- e) formação de gás hidrogênio na reação direta a partir de t_1 , em virtude da adição de ácido iodídrico.

Q0705 - (Enem) A água consumida na maioria das cidades brasileiras é obtida pelo tratamento da água de mananciais. A parte inicial do tratamento consiste no peneiramento e sedimentação de partículas maiores. Na etapa seguinte, dissolvem-se na água carbonato de sódio e, em seguida, sulfato de alumínio. O resultado é a precipitação de hidróxido de alumínio, que é pouco solúvel em água, o qual leva consigo as partículas poluentes menores. Posteriormente, a água passa por um processo de desinfecção e, finalmente, é disponibilizada para o consumo.

No processo descrito, a precipitação de hidróxido de alumínio é viabilizada porque

- a) a dissolução do alumínio resfria a solução.
- b) o excesso de sódio impossibilita sua solubilização.
- c) oxidação provocada pelo sulfato produz hidroxilas.
- d) as partículas contaminantes menores atraem essa substância.
- e) o equilíbrio químico do carbonato em água torna o meio alcalino.

Q0721 - (Ufrgs) O sulfato de cálcio CaSO_4 possui produto de solubilidade igual a 9×10^{-6} . Se uma quantidade suficientemente grande de sulfato de cálcio for adicionada a um recipiente contendo 1 litro de água, qual será, ao se atingir o equilíbrio, a concentração, em mol L^{-1} , esperada de Ca^{2+} em solução aquosa?

- a) $9,0 \times 10^{-6}$.
- b) $4,5 \times 10^{-6}$.
- c) $3,0 \times 10^{-6}$.
- d) $1,5 \times 10^{-3}$.
- e) $3,0 \times 10^{-3}$.

Q0714 - (Ufrgs) A coluna da esquerda, abaixo, relaciona cinco misturas realizadas experimentalmente; a coluna da direita, os tipos de classificação de quatro daquelas misturas.

Associe corretamente a coluna da direita à da esquerda.

1. $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ () solução básica
2. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$. () solução não eletrolítica
3. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ () solução ácida
4. $\text{C}_6\text{H}_{14} + \text{H}_2\text{O}$. () mistura com duas fases líquidas
5. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O}$

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é

- a) 1 – 5 – 2 – 4
- b) 2 – 4 – 3 – 1
- c) 2 – 1 – 3 – 4
- d) 3 – 4 – 1 – 5
- e) 3 – 5 – 2 – 4

Q0684 - (Unesp) Considere a tabela, que apresenta indicadores ácido-base e seus respectivos intervalos de pH de viragem de cor.

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

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

- a) 1.
- b) 4.
- c) 2.
- d) 3.
- e) 5.

Q0718 - (Upe) 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?

- a) NaCl
- b) NaOH
- c) CaCO_3
- d) H_2SO_4
- e) CaCl_2

Q0679 - (Uemg) Uma fábrica de sucos realizou análises físico-químicas em um laboratório de controle de qualidade do suco de limão com manjerição e do suco de tomate e obteve os seguintes resultados:

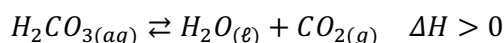
- Suco de limão com manjerição: $pH = 2,3$.
- Suco de tomate: $pH = 4,3$.

Dados: $\log 5 = 0,7$

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

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

Q0654 - (Ufjf) Em uma garrafa de refrigerante, ou cerveja, há pelo menos uma reação química reversível ocorrendo a todo o tempo: a decomposição do ácido carbônico em meio aquoso, como mostra a equação química abaixo:



Segundo o Princípio de Le Chatelier, quando a garrafa é aberta, ocorre:

- a) o aumento da pressão em seu interior, favorecendo a decomposição do ácido carbônico.
- b) a diminuição da pressão em seu interior, favorecendo a formação do ácido carbônico.
- c) a diminuição da pressão em seu interior, favorecendo a decomposição do ácido carbônico.
- d) o aumento da temperatura do refrigerante, levando a formação de ácido carbônico, diminuindo a concentração de CO_2 .
- e) o aumento da temperatura do refrigerante, levando à decomposição de ácido carbônico, diminuindo o pH do refrigerante.

Q0719 - (Unicamp) 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 $SO_4^{2-} + H_2O \rightarrow HSO_4^- + OH^-$.
- b) um aumento do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação $Cu^{2+} + H_2O \rightarrow Cu(OH)^+ + H^+$.
- c) uma diminuição do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, um aumento do pH da água devido à reação $Cu^{2+} + H_2O \rightarrow Cu(OH)^+ + H^+$.
- d) um aumento do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação $SO_4^{2-} + H_2O \rightarrow HSO_4^- + OH^-$.

Q0698 - (Acafe) Sob temperatura de $25^\circ C$, uma amostra de suco de limão apresenta $[H^+] = 2,5 \cdot 10^{-4} mol/L$.

Assinale a alternativa que contém o valor do pH dessa amostra.

Dados: $\log 2 = 0,3$; $\log 5 = 0,7$

- a) 3,6
- b) 4,4
- c) 5,0
- d) 3,0

Q0729 - (Fatec) **Experiência – Escrever uma mensagem secreta no laboratório**

Materiais e Reagentes Necessários

- Folha de papel
- Pincel fino
- Difusor
- Solução de fenolftaleína
- Solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L ou solução saturada de hidróxido de cálcio

Procedimento Experimental

Utilizando uma solução incolor de fenolftaleína, escreva com um pincel fino uma mensagem numa folha de papel.

A mensagem permanecerá invisível.

Para revelar essa mensagem, borrife a folha de papel com uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio, com o auxílio de um difusor.

A mensagem aparecerá magicamente com a cor vermelha.

Explicação

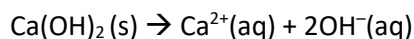
A fenolftaleína é um indicador que fica vermelho na presença de soluções básicas, nesse caso, uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio.

<<http://tinyurl.com/o2vav8v>> Acesso em: 31.08.15. Adaptado.

Para obtermos 100 mL de uma solução aquosa saturada de hidróxido de cálcio, Ca(OH)_2 , para o experimento, devemos levar em consideração a solubilidade desse composto.

