



Exercício 1

(G1 - cftce) A reação $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ 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 2

(Uem 2020) Em um cilindro de volume 1 L são adicionados 1 mol do reagente $\text{H}_2(\text{g})$ e 1 mol do reagente $\text{Cl}_2(\text{g})$. Eles reagem entre si e, após um dado tempo, atingem o equilíbrio, formando 1,6 mol de $\text{HCl}(\text{g})$.

Sobre o assunto, assinale o que for **correto**.

- Mantida a temperatura constante, uma alteração de volume do cilindro deslocará o equilíbrio da reação.
- A constante de equilíbrio da reação descrita no comando da questão (caput) é 64.
- Ao se em um cilindro inicialmente evacuado de 1 L que se encontra colocarem 2 (g) na mesma temperatura do cilindro descrito no caput, após se $\text{se}_2(\text{g})$ mols de HCl atingir o equilíbrio, será obtido 0,2 mol de H .
- 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 $\text{HI}(\text{g})$ fará que o valor numérico da constante de equilíbrio seja o mesmo da reação com o cloro.
- Um catalisador deve ser adicionado ao cilindro para que a quantidade de HCl obtida, no equilíbrio, seja maior que 1,6 mol.

Exercício 3

(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 béquer; 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.

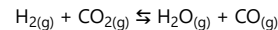
Na solução de repolho roxo a $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$.

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

Nos 20 mL de solução de cloreto de sódio existem 22 íons Na^+ e 22 íons Cl^- .

Exercício 4

(Uem 2020) 1 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ e 1 mol de $\text{CO}_2(\text{g})$ 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.

- Se x é a quantidade de matéria de cada um dos produtos, então x é igual a 5/4 mol.
- A concentração do $\text{H}_2(\text{g})$ no equilíbrio é 0,02 mol/L.
- A concentração de $\text{CO}(\text{g})$ no equilíbrio é 2,24 g/L.
- A concentração de água no equilíbrio é 0,08 mol/L.
- Trata-se de uma reação de oxirredução.

Exercício 5

(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

- concentração de OH^- na água pura diminui com o aumento de temperatura.
- concentração de H^+ 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.

Exercício 6

(Pucpr 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

- com pH maior do que 7,0.
- 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 OH⁻.

Exercício 7

(Uem 2020) Assinale o que for correto.

- 01) K_a (constante de ionização) para o ácido cianídrico, K_a para o ácido nitroso é menor que K_a para o ácido cianídrico, então o pK_a do ácido cianídrico é maior do que o pK_a do ácido nitroso.
- 02) O pOH de uma solução com concentração 10^{-9} é igual a 8,3 (Dado: $\log 5 \approx 0,7$).
- 04) A K_a de uma solução de pH = 2 é, exatamente, de uma solução de concentração 10.000 vezes maior que a concentração de água pura (pH de íons H⁺ = 7,0).
- 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 (completamente dissociado) de pH = 5, o pH 3/4 da água de uma solução Na_2SO_4 da solução resultante deverá ser 3,75 (Dado: $\log 4 = 0,6$).

Exercício 8

(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.

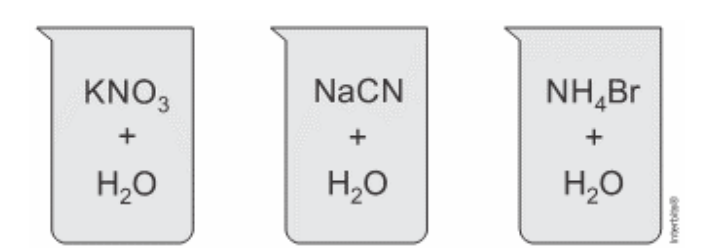
Exercício 9

(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 10

(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:

- I. 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 $K_b > K_a$.

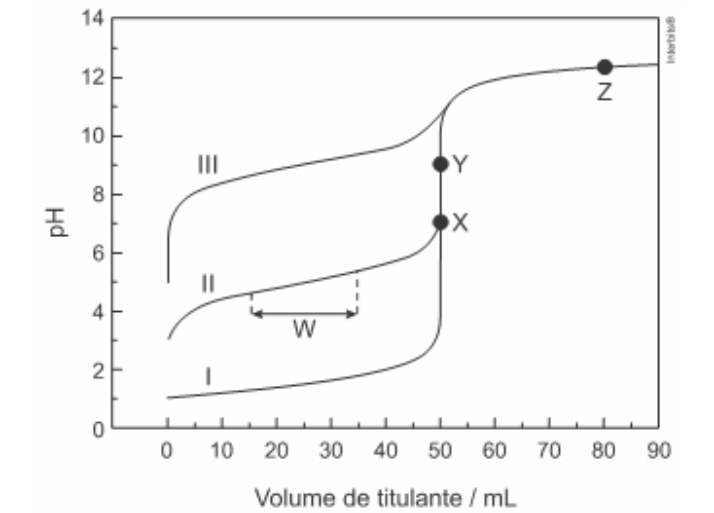
IV. $NH_4^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} + H^+_{(aq)}$ representa a hidrólise do cátion amônio.

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 11

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

Exercício 12

(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.

- 01) A solução de K_2SO_4 é neutra, pois não apresenta hidrólise.
- 02) A reação de hidrólise do CH_3COONa é a seguinte:
 $CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
- 04) A ordem crescente de pH das soluções de $NaCN$, Na_2CO_3 , K_2SO_4 e NH_4Br é, respectivamente, $NaCN < Na_2CO_3 < K_2SO_4 < NH_4Br$.
- 08) A constante de hidrólise para o $NaCN$ pode ser escrita da seguinte maneira
 $K_h = \frac{[Na^+][CN^-]}{[NaCN]}$

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

Exercício 13

(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 (CO₂) 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.

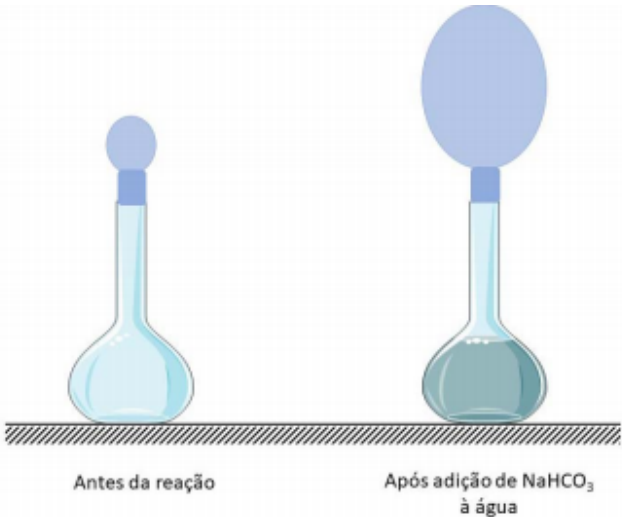
Sobre o assunto, é correto afirmar que:

- 01) o refrigerante, conforme descrito no enunciado, consiste em um exemplo de mistura heterogênea.
- 02) após a fusão do gelo com o do refrigerante tenderá a se separar da consequente aumento da mistura, pois sua solubilidade na água temperatura, o CO diminuirá.
- 04) água, gás) gelo e açúcar são quatro componentes quimicamente distintos (CO ²do refrigerante.
- 08) o refrigerante pode ser considerado uma é um eletrólito forte e libera seus solução eletrolítica, já que o CO ²ions 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.

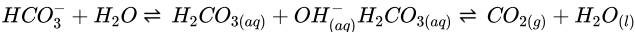
Exercício 14

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 com íons bicarbonato e a decomposição do ácido carbônico formado:



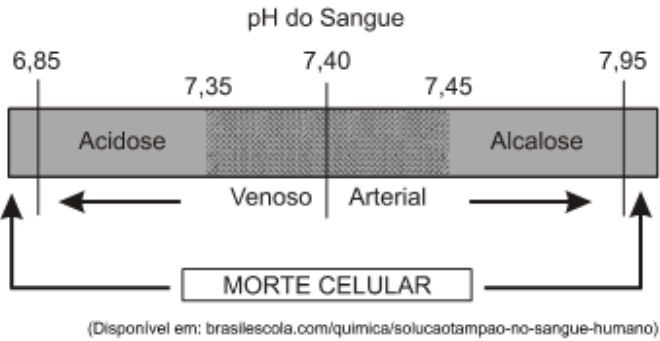
(UFSC 2018) Considerando que o experimento tenha sido conduzido sob pressão atmosférica de 1,0 atm, é correto afirmar que:

01. a solução formada por água e bicarbonato de sódio terá pH superior a 7,0.
02. a que inflará o balão independe da quantidade de bicarbonato de quantidade 2sódio inserida na água, mas depende da quantidade de água no de CO 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 será inibida e, portanto, o volume interno dissolvido em uma solução ácida, a2do balão será menor do que se a reação decomposição para formar CO for conduzida em meio básico.
16. se o balão for estourado ao término do experimento, o gás que o preenche irá se contrair e será reabsorvido pela solução, o que resultará em um aumento no pH.
32. considerando-se quantidades equivalentes de bicarbonato, assume-se que o balão estará mais inflado, ou seja, terá maior volume interno ao término da reação se o experimento for conduzido a 35 °C do que a 15 °C.

Exercício 15

(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.

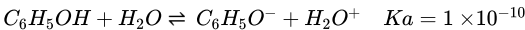


Um litro de solução contém 1,24 g de ácido carbônico e 16,8 g de bicarbonato de sódio. Sabendo-se que $K_a = 2 \cdot 10^{-7}$, determine o pOH dessa solução-tampão. (Considere: $\log 2 = 0,3$)

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

Exercício 16

(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:

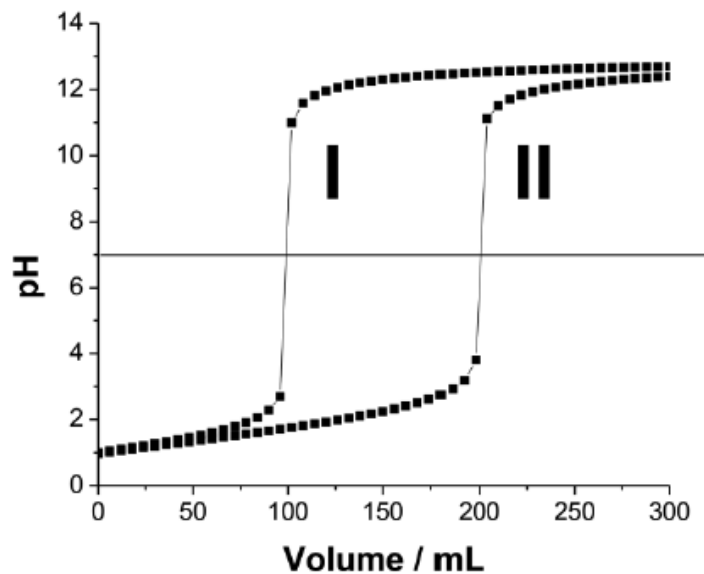
- A solução aquosa de fenol a $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ tem $\text{pH} < 5$.
- A solução aquosa de anilina a $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ tem $\text{pH} > 9$.
- Ambas as soluções aquosas a $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ têm pH aproximadamente iguais.

Das afirmações acima está(ão) CORRETA(S)

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

Exercício 17

(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 mL de soluções (0,100 mol.L⁻¹) de cada um desses ácidos com uma solução padrão de KOH (0,100 mol.L⁻¹).



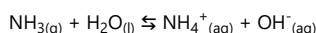
Fonte: <http://www.ufjf.br/nupis/files/2016/04/aula-2-Titula%C3%A7%C3%A3o-%C3%A1cido-base.pdf>

Os ácidos I e II são, respectivamente,

- a) CH₃COOH e HNO₃.
- b) HCl e HNO₃.
- c) HCl e H₂SO₄.
- d) HNO₃ e CH₃COOH.
- e) H₂SO₄ e HCl.

Exercício 18

(Fatec 2019) A amônia (NH₃), 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 NH₃ apresenta concentração inicial de 0,02 mol/L a 25 °C.

Nessas condições, o valor da concentração de íons OH⁻, em mol/L, é

Dado: Constante de basicidade de amônia a 25 °C: K_b = 1,8×10⁻⁵

- a) 2×10⁻⁴
- b) 3×10⁻⁴
- c) 4×10⁻⁴
- d) 5×10⁻⁴
- e) 6×10⁻⁴

Exercício 19

(Ufr 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 SO_{2(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 SO_{2(g)} seja canalizado e borbulhado numa solução salina neutralizante.

Constantes de equilíbrio de ácidos fracos a 25 °C	
Fórmula e equação de ionização	K _a
$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	4,2×10 ⁻⁷
$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	4,8×10 ⁻¹¹
$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	6,2×10 ⁻⁸

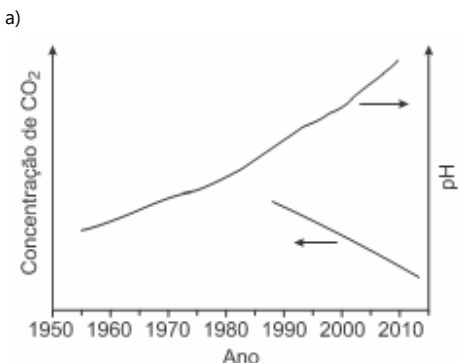
$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	3,6×10 ⁻¹³
$\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	1,2×10 ⁻²

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

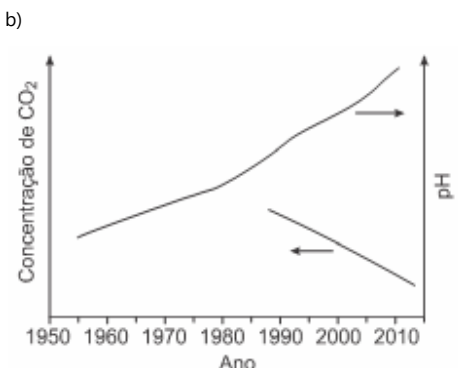
- a) Sulfato de sódio.
- b) Carbonato de sódio.
- c) Fosfato de sódio.
- d) Hidrogenocarbonato de sódio.
- e) Monohidrogenofosfato de sódio.

Exercício 20

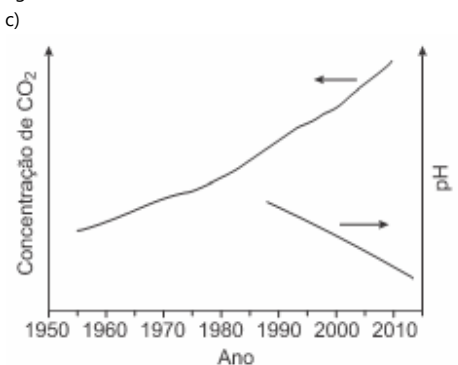
(Unicamp 2020) A atividade humana tem grande impacto na biosfera; um exemplo é o que vem ocorrendo na água dos oceanos nas últimas décadas. Assinale a alternativa que corretamente evidencia a influência da atividade humana no pH da água dos oceanos e como ela se acentua em função da região do planeta.



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

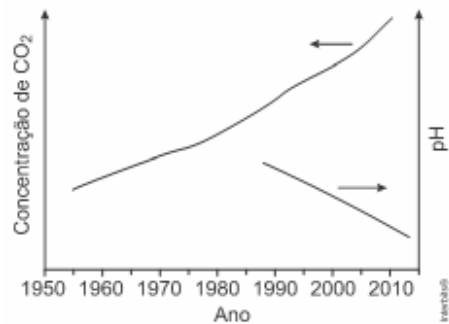


Essa influência se acentua na região dos trópicos, em razão da temperatura da água do mar.



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 21

(ENEM 2020) O dióxido de carbono passa para o estado sólido (gelo seco) a -78 °C e retorna ao estado gasoso à temperatura ambiente. O gás é facilmente solubilizado em água, capaz de absorver radiação infravermelha da superfície da terra e não conduz eletricidade. Ele é utilizado como matéria-prima para a fotossíntese até o limite de saturação. Após a fixação pelos organismos autotróficos, o gás retoma ao meio ambiente pela respiração aeróbica, fermentação, decomposição ou por resíduos industriais, queima de combustíveis fósseis e queimadas. Apesar da sua importância ecológica, seu excesso causa perturbações no equilíbrio ambiental.

Considerando as propriedades descritas, o aumento atmosférico da substância afetará os organismos aquáticos em razão da

- a) redução do potencial hidrogeniônico da água.
- b) restrição da aerobiose pelo excesso de poluentes.
- c) diminuição da emissão de oxigênio pelos autótrofos.
- d) limitação de transferência de energia entre os seres vivos.
- e) retração dos oceanos pelo congelamento do gás nos polos.