Sabendo que o produto de solubilidade do hidróxido de cálcio é $5,5 \times 10^{-6}$, a 25°C , a solubilidade dessa base em mol/L é, aproximadamente,

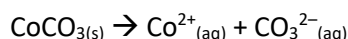
Dados:



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$$

- a) 1×10^{-2} .
- b) 1×10^{-6} .
- c) 2×10^{-6} .
- d) 5×10^{-4} .
- e) 5×10^{-6} .

Q0707 - (Pucrj) 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^{-1} , 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) $1,0 \times 10^{-5}$

Q1410 - (Enem) Após seu desgaste completo, os pneus podem ser queimados para a geração de energia. Dentre os gases gerados na combustão completa da borracha vulcanizada, alguns são poluentes e provocam a chuva ácida. Para evitar que escapem para a atmosfera, esses gases podem ser borbulhados em uma solução aquosa contendo uma substância adequada.

Considere as informações das substâncias listadas no quadro.

Substância	Equilíbrio em solução aquosa	Valor da constante de equilíbrio
Fenol	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^{-} + \text{H}_3\text{O}^{+}$	$1,3 \times 10^{-10}$
Piridina	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^{+} + \text{OH}^{-}$	$1,7 \times 10^{-9}$
Metilamina	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^{+} + \text{OH}^{-}$	$4,4 \times 10^{-4}$
Hidrogenofosfato de potássio	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^{-} + \text{OH}^{-}$	$2,8 \times 10^{-2}$
Hidrogenosulfato de potássio	$\text{HSO}_4^{-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^{+}$	$3,1 \times 10^{-2}$

Dentre as substâncias listadas no quadro, aquela capaz de remover com maior eficiência os gases poluentes é o(a)

- a) fenol.
- b) piridina.
- c) metilamina.
- d) hidrogenofosfato de potássio.
- e) hidrogenosulfato de potássio.

Q0692 - (Udesc) Um dos problemas ambientais enfrentado em várias regiões do mundo é a chuva ácida. Esse fenômeno refere-se a uma precipitação mais ácida que a chuva natural, a qual possui um pH de aproximadamente 5,6, ou seja, chuva não poluída. A precipitação ácida causa a deterioração de estátuas feitas de rochas calcárias e de mármore, assim como a acidificação de lagos, levando à morte muitos organismos vivos, que não sobrevivem em meio ácido. Analise as proposições sobre os processos envolvidos na chuva ácida.

I. A queima de combustíveis fósseis é um fator que contribui para o aumento da emissão de dióxido de enxofre e, conseqüentemente, a ocorrência de precipitações de caráter ácido.

II. Os dois ácidos predominantes na chuva ácida, responsáveis por conferir um caráter mais ácido, são os ácidos nítrico e sulfúrico. A formação do ácido sulfúrico pode ocorrer pela oxidação do dióxido de enxofre na atmosfera, resultando em trióxido de enxofre. Então, o gás trióxido de enxofre reage com a água e resulta na formação do ácido sulfúrico.

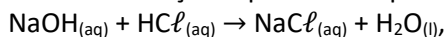
III. Em uma atmosfera limpa, ou seja, com níveis normais de dióxido de carbono, o pH da chuva é aproximadamente 5,6, devido à solubilização desse gás atmosférico na água, levando à formação do ácido carbônico.

Assinale a alternativa **correta**.

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

Q0725 - (Uece) A titulação é um procedimento laboratorial que permite determinar a concentração desconhecida de uma substância a partir de uma substância de concentração conhecida.

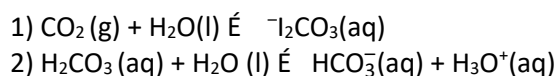
Em uma titulação representada pela equação:



o equipamento usado para adicionar cuidadosamente o volume adequado da solução de NaOH é denominado

- a) pipeta graduada.
- b) proveta.
- c) bureta.
- d) pipeta volumétrica.

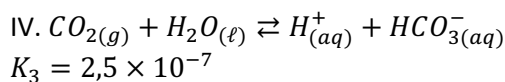
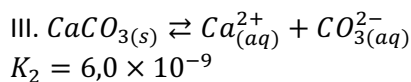
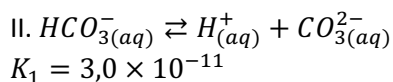
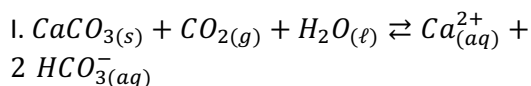
Q0715 - (Ufu) Pessoas que passam por tratamento quimioterápico e radioterápico têm um grande desconforto causado pela baixa salivação (xerostomia). Uma solução para isso é encontrada pelo uso da saliva artificial que nada mais é do que um lubrificante oral, cuja finalidade é garantir que o funcionamento da cavidade oral continue estável. Na saliva o sistema tampão mais importante é o sistema ácido carbônico/bicarbonato. A concentração do íon bicarbonato depende fortemente do fluxo salivar e a termodinâmica desse sistema é complicada pelo fato de envolver o gás carbônico dissolvido na saliva. O equilíbrio completo simplificado (no qual a enzima anidrase carbônica, que está presente na saliva, catalisa a reação, formando dióxido de carbono do ácido carbônico e vice-versa) pode ser escrito da seguinte forma:



A partir do texto e de seus conhecimentos de química, assinale a alternativa **incorreta**.

- a) O aumento da concentração do ácido carbônico na reação 1 causará maior saída de dióxido de carbono da saliva.
- b) A redução da quantidade de água na reação 2 facilita o aumento da concentração de íon bicarbonato.
- c) A solução tampão representada pelas reações mantém o pH, praticamente, inalterado.
- d) O equilíbrio químico da primeira equação pode ser escrito por $K_e = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CO}_2]}$.

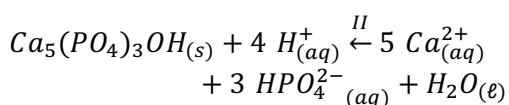
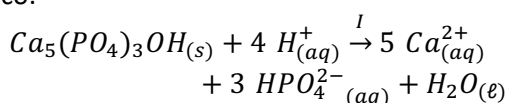
Q1404 - (Enem) Vários ácidos são utilizados em indústrias que descartam seus efluentes nos corpos d'água, como rios e lagos, podendo afetar o equilíbrio ambiental. Para neutralizar a acidez, o sal carbonato de cálcio pode ser adicionado ao efluente, em quantidades apropriadas, pois produz bicarbonato, que neutraliza a água. As equações envolvidas no processo são apresentadas



Com base nos valores das constantes de equilíbrio das reações II, III e IV a 25°C, qual é o valor numérico da constante de equilíbrio da reação I?

- a) $4,5 \times 10^{-26}$
- b) $5,0 \times 10^{-5}$
- c) $0,8 \times 10^{-9}$
- d) $0,2 \times 10^5$
- e) $2,2 \times 10^{26}$

Q0665 - (Puccamp) O esmalte dos dentes é formado pela substância denominada hidroxiapatita, $Ca_5(PO_4)_3OH_{(s)}$, insolúvel em água e parcialmente solúvel em soluções ácidas. Na boca, em razão da presença da saliva, forma-se o seguinte *equilíbrio* químico:



Ao beber um refrigerante de cola, cujo meio é ácido, esse equilíbrio desloca-se no sentido _____, uma vez que, pelo Princípio de Le Chatelier, os íons _____ devem ser consumidos para formar um novo estado de equilíbrio, compensando-se a modificação feita.

As lacunas são completadas corretamente, na ordem em que aparecem, por

- a) I – Ca^{2+} .
- b) I – HPO_4^{2-} .
- c) I – H^+ .
- d) II – Ca^{2+} .
- e) II – H^+ .

Q0688 - (Pucmg) Considere uma solução obtida a partir da mistura de 100 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ com 900 mL de água pura. O pH dessa solução é:

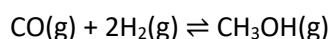
- a) 0,01
- b) 0,1
- c) 1
- d) 2

Q0722 - (Fcmmg) 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):

- a) Bicarbonato de sódio (sal derivado de ácido fraco e base forte), usado no tratamento de azia estomacal.
- b) Coffea cruda (café), cujo princípio ativo cafeína é um estimulante do SNC, usado no tratamento de insônia.
- c) Silícea (mineral contendo SiO_2 , conhecido como cimento), usado no tratamento de deficiência constitucional.
- d) Carbo vegetalis (carvão vegetal com capacidade de absorver odores), usado para problemas de hálito fétido.

Q0641 - (Ufrgs) A constante de equilíbrio da reação



tem o valor de 14,5 a 500 K. As concentrações de metanol e de monóxido de carbono foram medidas nesta temperatura em condições de equilíbrio, encontrando-se, respectivamente, $0,145 \text{ mol.L}^{-1}$ e 1 mol.L^{-1} .

Com base nesses dados, é correto afirmar que a concentração de hidrogênio, em mol.L^{-1} , deverá ser

- a) 0,01.
- b) 0,1.
- c) 1.
- d) 1,45.
- e) 14,5.

Q0681 - (Usf) A avaliação dos valores de pH propicia o entendimento da acidez e da basicidade das soluções aquosas. O valor de pH normal do sangue é na faixa de 7,35 e mudanças nessas condições podem ser tão significativas que estados de acidose e alcalose podem ocorrer, levando o organismo a perturbações que podem ser, inclusive, fatais. A respeito dos possíveis valores de pH em um organismo humano, percebe-se que

- a) na faixa normal de pH, que é a com valor de 7,35, há mais cátions do hidrogênio do que ânions hidroxila.
- b) em uma situação de alcalose, a concentração dos cátions do hidrogênio será menor que $10^{-7,35} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.
- c) em uma situação de acidose, a concentração dos cátions hidrogênio tende a diminuir, pois o pH também irá diminuir.
- d) a concentração dos íons hidroxila na faixa de pH normal, que é de 7,35, é de $10^{-7,35} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.
- e) para atingir o pH igual a 7,0, é necessária a ingestão de substâncias com caráter químico ácido como o bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$).

"[...] 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).

Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos é correto afirmar, **exceto**:

- Os íons sulfato provenientes do K_2SO_4 diminui a solubilidade do $BaSO_4$, caracterizando o efeito dos íons comum.
- Em todos os compostos iônicos pouco solúveis, quanto maior o valor da constante do produto de solubilidade (Ks) maior será a solubilidade.

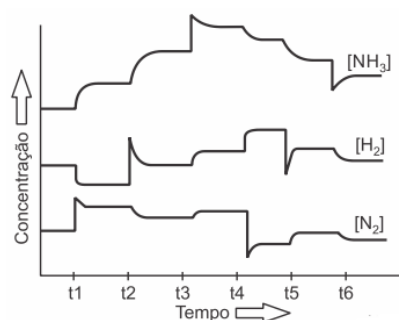
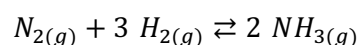
c) A constante do produto de solubilidade (Ks) do sulfato de bário pode ser expresso como: $K_s = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$.

d) A solubilidade e a constante do produto de solubilidade (Ks) do sulfato de bário podem variar com a temperatura.

Q0727 - (Unicamp) 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

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

Q0668 - (Ufjf) Segundo o princípio de Le Châtelier, se um sistema em equilíbrio é submetido a qualquer perturbação externa, o equilíbrio é deslocado no sentido contrário a esta perturbação. Assim, conforme o sistema se ajusta, a posição do equilíbrio se desloca favorecendo a formação de mais produtos ou reagentes. A figura abaixo mostra diferentes variações no equilíbrio da reação de produção de amônia de acordo com a perturbação que ocorre.



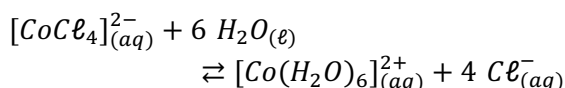
Em quais tempos verifica-se um efeito que desloca o equilíbrio favorecendo os reagentes?