Exercício 22

(Uepg 2015) Considerando a equação em equilíbrio, de síntese do SO₃.
 $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$
As constantes de equilíbrio, K_c 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_{2(g)} ou de O_{2(g)}.
- 02) Para que essa reação atinja o equilíbrio mais rapidamente, pode-se aumentar a concentração de SO_{2(g)} ou de O_{2(g)}.
- 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.
- 08) A síntese do SO₃ é uma reação exotérmica.
- 16) Para melhorar o rendimento dessa reação deve-se abaixar a temperatura.

Exercício 23

(ENEM PPL 2018) 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 2000 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?

- a) 2,6
- b) 3,0
- c) 3,2
- d) 3,3
- e) 3,6

Exercício 24

(ENEM 2016) A bauxita é o minério utilizado na fabricação do alumínio, a qual apresenta Al₂O₃ (alumina) em sua composição. Após o trituração e lavagem para reduzir o teor de impurezas, o minério é misturado a uma solução aquosa de NaOH (etapa A). A parte sólida dessa mistura é rejeitada e a solução resultante recebe pequenos cristais de alumina, de onde sedimenta um sólido (etapa B). Esse sólido é aquecido até a obtenção de um pó branco, isento de água e constituído unicamente por alumina. Finalmente, esse pó é aquecido até sua fusão e submetido a uma eletrólise, cujos produtos são o metal puro fundido (Al) e o gás carbônico (CO₂).

SILVA FILHO, E. B.; ALVES, M. C. M.; DA MOTTA, M. *Lama vermelha da indústria de beneficiamento de alumina: produção, características, disposição e aplicações alternativas*. Revista Matéria, n. 2, 2007.

Nesse processo, as funções das etapas A e B são, respectivamente:

- a) oxidar a alumina e outras substâncias e reduzir seletivamente a alumina.
- b) solubilizar a alumina e outras substâncias e induzir a precipitação da alumina.
- c) solidificar as impurezas alcalinas e deslocar o equilíbrio no sentido da alumina.
- d) neutralizar o solo ácido do minério e catalisar a reação de produção da alumina.
- e) romper as ligações químicas da alumina e diminuir o calor de formação do alumínio.

Exercício 25

(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.

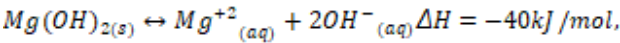
Indicador	Viragem de cor do indicador	Intervalo de pH de viragem de cor	Cor apresentada pela amostra de água mineral
Vermelho neutro	Vermelho-azulado para amarelo-alaranjado	6,8 a 8,0	Amarelo-alaranjado
Amarelo de alizarina	Amarelo-claro para amarelo-acastanhado	10,0 a 12,1	Amarelo-claro
Púrpura de m-cresol	Amarelo para púrpura	7,4 a 9,0	Púrpura

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

- a) 1×10⁻⁹ e 1×10⁻⁸.
- b) 1×10⁻¹⁰ e 1×10⁻⁹.
- c) 1×10⁻⁵ e 1×10⁻⁴.
- d) 1×10⁻⁶ e 1×10⁻⁵.
- e) 1×10⁻¹² e 1×10⁻¹⁰.

Exercício 26

(Uern 2015) Considerando o seguinte equilíbrio químico:



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

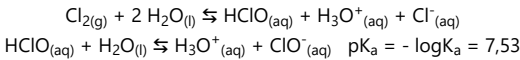
- () Trata-se de um equilíbrio heterogêneo.
- () Se aumentar a concentração de hidróxido de magnésio, o equilíbrio será deslocado para direita.
- () Aumentando a pressão do sistema, o equilíbrio será deslocado para a esquerda.
- () Aumentando a concentração de íons magnésio, a reação será deslocada para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

A sequência está correta em

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

Exercício 27

(ENEM 2013) Uma das etapas do tratamento da água é a desinfecção, sendo a cloração o método mais empregado. Esse método consiste na dissolução do gás cloro numa solução sob pressão e sua aplicação na água a ser desinfetada. As equações das reações químicas envolvidas são:



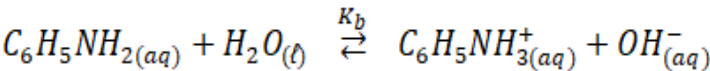
A ação desinfetante é controlada pelo ácido hipocloroso, que possui um potencial de desinfecção cerca de 80 vezes superior ao ânion hipoclorito. O pH do meio é importante, porque influencia na extensão com que o ácido hipocloroso se ioniza.

Para que a desinfecção seja mais efetiva, o pH da água a ser tratada deve estar mais próximo de:

- a) 0
- b) 5
- c) 7
- d) 9
- e) 14

Exercício 28

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



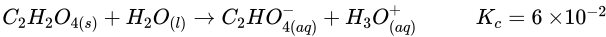
Sabe-se que Kb ≈ 4×10⁻¹⁰ a 25 °C e que o valor de pH de uma solução aquosa saturada de anilina a 25 °C é próximo de 9. Com base nessas informações e sabendo que Kw nessa temperatura é igual a 1×10⁻¹⁴, a concentração aproximada da solução saturada de anilina a 25 °C é

- a) 0,02 mol/L.
- b) 0,5 mol/L.

- c) 0,1 mol/L.
- d) 0,3 mol/L.
- e) 0,8 mol/L.

Exercício 29

(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 Kc da reação $C_2HO^{-}_{4(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)} \rightarrow C_2H_2O_{4(s)} + H_2O_{(l)}$ é: 16,66.
- b) a Kc da reação: $C_2HO^{-}_{4(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)} \rightarrow C_2H_2O_{4(s)} + H_2O_{(l)}$ é: -6 x 10⁻².
- c) se a concentração da solução for multiplicada por 2, qual o valor do K = 12 x 10⁻².
- d) o ácido oxálico é um ácido forte.
- e) a adição de HCl à solução não altera o equilíbrio da reação.

Exercício 30

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

Ácido	Constante
HCN	4,9×10 ⁻¹⁰
HCOOH	1,8×10 ⁻⁴
CH ₃ COOH	1,8×10 ⁻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 31

(Espcex (Aman) 2019) A uma solução aquosa de 100 mL de ácido clorídrico (HCl) de concentração 1 mol·L⁻¹ foram adicionados 400 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH) de concentração 0,75 mol·L⁻¹.

Considerando que:

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

O pH da mistura resultante dessa reação de neutralização é

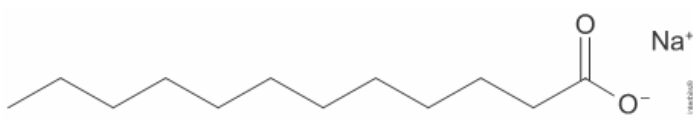
Dado: log 4 = 0,60

- a) 13,6.
- b) 11,4.
- c) 9,8.
- d) 7,5.
- e) 4,3.

Exercício 32

(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 33

(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
NaHCO ₃	10
Ca(ClO) ₂	8
O ₃	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) O₃, por apresentar um caráter básico, é responsável pelo controle da NaHCO₃ 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 34

(PUC-RS 2015) O processo de dissolução do sulfato de sódio em água é exotérmico, conforme a equação:
 $Na_2SO_{4(g)} \rightleftharpoons 2Na_{(aq)}^+ + SO_{4(aq)}^{2-} + calor$
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 35

(Famerp 2021) Amostras das substâncias cloreto de potássio (KCl), cloreto de amônio (NH₄Cl), clorofórmio (CHCl₃) e sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁) 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	não	7,0

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

- a) NH₄Cl, CHCl₃, KCl, C₁₂H₂₂O₁₁
- b) KCl, NH₄Cl, CHCl₃, C₁₂H₂₂O₁₁
- c) KCl, CHCl₃, NH₄Cl, C₁₂H₂₂O₁₁
- d) NH₄Cl, C₁₂H₂₂O₁₁, KCl, CHCl₃
- e) NH₄Cl, KCl, C₁₂H₂₂O₁₁, CHCl₃

Exercício 36

(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



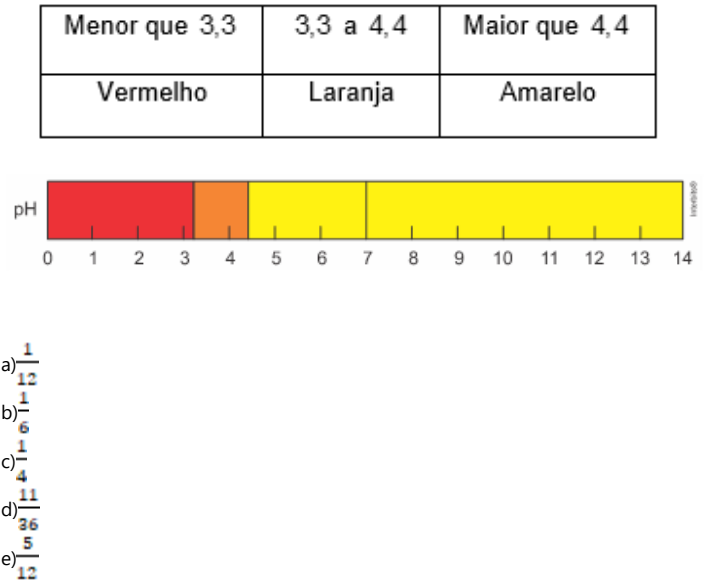
- de solução.
- O estudante deveria observar a cor da solução ao final do experimento.