- t_1, t_2, t_6
- t_1, t_4, t_6
- t_2, t_3, t_4
- t_3, t_4, t_5
- t_3, t_5, t_6

Q0696 - (Espcex (Aman)) Na indústria de alimentos, para se evitar que a massa de pães e biscoitos fique com aspecto amarelado, utiliza-se como aditivo, um ácido orgânico fraco monoprotico, o propanoico. Considerando a constante de ionização do ácido propanoico igual a $1,0 \cdot 10^{-5}$ e as condições de temperatura e pressão de 25°C e 1atm , o pH aproximado de uma solução de concentração $0,001\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ desse ácido é

- 2
- 4
- 6
- 7
- 8

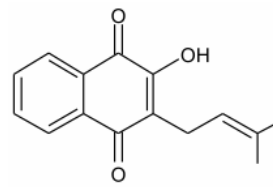
Q0660 - (Fmp) O galinho do tempo é um bibelô, na forma de um pequeno galo, que, dependendo das condições meteorológicas daquele instante, pode mudar de cor, passando de azul para rosa e vice-versa. O íon $[\text{CoCl}_4]_{(aq)}^{2-}$ apresenta cor azul e o íon $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]_{(aq)}^{2+}$ apresenta cor rosa. A equação envolvida nesse processo é representada por



Segundo o Princípio de Le Chatelier, a cor do “galinho” em um dia de sol e a expressão da constante de equilíbrio de ionização são, respectivamente,

- azul e $K = \frac{[\text{CoCl}_4]^{2-}}{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} \cdot [\text{Cl}^-]^4}$
- azul e $K = \frac{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} \cdot [\text{Cl}^-]^4}{[\text{CoCl}_4]^{2-}}$
- rosa e $K = \frac{[\text{CoCl}_4]^{2-} \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} \cdot [\text{Cl}^-]^4}$
- rosa e $K = \frac{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} \cdot [\text{Cl}^-]^4}{[\text{CoCl}_4]^{2-} \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}$
- azul e $K = \frac{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} \cdot [\text{Cl}^-]^4}{[\text{CoCl}_4]^{2-} \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}$

Q1416 - (Enem) Diversos produtos naturais podem ser obtidos de plantas por processo de extração. O lapachol é da classe das naftoquinonas. Sua estrutura apresenta uma hidroxila enólica ($pK_a = 6,0$) que permite que este composto seja isolado da serragem dos ipês por extração com solução adequada, seguida de filtração simples. Considere que $pK_a = -\log K_a$, em que K_a é a constante ácida da reação de ionização do lapachol.



Lapachol

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

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

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

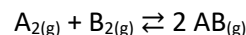
Q0683 - (Ueg) Uma solução de hidróxido de potássio foi preparada pela dissolução de $0,056 \text{ g}$ de KOH em água destilada, obtendo-se 100 mL dessa mistura homogênea.

Dado: $MM(\text{KOH}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

De acordo com as informações apresentadas, verifica-se que essa solução apresenta

- $pH = 2$
- $pH < 7$
- $pH = 10$
- $pH = 12$
- $pH > 13$

Q0646 - (Mackenzie) Em um balão de capacidade igual a 10 L , foram adicionados 1 mol da espécie $\text{A}_{2(g)}$ e 2 mols da espécie $\text{B}_{2(g)}$. Tais reagentes sofreram transformação de acordo com a equação a seguir:



Considerando-se que, no estado de equilíbrio químico, a concentração da espécie $\text{AB}_{(g)}$ 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

Q1345 - (Unesp) A tabela mostra os valores aproximados de pH de diferentes soluções aquosas, todas com a mesma concentração de 0,1 mol/L e a 25 °C.

Solução	pH aproximado
Ácido clorídrico	1
Ácido acético	3
Sulfato de sódio	7
Hidróxido de sódio	13

A solução que deve apresentar maior concentração total de íons e a solução que deve apresentar maior concentração de íons $H^+_{(aq)}$ são, respectivamente, as soluções de

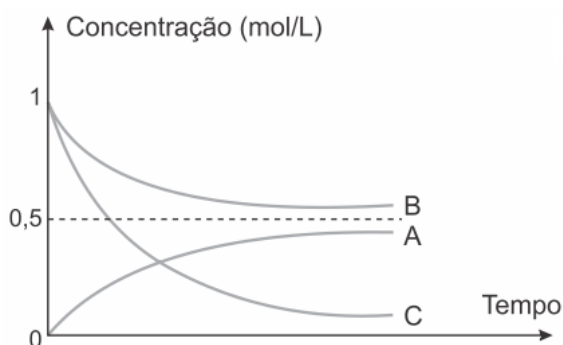
- hidróxido de sódio e ácido clorídrico.
- ácido acético e hidróxido de sódio.
- sulfato de sódio e hidróxido de sódio.
- ácido acético e ácido clorídrico.
- sulfato de sódio e ácido clorídrico.

Q0723 - (Ufpa) Para titular 24 mL de uma amostra de suco gástrico " $HCl_{(aq)}$ ", foram necessários, para atingir o ponto de equivalência, 30 mL de uma solução 0,02 M de NaOH. Considerando que a reação entre o ácido do suco gástrico e a base ocorre quantitativamente, o pH do suco gástrico é de aproximadamente

Dado: $\log_{10} 2 = 0,3$.

- 0,6.
- 0,9.
- 1,2.
- 1,6.
- 2,0.

Q0648 - (Pucsp) Durante uma transformação química as concentrações das substâncias participantes foram determinadas ao longo do tempo. O gráfico a seguir resume os dados obtidos ao longo do experimento.



A respeito do experimento, foram feitas algumas afirmações:

I. A e B são reagentes e C é o produto da reação estudada.

II. A reação química estudada é corretamente representada pela equação: $B + 2C \rightarrow A$.

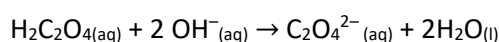
III. Não houve consumo completo dos reagentes, sendo atingido o equilíbrio químico.

IV. A constante de equilíbrio dessa reação, no sentido da formação de A, nas condições do experimento é menor do que 1.

Estão corretas apenas as afirmações:

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

Q0728 - (Pucrj) O volume de 25,00 mL de uma amostra aquosa de ácido oxálico ($H_2C_2O_4$) foi titulado com solução padrão 0,020 mol L^{-1} de KOH.



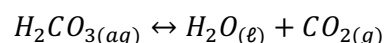
A titulação alcançou o ponto de equivalência com 25,00 mL de solução titulante; assim, a concentração, em mol L^{-1} , de ácido oxálico na amostra original é igual a

- $1,0 \times 10^{-3}$
- $2,0 \times 10^{-3}$
- $1,0 \times 10^{-2}$
- $2,0 \times 10^{-2}$
- $1,0 \times 10^{-1}$

Q0686 - (Puccamp) Um suco feito com tomates possui $pH = 4,0$. Para a completa neutralização de 100 mL desse suco seria necessário um volume, em mL, de solução 0,1 mol L^{-1} de NaOH de

- 2,0.
- 1,0.
- 0,1.
- 5,0.
- 10,0.