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:



Exercício 37

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

$$A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightarrow 2AB \quad \Delta H > 0$$

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 38

(Ufrgs 2017) O ácido fluorídrico, solução aquosa do fluoreto de hidrogênio (HF) com uma constante de acidez de 6,6×10⁻⁴, 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 39

(Acafe 2020) Foi preparada uma solução tampão acetato pela mistura de 500 mL de uma solução contendo 12 g/L de ácido acético (CH₃COOH) com 500 mL de uma solução contendo 0,1 mol/L de acetato de sódio à temperatura de 25 °C.

Dados: Ka ácido acético = 1,8×10⁻⁵; 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 40

(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 HC₆H₇O₂ (K_a = 2 x 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 41

(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.

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

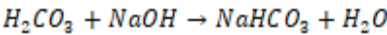
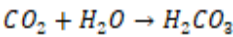
Nessa equação, pka é a constante de dissociação do princípio ativo. Considerando-se essa equação, um medicamento caracterizado como base fraca, com pka de 4,5, terá maior absorção

- a) no estômago, com pH de 1,5.
- b) na bexiga, com pH de 2,5.

- c) no túbulo coletor do néfron, com pH de 3,5.
- d) na pele, com pH de 4,5.
- e) no duodeno, com pH de 6,5.

Exercício 42

(Enem PPL 2013) À medida que se expira sobre uma solução de azul de bromotimol e hidróxido de sódio (NaOH), sua coloração azul característica vai se alterando. O azul de bromotimol é um indicador ácido-base que adquire cor azul em pH básico, verde em pH neutro e amarela em pH ácido. O gás carbônico (CO₂) expirado reage com a água presente na solução (H₂O), produzindo ácido carbônico (H₂CO₃). Este pode reagir com o NaOH da solução inicial, produzindo bicarbonato de sódio (NaHCO₃):



ARROIO, A. et AL. *Química Nova na Escola*, São Paulo, v. 29, 2006.

O que a pessoa irá observar à medida que expira no recipiente contendo essa solução?

- a) A solução mudará de cor, de azul para verde, e, em seguida, de verde para amarelo. Com o acréscimo de ácido carbônico, o pH da solução irá reduzir até tornar-se neutro. Em seguida, um excesso de ácido carbônico tornará o pH da solução ácido.
- b) A solução somente terá sua cor alterada de azul para amarelo, pois será formado um excesso de ácido carbônico no recipiente, o que reduzirá bruscamente o pH da solução.
- c) A cor da solução não será alterada com o acréscimo de ácido carbônico. Isso porque o meio é inicialmente neutro e a presença de ácido carbônico não produzirá nenhuma mudança no pH da solução.
- d) A solução mudará de azul para verde e, em seguida, de verde para azul. Isso ocorrerá em função da neutralização de um meio inicialmente básico acompanhado de um aumento de pH na solução, à medida que ácido carbônico é adicionado ao meio.
- e) A cor da solução alterará de azul para amarelo e, em seguida, de amarelo para verde. Esse comportamento é justificado pelo fato de o ácido carbônico reduzir bruscamente o pH da solução e depois ser neutralizado pelo restante de NaOH presente no meio.

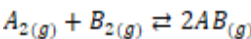
Exercício 43

(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_{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:

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

Exercício 44

(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

- 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 45

(Enem 2011) O etanol é considerado um biocombustível promissor, pois, sob o ponto de vista do balanço de carbono, possui uma taxa de emissão praticamente igual a zero. Entretanto, esse não é o único ciclo biogeoquímico associado à produção de etanol. O plantio da cana-de-açúcar, matéria-prima para a produção de etanol, envolve a adição de macronutrientes como enxofre, nitrogênio, fósforo e potássio, principais elementos envolvidos no crescimento de um vegetal.

Revista Química Nova na Escola. no 28, 2008.

O nitrogênio incorporado ao solo, como consequência da atividade descrita anteriormente, é transformado em nitrogênio ativo e afetará o meio ambiente, causando

- a) o acúmulo de sais insolúveis, desencadeando um processo de salinificação do solo.
- b) a eliminação de microrganismos existentes no solo responsáveis pelo processo de desnitrificação.
- c) a contaminação de rios e lagos devido à alta solubilidade de íons como NO₃⁻ e NH₄⁺ em água.
- d) a diminuição do pH do solo pela presença de NH₃, que reage com a água, formando o NH₄OH_(aq).
- e) a diminuição da oxigenação do solo, uma vez que o nitrogênio ativo, forma espécies químicas do tipo NO₂⁻, NO₃⁻ e N₂O.

Exercício 46

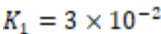
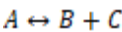
(Ime 2021) A uma solução aquosa de ácido carbônico, adiciona-se bicarbonato de sódio e posteriormente ácido clorídrico. Assinale a alternativa correta.

- 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 47

(Acafe 2019) Considere os equilíbrios químicos genéricos a seguir e suas respectivas constantes, sob temperatura de 25 °C:

1)



2)

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 SO_4^{2-} diminuem a solubilidade do BaSO_4 , pelo o efeito do íon comum.
- b) Em todos os compostos iônicos pouco solúveis, quanto maior K_{ps} , maior será a o valor da constante do produto de solubilidade (K solubilidade).
- c) A constante do produto de solubilidade do sulfato de bário pode ser expresso como: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$.
- d) A solubilidade e a constante do produto de solubilidade de BaSO_4 podem variar com a temperatura.

Exercício 51

(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 Fe^{2+} seja 5,58 mg/L e a concentração de íons 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:

$K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 9 \times 10^{-17}$, $K_{ps}(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 4,0 \times 10^{-16}$

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

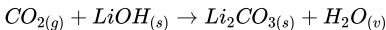
- a) Maior que 3×10^{-8} e menor que 2×10^{-6}
- b) Menor que 3×10^{-8} e maior que 4×10^{-16}
- c) Maior que 9×10^{-17} e menor que 2×10^{-6}
- d) Menor que 3×10^{-8} e maior que 4×10^{-16}
- e) Maior que 9×10^{-17} e menor que 4×10^{-16}

Exercício 52

(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) A reação entre o gás carbônico e hidróxido de lítio forma um sal com $\text{pOH} < 7$.
- b) A constante de hidrólise deste sal é dada pela $K_h = \frac{[\text{H}^+][\text{Li}_2\text{CO}_3]}{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}_2\text{O}]}$. O seguinte relação: $K_h = \frac{K_w}{K_a}$.
- 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 53

(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

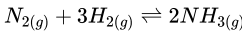
amostra deste tipo de solo apresentou $\text{pH} = 4$. Analise as proposições abaixo em relação a esses dados.

- I. O aumento do pH pode ser realizado pela adição de calcário, porque o carbonato CO_3^{2-} em contato com a umidade do solo hidrolisa, produzindo bicarbonato, HCO_3^- e hidróxido, OH^- .
 - II. O aumento do pH pode ser realizado pela adição de salitre, que é composto principalmente por nitrato de sódio.
 - III. O íon alumínio (Al^{3+}) é um dos componentes responsáveis pela acidez no solo, porque na hidrólise gera íons H^+ .
- Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as proposições II e III são verdadeiras.
- b) Somente a proposição I é verdadeira.
- c) Somente a proposição II é verdadeira.
- d) Somente as proposições I e III são verdadeiras.
- e) Somente a proposição III é verdadeira.

Exercício 54

(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:



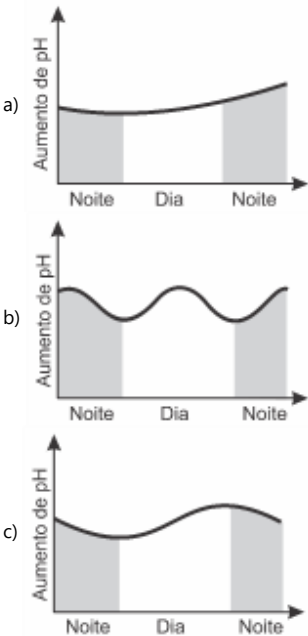
Essa reação (direta) possui um $\Delta H = -46,2 \text{ kJ/mol}$ e é normalmente realizada utilizando-se um excesso de hidrogênio.

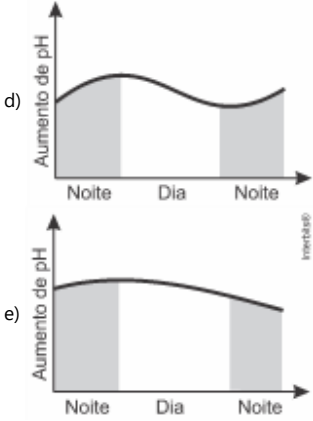
Sobre o assunto e com base nas informações acima, é correto afirmar que:

- 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 55

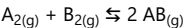
(Fuvest 2018) Considere um aquário tampado contendo apenas água e plantas aquáticas, em grande quantidade, e iluminado somente por luz solar. O gráfico que melhor esboça a variação de pH da água em função do horário do dia, considerando que os gases envolvidos na fotossíntese e na respiração das plantas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





Exercício 56

(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 mol·L⁻¹, a constante de equilíbrio (Kc), para esse processo, é aproximadamente igual a

- a) 0,25
- b) 1,33
- c) 5,00
- d) 6,66
- e) 7,50

Exercício 57

(Pucsp 2017)
Dados:
Constante de ionização (K_a) do H₂CO₃ = 4 x 10⁻⁷
Constante de ionização (K_a) do NH₃ = 2 x 10⁻⁵
Constante de ionização (K_a) do H₂O = 1 x 10⁻¹⁴

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 pH de mudança de cor	Cor em pH acima da viragem
Violeta de metila	Amarelo	0,0 - 1,6	Azul-púrpura
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 (NaHCO₃) de concentração 0,01 mol/L de uma solução de cloreto de amônio (NH₄Cl) de concentração 0,01 mol/L ele utilizou o indicador Y. Para diferenciar uma solução de amoníaco (NH₃) de concentração 1,0 x 10⁻³ 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

- a)Violeta de Metila; Azul de Bromotimol; Amarelo de Alizarina R
- b)Violeta de Metila; Fenolftaleína; Azul de Bromotimol.
- c)Alaranjado de metila; Azul de bromotimol; Fenolftaleína.
- d)Alaranjado de metila; Violeta de metila; Amarelo de alizarina R.

Exercício 58

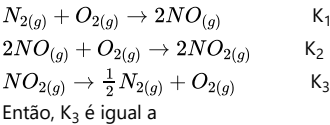
(Upe-ssa 1 2018) Os antiácidos são medicamentos, que atuam para neutralizar o ácido clorídrico (HCl), liberado pelas células parietais no estômago. Ao ingerirmos comidas e bebidas em excesso, normalmente buscamos tais remédios para aliviar os sintomas.

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

- a) NaCl
- b) NaOH
- c) CaCO₃
- d) H₂SO₄
- e) CaCl₂

Exercício 59

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



- a) $\frac{1}{(K_1 K_2)}$
- b) $\frac{1}{2(K_1 K_2)}$
- c) $\frac{1}{4(K_1 K_2)}$
- d) $(\frac{1}{(K_1 K_2)})^{1/2}$
- e) $(\frac{1}{(K_1 K_2)})^2$

Exercício 60

(ENEM 2016) 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	C ₆ H ₅ OH + H ₂ O ⇌ C ₆ H ₅ O ⁻ + H ₃ O ⁺	1,3x10 ⁻¹⁰
Piridina	C ₅ H ₅ N + H ₂ O ⇌ C ₅ H ₅ NH ⁺ + OH ⁻	1,7x10 ⁻⁹

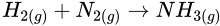
Metilamina	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4,4 \times 10^{-4}$
Hidrogenofosfato de potássio	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$	$2,8 \times 10^{-2}$
Hidrogenossulfato 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) hidrogenossulfato de potássio.

Exercício 61

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

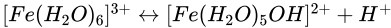


Em um recipiente fechado foram colocados 3 mols de hidrogênio e 1 mol de nitrogênio, sendo que a pressão total inicial foi de 40 atm. Após o equilíbrio, essa pressão diminuiu para 30 atm. Nessas condições, a pressão parcial da amônia no equilíbrio, em atm, é igual a

- a)5
b)10
c)15
d)20
e)30

Exercício 62

(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(H₂O)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(H₂O)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

- a) 2,5 X 10⁻¹
b) 2,5 X 10⁻³
c) 2,5 X 10⁻⁴
d) 5,0 X 10⁻²
e) 5,0 X 10⁻³

Exercício 63

(Uel 2011) As soluções-tampão desempenham um papel importante em muitos processos químicos e biológicos. Por exemplo, o plasma sanguíneo é uma solução-tampão eficiente em um meio no qual uma variação maior que 0,2 unidade de pH pode ocasionar a morte.

Considere as afirmativas a seguir.

- I. A dissolução do ácido em água para a preparação de uma solução-tampão apresenta constante de ionização igual a 1.
II. Um exemplo de solução-tampão é aquela que contém uma base fraca e um sal derivado desta base fraca.
III. Adicionando-se quantidades molares semelhantes de ácido acético e de acetato de sódio à água, obtém-se uma solução-tampão.

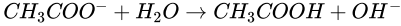
IV. A solução-tampão resiste a variações de pH, quando se adicionam pequenas quantidades de um ácido ou de uma base.

Assinale a alternativa correta.

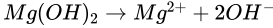
- a) Somente as afirmativas I e II são corretas.
b) Somente as afirmativas I e IV são corretas.
c) Somente as afirmativas III e IV são corretas.
d) Somente as afirmativas I, II e III são corretas.
e) Somente as afirmativas II, III e IV são corretas.

Exercício 64

(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:

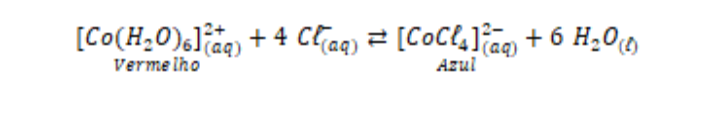
- I. Solução aquosa de acetato de sódio tem pH acima de 7,0.
II. Quando são adicionadas gotas de ácido clorídrico na solução de acetato de sódio, o equilíbrio da equação de hidrólise é deslocado para o lado da formação dos íons acetato.
III. Quando se adiciona solução de nitrato de magnésio na solução 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

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

Exercício 65

(Fuvest 2021) Para estudar equilíbrio químico de íons Co²⁺ em solução, uma turma de estudantes realizou uma série de experimentos explorando a seguinte reação:



Nesse equilíbrio, o composto de cobalto com água, [Co(H₂O)₆]²⁺_(aq), apresenta coloração vermelha, enquanto o composto com cloretos, [CoCl₄]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 ₂ SO ₄	Vermelha	Vermelha
4	CuCl	Vermelha	Vermelha
5	K ₂ SO 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 ₂ SO 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:

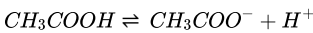
Solubilidade dos sais em g/100 mL de água a 20 °C

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

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

Exercício 66

(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 (CH₃COOH), sendo esta a substância responsável pelo caráter ácido desta solução.