Q0662 - (Ifsul) Dentro de uma garrafa de refrigerante, ocorrem várias reações, mas um destaque pode ser dado para o ácido carbônico (H_2CO_3), que se decompõe em H_2O e CO_2 , conforme mostra a equação abaixo:



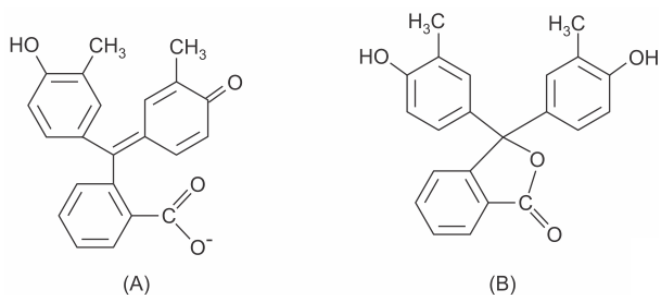
À medida que ocorre a decomposição, também ocorre a formação de ácido carbônico, sendo assim, pode-se dizer que esta é uma reação que representa um estado de equilíbrio e que sofre influência pelo aumento de temperatura, pela pressão e também pela concentração.

Sobre o pH e o deslocamento do equilíbrio da reação de decomposição ao abrir-se a garrafa de refrigerante, é correto afirmar que há

- um aumento de pH, pois a reação se desloca no sentido dos reagentes.
- uma redução de pH, pois a reação se desloca no sentido dos produtos.
- um aumento de pH, pois a reação se desloca no sentido dos produtos.
- uma redução de pH, pois a reação se desloca no sentido dos reagentes.

Q1354 - (Unicamp) Resíduos de papel contribuem para que o clima mude mais do que a maioria das pessoas pensam. A Blue Planet Ink anunciou que sua tinta de impressora autoapagável Paper Saver® agora está disponível em cartuchos remanufaturados para uso em impressoras de uma determinada marca. A tinta autoapagável (economizadora de papel) é uma tinta roxa de base aquosa, que pode ser impressa em papel sulfite normal. Um cartucho rende a impressão de até 4000 folhas. Com a exposição ao ar, ao absorver dióxido de carbono e vapor de água, o componente ativo (corante) da tinta perde sua cor, a impressão torna-se não visível e o papel fica branco, tornando possível sua reutilização.

Sabe-se que o componente ativo da tinta Paper Saver® é o indicador o-cresolftaleína. As formas estruturais A e B, a seguir, representam o componente ativo quando se mostra incolor e quando se mostra roxo, não necessariamente nessa sequência.



Dessa forma, pode-se afirmar que na mudança da cor roxa para incolor ocorreu um

- abaixamento do pH, e a maioria das moléculas do indicador que estava no cartucho mudou da forma B para a forma A.
- aumento do pH, e a maioria das moléculas do indicador que estava no cartucho mudou da forma B para a forma A.
- abaixamento do pH, e a maioria das moléculas do indicador que estava no cartucho mudou da forma A para a forma B.
- aumento do pH, e a maioria das moléculas do indicador que estava no cartucho mudou da forma A para a forma B.

Q0693 - (Mackenzie) Determine, respectivamente, o pH e a constante de ionização de uma solução aquosa de um ácido monocarboxílico 0,01 M, a 25°C, que está 20% ionizado, após ter sido atingido o equilíbrio.

Dado: $\log 2 = 0,3$

- 3,3 e $5 \cdot 10^{-4}$.
- 2,7 e $2 \cdot 10^{-3}$.
- 1,7 e $5 \cdot 10^{-4}$.
- 2,7 e $5 \cdot 10^{-4}$.
- 3,3 e $2 \cdot 10^{-3}$.

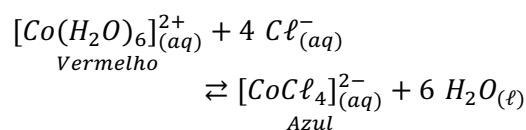
Q0685 - (Ufrgs) A tabela abaixo relaciona as constantes de acidez de alguns ácidos fracos.

Ácido	Constante
HCN	$4,9 \times 10^{-10}$
$HCOOH$	$1,8 \times 10^{-4}$
CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$

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

- cianeto < formiato < acetato.
- cianeto < acetato < formiato.
- formiato < acetato < cianeto.
- formiato < cianeto < acetato.
- acetato < formiato < cianeto.

Q1378 - (Fuvest) 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, $[Co(H_2O)_6]_{(aq)}^{2+}$, apresenta coloração vermelha, enquanto o composto com cloretos, $[CoCl_4]_{(aq)}^{2-}$, 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 ₂ SO ₄	Vermelha	Vermelha
4	CuCl	Vermelha	Vermelha
5	K ₂ SO ₄	Vermelha	?
6	AgCl	Vermelha	?
7	NaCl	Vermelha	?

Note e adote:

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

AgCl	1,9 x 10 ⁻⁴	NaCl	35,9
CuCl	9,9 x 10 ⁻³	Na ₂ SO ₄	13,9
KCl	34,2	K ₂ SO ₄	11,1

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

Cor final obtida no:			
	Ensaio 5	Ensaio 6	Ensaio 7
	Adição de K ₂ SO ₄	Adição de AgCl	Adição de NaCl
a)	Azul	Azul	Vermelha
b)	Azul	Vermelha	Azul
c)	Vermelha	Azul	Azul
d)	Vermelha	Vermelha	Azul
e)	Vermelha	Azul	Vermelha

Q0694 - (Ifmg) Um estudante insere 1 mol de um ácido monoprótico (HX) em um litro de água destilada. Após homogeneizar o conteúdo da solução, aguarda o tempo suficiente para que o equilíbrio químico seja alcançado, sendo que o $K_a(HX) = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$. Nessas condições, a solução apresenta

- pH maior que 7,0.
- concentrações baixas de H^+ e X^- .
- quantidades iguais de íons e ácido.
- velocidade de ionização igual a zero.
- concentração de HX igual a $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$.

Q0649 - (Udesc) 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_{2(g)}, gás castanho-avermelhado, está sempre em equilíbrio com o seu dímero, o N₂O_{4(g)}, gás incolor. Em um experimento envolvendo a dissociação de N₂O_{4(g)} em NO_{2(g)} coletaram-se os seguintes dados: a amostra inicial de N₂O_{4(g)} utilizada foi de 92 g, em um dado momento a soma dos componentes N₂O_{4(g)} e NO_{2(g)} foi de 1,10 mol.

Com base nesses dados, pode-se dizer que a quantidade dissociada em mols de N₂O_{4(g)} é:

- 0,20
- 0,10
- 0,40
- 0,60
- 0,80

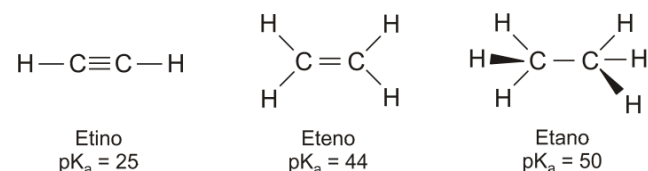
Q0734 - (Ita) Uma solução aquosa saturada em fosfato de estrôncio [Sr₃(PO₄)₂] está em equilíbrio químico à temperatura de 25°C, e a concentração de equilíbrio do íon estrôncio, nesse sistema, é de $7,5 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$.

Considerando-se que ambos os reagentes (água e sal inorgânico) são quimicamente puros, assinale a alternativa CORRETA com o valor do $pK_{PS}(25^\circ\text{C})$ do Sr₃(PO₄)₂.

Dado: K_{PS} = constante do produto de solubilidade.

- 7,0
- 13,0
- 25,0
- 31,0
- 35,0

Q0699 - (Unimontes) Considere as estruturas dos hidrocarbonetos e os seus respectivos pKas.



Em relação à acidez e a basicidade relativa dos hidrocarbonetos e de seus íons, e **CORRETO** o que se afirma em

- Os prótons do etano, H^+ , são os de menor acidez.
- O etino é o hidrocarboneto de menor acidez.
- O íon carbânio do eteno é o de maior basicidade.
- O ânion $H_2C = CH^-$ é a base conjugada do etino.

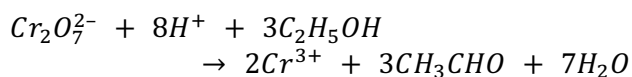
Q0732 - (Uff) A escassez de água no mundo é agravada pela ausência de usos sustentáveis dos recursos naturais e pela má utilização desses recursos. A desigualdade no acesso à água está relacionada a desigualdades sociais. Controlar o uso da água significa deter poder. Em regiões onde a situação de falta d'água já atinge índices críticos, como no continente africano, a média de consumo por pessoa/dia é de 10 a 15 L/dia, já em Nova York, um cidadão gasta cerca de 2.000 L/dia. A água é considerada potável quando é inofensiva à saúde do homem e adequada aos usos domésticos. A água potável apresenta pH em torno de 6,5 a 8,5 e $[Cl^-]$ cerca de 250 mg/L.

Assim, quando 25,0 mL de solução de $NaCl$ 0,10 M reage com 5,0 mL de uma solução padrão de $AgNO_3$ 0,20 M (K_{ps} do $AgCl = 1,0 \times 10^{-10}$), pode-se afirmar que

- $[Ag^+]$ é igual $[Cl^-]$ na solução resultante.
- $[Cl^-]$ na solução indica que esse índice está acima do valor de referência.
- $[Ag^+]$ é igual $2,0 \times 10^{-9}$ M e $[Cl^-]$ está abaixo do valor de referência.
- $[Cl^-]$ é igual $5,0 \times 10^{-2}$ M e $[Ag^+]$ é $1,0 \times 10^{-5}$ M.
- $[Cl^-]$ é igual $2,0 \times 10^{-9}$ M e $[Ag^+]$ é igual a $1,35 \times 10^{-5}$ M.

Q0675 - (Uepa) A nova Lei 11.705, que altera o Código de Trânsito Brasileiro, proíbe o consumo de praticamente qualquer quantidade de bebida alcoólica por condutores de veículos. A partir de agora, motoristas flagrados excedendo o limite de 0,2 g de álcool por litro de sangue pagarão multa de 957 reais, perderão a carteira de motorista por um ano e ainda terão o carro apreendido. Para alcançar o valor-limite, basta beber uma única lata de cerveja ou uma taça de vinho. Quem for apanhado pelos já famosos "bafômetros" com mais de 0,6 g de álcool por litro de sangue poderá ser preso.

A equação iônica que representa a reação durante o teste do bafômetro (etilômetro) é:



(Lei seca. Extraído e adaptado de: Revista *Veja*, 2008.)

Sabendo-se que o pH do íon hidrônio é igual a 3 e a concentração dos outros íons e substâncias é de 1 molar, a constante K_c da reação no teste do etilômetro é:

- 1×10^{-24}
- 1×10^{-8}
- 1×10^{-3}
- 1×10^8
- 1×10^{24}

Q0678 - (Fatec) 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

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

Q0726 - (Pucrj) Ao se misturarem 100 mL de solução aquosa 0,100 mol L⁻¹ de ácido propanoico ($K_a = 1,3 \times 10^{-5}$) com 50 mL de solução aquosa da base forte NaOH (0,100 mol L⁻¹), tem-se uma solução

- com pH maior do que 7,0.
- cujo pH praticamente não se altera após a adição de 100 mL de água.
- cujo pH cai bruscamente ao se adicionarem 20 mL de solução aquosa 0,050 mol L⁻¹ do ácido clorídrico (ácido forte).
- de onde se precipita o sal $NaCl$ ao se adicionarem 20 mL de solução aquosa 0,050 mol L⁻¹ do ácido clorídrico (ácido forte).
- em que o íon em maior quantidade é o OH^-

Q0720 - (Ime) Quanto à precipitação do hidróxido férrico ($K_{ps} = 1,0 \cdot 10^{-36}$) em uma solução 0,001 molar de Fe^{3+} , é correto afirmar que

- independe do pH.
- ocorre somente na faixa de pH alcalino.
- ocorre somente na faixa de pH ácido.
- não ocorre para pH < 3.
- ocorre somente para pH ≥ 12.

Q0676 - (Ita) Um dado indicador ácido-base tem constante de dissociação ácida igual a $3,0 \times 10^{-5}$. A forma ácida desse indicador tem cor vermelha e sua forma básica tem cor azul. Com base nessas informações, assinale a opção que apresenta o valor aproximado da variação de pH para que ocorra a mudança de cor do indicador de 75% da coloração vermelha para 75% da azul.