Dados:
densidade do vinagre = 1,05 g/mL; Ka = 1,75×10⁻⁵; H = 1; C = 12; O = 16

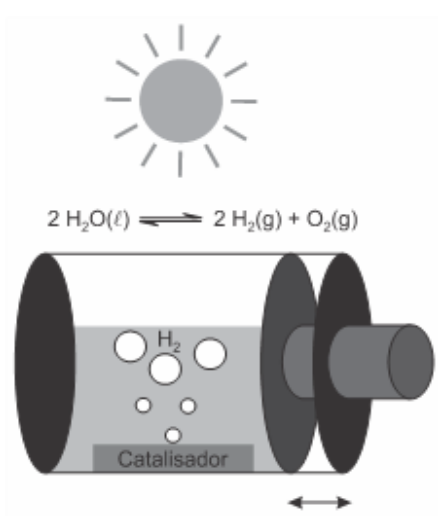
A expressão de equilíbrio do ácido acético é:

- 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 67

(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. NaTaO₃: 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 68

(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 NH_{3(g)} ⇌ N_{2(g)} + 3H_{2(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 N₂será de 1,25 mol/L.
- b) foram formados, até ser estabelecido o equilíbrio, 15 mol de H_{2(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.

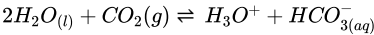
Exercício 69

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 70

(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 71

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

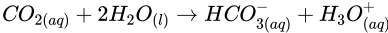
Leia o texto para responder à(s) questão(ões).

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), acessulfame 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 (C₆H₈O₇) e fosfórico (H₃PO₄). Para regular a acidez do meio usa-se o citrato de sódio (C₆H₈O₇Na) e para substituir o açúcar usa-se o aspartame (C₁₄H₁₈N₂O₅) e o ciclamato de sódio (NaC₆H₁₂SNO₃).

(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 H₃O⁺_(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 H₃O⁺_(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 72

(Ufrgs 2019) Quando se monitoram as concentrações na reação de dimerização do NO₂,

2 NO₂ ⇌ N₂O₄
obtém-se a seguinte tabela (concentrações em mol L⁻¹)

	NO ₂	N ₂ O ₄
Inicial	2	0
Tempo muito longo	x	0,8

Qual o valor de x em mol L⁻¹ e qual o valor da constante de equilíbrio em termos das concentrações?

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

Exercício 73

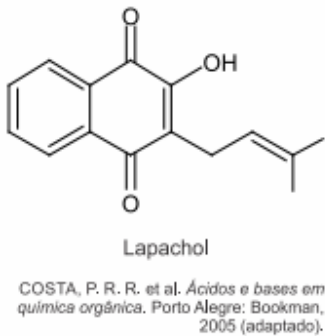
(Acafe 2021) A análise de uma água industrial indicou a presença de 0,010 mol/L de CaSO₄ e 0,005 mol/L de Na₂SO₄ à temperatura de 25 °C. Para eliminar os cátions Ca²⁺ e Na⁺, desta água, foi utilizada uma resina de troca iônica, em que os cátions são substituídos por H⁺ na proporção 1:1.

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 74

(ENEM 2017) 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 (pKa = 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 = -logK_a , em que K_a é a constante ácida da reação de ionização do lapachol.



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

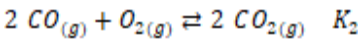
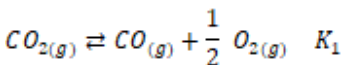
- a) Solução de Na₂CO₃para formar um sal de lapachol.
b) Solução-tampão ácido acético/acetato de sódio (pH = 4,5).
c) Solução de NaCl a fim de aumentar a força iônica do meio.
d) Solução de Na₂SO₄para formar um par iônico com lapachol.
e) Solução de HCl a fim de extraí-lo por meio de reação ácido-base.

Exercício 75

(Uffj-pism 3 2017) Considere os seguintes equilíbrios que envolvem



e suas constantes de equilíbrio correspondentes:



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

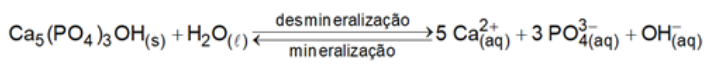
- a) $K_2 = \frac{1}{(K_1)^2}$
b) $K_2 = (K_1)^2$

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

Exercício 76

(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 [Ca₅(PO₄)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 Ca²⁺ 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 Ca₅(PO₄)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 77

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

$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_{2(g)} \qquad K = 0,23$

$CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \qquad K = 0,20$

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

$CH_{(4g)} + 2H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 4H_{2(g)}$

é de

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

Exercício 78

(ENEM 2014) Visando minimizar impactos ambientais, a legislação brasileira determina que resíduos químicos lançados diretamente no corpo receptor tenham pH entre 5,0 e 9,0 Um resíduo líquido aquoso gerado em um processo industrial tem concentração de íons hidroxila igual a 1,0x10⁻¹⁰ mol/L. Para atender a legislação, um químico separou as seguintes substâncias, disponibilizadas no almoxarifado da empresa: CH₃COOH, Na₂SO₄, CH₃OH, K₂CO₃ e NH₄Cl. Para que o resíduo possa ser lançado diretamente no corpo receptor, qual substância poderia ser empregada no ajuste do pH?

- a) CH₃COOH
- b) Na₂SO₄
- c) CH₃OH
- d) K₂CO₃
- e) NH₄Cl

Exercício 79

(ENEM 2015) 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:

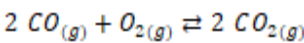
- I. $\text{CaCO}_3(s) + \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \leftrightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{HCO}_3^{-}(aq)$
- II. $\text{HCO}_3^{-}(aq) \leftrightarrow \text{H}^{+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq) \quad K_1 = 3,0 \times 10^{-11}$
- III. $\text{CaCO}_3(s) \leftrightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq) \quad K_2 = 6,0 \times 10^{-9}$
- IV. $\text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \leftrightarrow \text{H}^{+}(aq) + \text{HCO}_3^{-}(aq) \quad K_3 = 2,5 \times 10^{-7}$

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 x 10⁻²⁶
- b) 5,0 x 10⁻⁵
- c) 0,8 x 10⁻⁹
- d) 0,2 x 10⁵
- e) 2,2 x10²⁶

Exercício 80

(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 atm, as pressões parciais de monóxido de carbono e de dióxido de carbono, as quais foram, respectivamente, 0,5 atm e 4,0 atm. O valor da constante de equilíbrio será igual a

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

Exercício 81

(Ufrgs 2020) O ácido nitroso, HNO₂, é um ácido fraco com KA = 4,3×10⁻⁴. A respeito de uma solução aquosa de NaNO₂, 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.

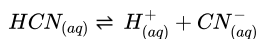
Exercício 82

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

e) mais eficiente em pH ácido ou neutro.

Exercício 85

(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	α
constante de equilíbrio	Ka
potencial hidrogeniônico	pH
concentração de HCN	[HCN]

Ao ser estabelecido o equilíbrio químico da ionização, foi adicionada certa quantidade de

NaCN_(s).

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

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

- a) α
- b) Ka
- c) pH
- d) [HCN]

Exercício 86

(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 (Mg⁰) e ácido clorídrico (HCl). Experimentalmente consiste em mergulhar uma fita de magnésio metálico numa solução de concentração 0,1 mol/L de ácido clorídrico.

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

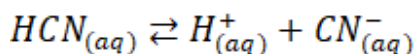
- I. A ocorrência da reação é evidenciada pela formação de bolhas do gás oxigênio.
- II. Um dos produtos formados na reação é o óxido de magnésio.
- III. O coeficiente estequiométrico do ácido clorídrico, após a escrita da equação da reação corretamente balanceada, é 2.
- IV. O agente oxidante dessa reação de oxidorredução é o ácido clorídrico.
- V. Considerando a solução inicial do ácido clorídrico de concentração 0,1 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 87

(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.



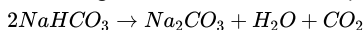
Um litro de solução aquosa saturada de PbSO₄ (massa molar 303 g/mol), a 25°C, contém 45,5 mg de soluto. O produto de solubilidade do CaCrO₄ a 25°C é 6,25 × 10⁻⁴. Quanto à solubilidade em água a 25°C, os compostos PbSO₄ e CaCrO₄ podem ser classificados, respectivamente, como:

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

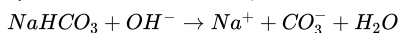
Exercício 83

(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

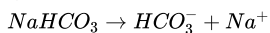
a) como higienizador bucal, elevando o pH da saliva:



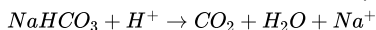
b) em extintores de incêndio, funcionando como propelente:



c) como fermento em massas alimentícias, promovendo a expansão da massa:

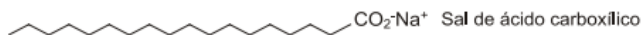


d) como antiácido estomacal, elevando o pH do estômago:

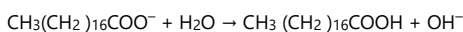


Exercício 84

(ENEM 2009) Sabões são sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa utilizados com a finalidade de facilitar, durante processos de lavagem, a remoção de substâncias de baixa solubilidade em água, por exemplo, óleos e gorduras. A figura a seguir representa a estrutura de uma molécula de sabão.