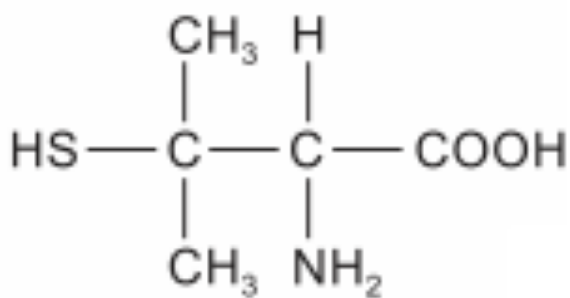
Dado: $\log 3 = 0,48$.

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

Q1553 – (Enem) A penicilamina é um medicamento de uso oral utilizado no tratamento de várias doenças. Esse composto é excretado na urina, cujo pH se situa entre 5 e 7. A penicilamina, cuja fórmula estrutural plana está apresentada, possui três grupos funcionais que podem ser ionizados:

- carboxila: $-\text{COOH}$, cujo pK_a é igual a 1,8;
- amino: $-\text{NH}_2$, que pode ser convertido em amônio ($-\text{NH}_3^+$, cujo pK_a é igual a 7,9);
- tiol: $-\text{SH}$, cujo pK_a é igual a 10,5.

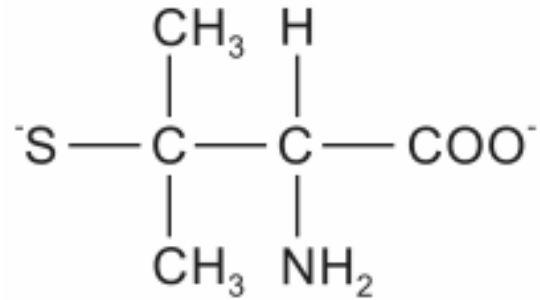
Sabe-se que $\text{pK}_a = -\log(K_a)$.



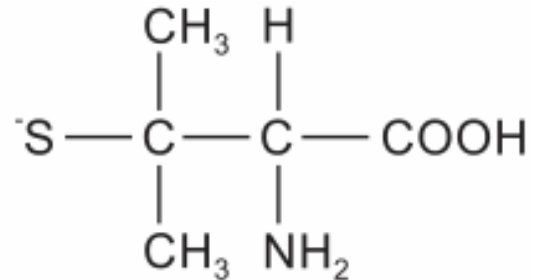
Penicilamina

Qual estrutura derivada da penicilamina é predominantemente encontrada na urina?

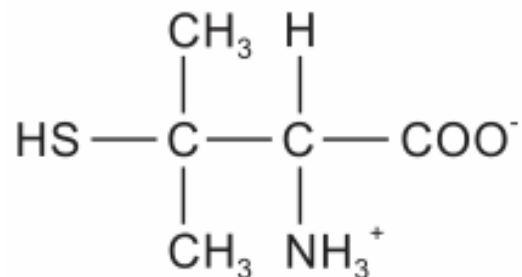
a)



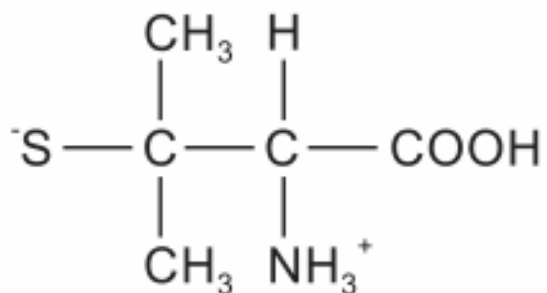
b)



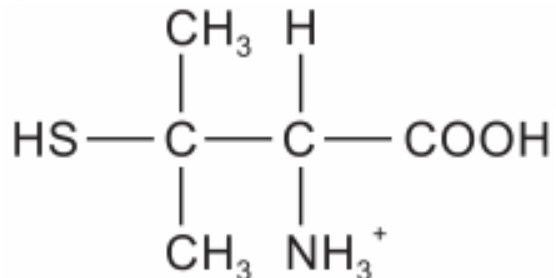
c)



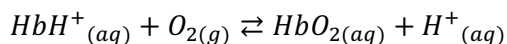
d)



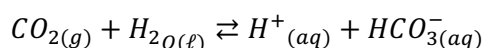
e)



Q1592 – (Fuvest) O processo de transporte de O_2 para a respiração pode ser entendido como um processo de equilíbrio químico entre a hemoglobina (Hb) e o O_2 . A Hb é uma proteína do sangue responsável pelo transporte do O_2 que também pode existir na forma protonada como HbH^+ . Dependendo da concentração de CO_2 , podem ocorrer a alcalose ou a acidose respiratória. A ligação do oxigênio com a HbH^+ gera a forma oxigenada (HbO_2), como pode ser representado pela equação química simplificada:



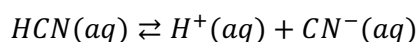
O dióxido de carbono liberado na respiração pode alterar esse equilíbrio devido à formação de ácido carbônico, representado pela equação:



Com base nessas informações, é correto afirmar:

- Nos pulmões, onde a concentração de oxigênio é mais elevada, a forma de hemoglobina favorecida é a protonada.
- Nos tecidos humanos, onde é consumido O_2 pelo metabolismo, a forma de hemoglobina favorecida é a HbO_2 .
- Quando uma pessoa expira mais depressa que o normal, a concentração de dióxido de carbono no seu sangue diminui e, nessas situações, a forma de hemoglobina favorecida é a forma protonada.
- Nos tecidos humanos, onde é liberado dióxido de carbono produzido pelo metabolismo, a forma de hemoglobina favorecida é a forma protonada.
- Nos tecidos humanos, onde é liberado dióxido de carbono produzido pelo metabolismo, a forma de hemoglobina favorecida é a HbO_2 .

Q1607 – (Unesp) Quando cianeto de hidrogênio, um gás extremamente tóxico, é borbulhado em água, ocorre a produção de uma solução aquosa de ácido cianídrico, que se ioniza conforme a equação:



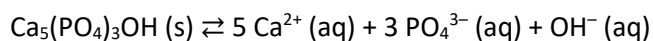
Uma solução aquosa 0,2 mol/L de ácido cianídrico apresenta pH = 5 na temperatura de 25 °C. A partir desse dado, pode-se estimar o valor da constante K_a desse ácido nessa temperatura. Esse valor é, aproximadamente,

- 1×10^{-10} .
- 2×10^{-1} .
- 5×10^{-10} .
- 2×10^{-5} .
- 5×10^{-1} .

Q1625 – (Enem PPL) A tabela lista os valores de pH de algumas bebidas consumidas pela população.

Bebida	pH
Refrigerante	5,0
Café	3,0
Vinho	4,5
Suco de limão	2,5
Chá	6,0

O esmalte dos dentes é constituído de hidroxiapatita ($Ca_5(PO_4)_3OH$), um mineral que sofre desmineralização em meio ácido, de acordo com a equação química:



Das bebidas listadas na tabela, aquela com menor potencial de desmineralização dos dentes é o

- chá.
- café.
- vinho.
- refrigerante.
- suco de limão.

Q1652 – (Enem PPL) Cinco indústrias de ramos diferentes foram instaladas ao longo do curso de um rio. O descarte dos efluentes dessas indústrias acarreta impacto na qualidade de suas águas. O pH foi determinado em diferentes pontos desse rio, a 25°C, e os resultados são apresentados no quadro.

Pontos de coleta	Valor do pH
Antes da primeira indústria	5,5
Entre a primeira e a segunda indústria	5,5
Entre a segunda e a terceira indústria	7,5
Entre a terceira e a quarta indústria	7,0
Entre a quarta e a quinta indústria	7,0
Após a quinta indústria	6,5

A indústria que descarta um efluente com características básicas é a

- primeira.
- segunda.
- terceira.
- quarta.
- quinta.

Q1642 – (Enem PPL) 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 (CO_3^{2-}) e bicarbonato (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 rios e oceanos 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

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

Q1663 – (Enem PPL) O aproveitamento integral e racional das matérias-primas lignocelulósicas poderá revolucionar uma série de segmentos industriais, tais como o de combustíveis, mediante a produção de bioetanol de segunda geração. Este processo requer um tratamento prévio da biomassa, destacando-se o uso de ácidos minerais diluídos. No pré-tratamento de material lignocelulósico por via ácida, empregou-se uma solução de ácido sulfúrico, que foi preparada diluindo-se 2.000 vezes uma solução de ácido sulfúrico, de concentração igual a 98 g/L, ocorrendo dissociação total do ácido na solução diluída. O quadro apresenta os valores aproximados de logaritmos decimais.

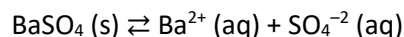
Número	2	3	4	5	6	7	8	9	10
log	0,3	0,5	0,6	0,7	0,8	0,85	0,9	0,95	1

Disponível em: www.cgee.org.br. Acesso em: 3 ago. 2012 (adaptado).

Sabendo-se que as massas molares, em g/mol, dos elementos H, O e S são, respectivamente, iguais a 1, 16 e 32, qual é o pH da solução diluída de ácido sulfúrico preparada conforme descrito?

- 2,6
- 3,0
- 3,2
- 3,3
- 3,6

Q1664 – (Enem PPL) O sulfato de bário (BaSO_4) é mundialmente utilizado na forma de suspensão como contraste em radiografias de esôfago, estômago e intestino. Por se tratar de um sal pouco solúvel, quando em meio aquoso estabelece o seguinte equilíbrio:



Por causa da toxicidade do bário (Ba^{2+}), é desejado que o contraste não seja absorvido, sendo totalmente eliminado nas fezes. A eventual absorção de íons Ba^{2+} porém, pode levar a reações adversas ainda nas primeiras horas após sua administração, como vômito, cólicas, diarreia, tremores, crises convulsivas e até mesmo a morte.

PEREIRA, L. F. *Entenda o caso da intoxicação por Celobar®*. Disponível em: www.unifesp.br. Acesso em: 20 nov. 2013 (adaptado).

Para garantir a segurança do paciente que fizer uso do contraste, deve-se preparar essa suspensão em

- água destilada.
- soro fisiológico.
- solução de cloreto de bário, BaCl_2 .
- solução de sulfato de bário, BaSO_4 .
- solução de sulfato de potássio, K_2SO_4 .

Q1668 – (Enem PPL) Bebidas podem ser refrigeradas de modo mais rápido utilizando-se caixas de isopor contendo gelo e um pouco de sal grosso comercial. Nesse processo ocorre o derretimento do gelo com consequente formação de líquido e resfriamento das bebidas. Uma interpretação equivocada, baseada no senso comum, relaciona esse efeito à grande capacidade do sal grosso de remover calor do gelo.

Do ponto de vista científico, o resfriamento rápido ocorre em razão da

- variação da solubilidade do sal.
- alteração da polaridade da água.
- elevação da densidade do líquido.
- modificação da viscosidade do líquido.
- diminuição da temperatura de fusão do líquido.

Q1685 – (Enem PPL) O processo de calagem consiste na diminuição da acidez do solo usando compostos inorgânicos, sendo o mais usado o calcário dolomítico, que é constituído de carbonato de cálcio (CaCO_3) e carbonato de magnésio (MgCO_3). Além de aumentarem o pH do solo, esses compostos são fontes de cálcio e magnésio, nutrientes importantes para os vegetais.

Os compostos contidos no calcário dolomítico elevam o pH do solo, pois

- a) são óxidos inorgânicos.
- b) são fontes de oxigênio.
- c) o ânion reage com a água.
- d) são substâncias anfóteras.
- e) os cátions reagem com a água.

Q1700 – (Enem PPL) 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.

Q1714 – (Enem PPL) Uma transformação química que acontece durante o cozimento de verduras e vegetais, quando o meio está ácido, é conhecida como feofitinação, na qual a molécula de clorofila (cor verde) se transforma em feofitina (cor amarela). Foi realizado um experimento para demonstrar essa reação e a consequente mudança de cor, no qual os reagentes indicados no quadro foram aquecidos por 20 minutos.

Béquer	Reagentes utilizados
1	Uma folha de couve picada e 150 mL de água.
2	Uma folha de couve picada, 150 mL de água e suco de um limão.
3	Uma folha de couve picada, 150 mL de água e 1 g de bicarbonato de sódio.

OLIVEIRA, M. F.; PEREIRA-MAIA, E. C. Alterações de cor dos vegetais por cozimento: experimento de química inorgânica biológica. *Química Nova na Escola*, n. 25, maio, 2007 (adaptado).

Finalizado o experimento, a cor da couve, nos béqueres 1, 2 e 3, respectivamente, será

- a) verde, verde e verde.
- b) amarela, verde e verde.
- c) verde, amarela e verde.
- d) amarela, amarela e verde.
- e) verde, amarela e amarela.