Em solução, os ânions do sabão podem hidrolisar a água e, desse modo, formar o ácido carboxílico correspondente. Por exemplo, para o estearato de sódio, é estabelecido o seguinte equilíbrio:



Uma vez que o ácido carboxílico formado é pouco solúvel em água e menos eficiente na remoção de gorduras, o pH do meio deve ser controlado de maneira a evitar que o equilíbrio acima seja deslocado para a direita.

Com base nas informações do texto, é correto concluir que os sabões atuam de maneira:

- a) mais eficiente em pH básico.
- b) mais eficiente em pH ácido.
- c) mais eficiente em pH neutro.
- d) eficiente em qualquer faixa de pH.

Em um experimento, preparou-se uma solução aquosa de HCN na concentração de 0,1 mol·L⁻¹ e grau de ionização igual a 0,5%.

A concentração de íons cianeto nessa solução, em mol·L⁻¹, é igual a:

- a) 2,5×10⁻⁴
- b) 5,0×10⁻⁴
- c) 2,5×10⁻²
- d) 5,0×10⁻²

Exercício 88

(Enem 2010) As misturas efervescentes, em pó ou em comprimidos, são comuns para a administração de vitamina C ou de medicamentos para azia. Essa forma farmacêutica sólida foi desenvolvida para facilitar o transporte, aumentar a estabilidade de substâncias e, quando em solução, acelerar a absorção do fármaco pelo organismo.

A matérias-primas que atuam na efervescência são, em geral, o ácido tartárico ou o ácido cítrico que reagem com um sal de caráter básico, como o bicarbonato de sódio (NaHCO₃), quando em contato com a água. A partir do contato da mistura efervescente com a água, ocorre uma série de reações químicas simultâneas: liberação de íons, formação de ácido e liberação do gás carbônico- gerando a efervescência.

As equações a seguir representam as etapas da reação da mistura efervescente na água, em que foram omitidos os estados de agregação dos reagentes, e H₃A representa o ácido cítrico.

- I. NaHCO₃ → Na⁺ + HCO₃⁻
- II. H₂CO₃ ⇌ H₂O + CO₂
- III. HCO₃⁻ + H⁺ ⇌ H₂CO₃
- IV. H₃A ⇌ 3H⁺ + A⁻

A ionização, a dissociação iônica, a formação do ácido e a liberação do gás ocorrem, respectivamente, nas seguintes etapas:

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

Exercício 89

(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 90

(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 oC. 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 ± 0,1 com hidróxido de sódio 0,2 mol/L.

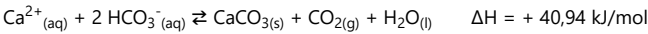
No propósito do teste, esse fluido atua como

- a) um sistema-tampão.
- b) uma solução estomacal.
- c) um eletrólito crioprotetor.

- d) um suco gástrico simulado.
- e) uma solução supersaturada.

Exercício 91

(ENEM PPL 2014) A formação de estalactites depende da reversibilidade de uma reação química. O carbonato de cálcio (CaCO₃) é encontrado em depósitos subterrâneos na forma de pedra calcária. Quando um volume de água rica em CO₂ dissolvido infiltra-se no calcário, o minério dissolve-se formando íons Ca₂⁺ e HCO₃⁻. Numa segunda etapa, a solução aquosa desses íons chega a uma caverna e ocorre a reação inversa, promovendo a liberação de CO₂ e a deposição de CaCO₃, 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 HCO₃⁻ no meio.
- d) aumento da temperatura no interior da caverna.
- e) aumento da concentração de CO₂dissolvido.

Exercício 92

(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, CO_(g) + H₂O_(g) ⇌ CO_{2(g)} + 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.

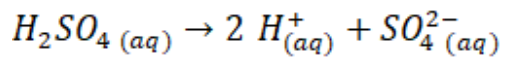
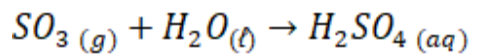
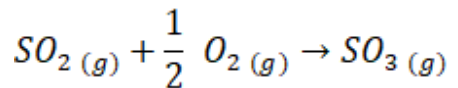
- a) 1/4
- b) 1/9
- c) 0,44
- d) 4,0

Exercício 93

(Ufms 2019) O dióxido de enxofre (SO₂) 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 SO₂ 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 (SO₃) que, por sua vez, em contato com a água da chuva, irá formar o ácido sulfúrico (H₂SO₄), que é um ácido forte.

(Disponível em:<http://www.usp.br/qambiental/chuva_acidafront.html#formacao> . Acesso em: 07 de nov. 2018. Adaptado).

Esse processo pode ser descrito por:



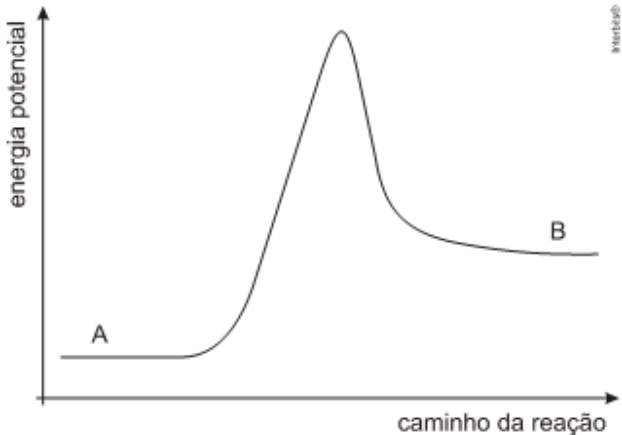
Uma amostra de chuva, contendo exclusivamente ácido sulfúrico (α = 100%), mostrou uma concentração de 5·10⁻⁵ mol/L.

O pH da referida chuva é de:

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

Exercício 94

(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 95

(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 $2\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ é $K_p = \left[\frac{N_2O_4}{NO_2}\right]^2$.
- 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.

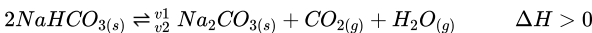
Exercício 96

(ENEM PPL 2014) Fertilizantes químicos mistos, denominados NPK, são utilizados para aumentar a produtividade agrícola, por fornecerem os nutrientes nitrogênio, fósforo e potássio, necessários para o desenvolvimento das plantas. A quantidade de cada nutriente varia de acordo com a finalidade do adubo. Um determinado adubo NPK possui, em sua composição, as seguintes substâncias: nitrato de amônio (NH₄ NO₃), ureia (CO(NH₂)₂), nitrato de potássio (KNO₃), fosfato de sódio (Na₃ PO₄) e cloreto de potássio (KCl). A adição do adubo descrito provocou diminuição no pH de um solo. Considerando o caráter ácido/básico das substâncias constituintes desse adubo, a diminuição do pH do solo deve ser atribuída à presença, no adubo, de uma quantidade significativa de:

- a) ureia.
- b) fosfato de sódio.
- c) nitrato de amônio.
- d) nitrato de potássio.
- e) cloreto de potássio.

Exercício 97

(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 $K = \frac{[CO_2][H_2O]}{[CO_3]^{1/2}}$.
- 02) O aumento de temperatura desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de V.
- 04) O aumento de pressão desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de V.
- 08) A adição de gás carbônico desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de V.
- 16) Se as pressões parciais de CO₂ e O₂ forem, respectivamente, 0,5 e 0,5 atm, o valor da constante de equilíbrio, expressa em termos de pressões parciais do CO₂, será 1.

Exercício 98

(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.* [...]”.

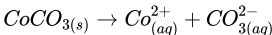
Sob condições apropriadas, uma solução aquosa de ácido fólico apresenta [H⁺] = 4,5×10⁻⁵ mol/L (sob temperatura de 25 °C). Assinale a alternativa **correta** que contém o valor do pH dessa solução.

Dados: log2 = 0,30; log3 = 0,48.

- a) 4,34
- b) 4,64
- c) 5,66
- d) 4,50

Exercício 99

(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 x 10⁻¹⁰, a solubilidade do sal, em mol/L nessa temperatura é

- a) 1,0 x10⁻¹⁰
- b) 1,0 x 10⁻⁹
- c) 2,0 x 10⁻⁸
- d) 1,0 x 10⁻⁸
- e) 1,0 x 10⁻⁵

Exercício 100

(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 101

(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

- a) quando uma solução saturada de NaCl é aquecida à ebulição, os íons ^{(gás}₂cloro). cloreto escapam para a atmosfera na forma de Cl
- b) 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.
- c) a temperatura de congelamento de uma solução de NaCl é superior à da água pura, mas a temperatura de ebulição é inferior.
- d) 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 102

(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.

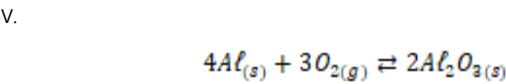
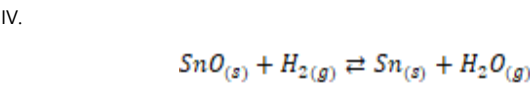
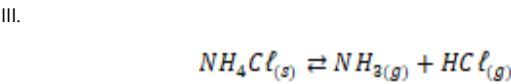
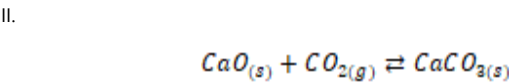
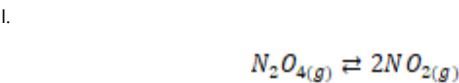
- I. A acidificação dos oceanos ocorre devido à reação química entre o gás carbônico dissolvido e a água, resultando na formação do ácido carbônico cuja fórmula química é HCO₃.
- II. Os íons carbonatos provenientes do equilíbrio do carbonato de cálcio reagem com os íons gerados pelo ácido carbônico, a fim de compensar o excesso de acidez gerado no oceano.
- III. 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**.

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

Exercício 103

(Famerp 2021) Considere as equações químicas:



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

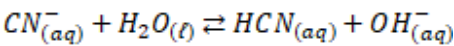
$$K_p = \frac{1}{p(x)}$$

descreve corretamente o equilíbrio representado na equação

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

Exercício 104

(Enem 2ª aplicação 2014) O cianeto de sódio, NaCN, é um poderoso agente complexante, usado em laboratórios químicos e em indústria de extração de ouro. Quando uma indústria lança NaCN sólido nas águas de um rio, ocorre o seguinte equilíbrio químico:



Esse equilíbrio químico é decorrente de uma reação de

- a) síntese.
- b) hidrólise.
- c) oxirredução.
- d) precipitação.
- e) decomposição.

Exercício 105

(ENEM PPL 2015) 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:

- a) primeira.
- b) segunda.
- c) terceira.
- d) quarta.
- e) quinta.

Exercício 106

(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):

- 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 conhecido como cimento), usado no tratamento de contendo SiO₂ deficiência constitucional.
- d) Carbo vegetalis (carvão vegetal com capacidade de absorver odores), usado para problemas de hálito fétido.

Exercício 107

(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 108

(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 109

(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 110

(UFU) O sulfato de bário é muito pouco solúvel em água ($kps = 1,3 \times 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$ 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 111

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

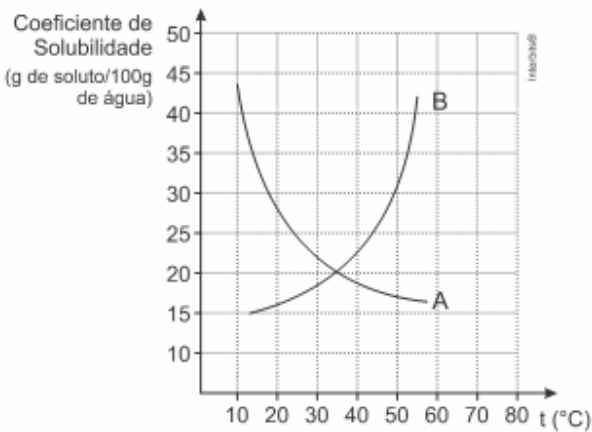
Suco	pH
Limão	2,0
Uva	4,0
Morango	5,0

Assim, analisando os resultados obtidos, é correto afirmar que

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

Exercício 112

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

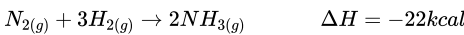


Considerando-se esses dados, é INCORRETO afirmar que:

- 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 113

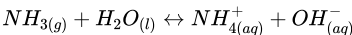
(UDESC 2014) Para a reação em equilíbrio abaixo, assinale a alternativa que **não** poderia ser tomada para aumentar o rendimento do produto.



- 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 114

(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 115

(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 $SO_4^{2-} + H_2O \rightarrow HSO_4^- + OH^-$.
- 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 $SO_4^{2-} + H_2O \rightarrow HSO_4^- + OH^-$.

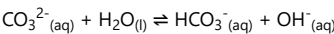
Exercício 116

(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 117

(ENEM PPL 2010) O pH do solo pode variar em uma faixa significativa devido a várias causas. Por exemplo, o solo de áreas com chuvas escassas, mas com concentrações elevadas do sal solúvel carbonato de sódio Na_2CO_3 , torna-se básico devido à reação de hidrólise do íon carbonato, segundo o equilíbrio:



Esses tipos de solo são alcalinos demais para fins agrícolas e devem ser remediados pela utilização de aditivos químicos.

BAIRD, C. Química ambiental. São Paulo: Artmed, 1995 (adaptado).

Suponha que, para remediar uma amostra desse tipo de solo, um técnico tenha utilizado como aditivo a cal virgem (CaO). Nesse caso, a remediação

- a) foi realizada, pois o caráter básico da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a direita, em decorrência da elevação de pH do meio.
- b) foi realizada, pois o caráter ácido da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da redução de pH do meio.
- c) não foi realizada, pois o caráter ácido da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a direita, em decorrência da redução de pH do meio.
- d) não foi realizada, pois o caráter básico da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da elevação de pH do meio.
- e) não foi realizada, pois o caráter neutro da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da manutenção de pH do meio.

Exercício 118

(Uemg 2019) 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.

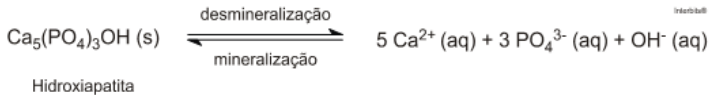
Dados: log 5 = 0,7

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 a $[H^+]/[OH^-] = 1$.
- d) A concentração de H^+ no suco de limão com manjerição é igual a 5×10^{-3} mol/L.

Exercício 119

(ENEM 2011) Os refrigerantes têm-se tornado cada vez mais o alvo de políticas públicas de saúde. Os de cola apresentam ácido fosfórico, substância prejudicial à fixação de cálcio, o mineral que é o principal componente da matriz dos dentes. A cárie é um processo dinâmico de desequilíbrio do processo de desmineralização dentária, perda de minerais em razão da acidez. Sabe-se que o principal componente do esmalte do dente é um sal denominado hidroxiapatita. O refrigerante, pela presença da sacarose, faz decrescer o pH do biofilme (placa bacteriana), provocando a desmineralização do esmalte dentário. Os mecanismos de defesa salivar levam de 20 a 30 minutos para normalizar o nível do pH, remineralizando o dente. A equação química seguinte representa esse processo:



GROISMAN, S. Impacto do refrigerante nos dentes é avaliado sem tirá-lo da dieta. Disponível em: <http://www.isaude.net>. Acesso em: 1 maio 2010 (adaptado).

Considerando que uma pessoa consuma refrigerantes diariamente, poderá ocorrer um processo de desmineralização dentária, devido ao aumento da concentração de:

- a) OH^- , que reage com os íons Ca^{2+} , deslocando o equilíbrio para a direita.
- b) H^+ , que reage com as hidroxilas OH^- , deslocando o equilíbrio para a direita.
- c) OH^- , que reage com os íons Ca^{2+} , deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- d) H^+ , que reage com as hidroxilas OH^- , deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- e) Ca^{2+} , que reage com as hidroxilas OH^- , deslocando o equilíbrio para a esquerda.

Exercício 120

(ENEM 2010) Decisão de asfaltamento da rodovia MG-010, acompanhada da introdução de espécies exóticas, e a prática de incêndios criminosos ameaçam o sofisticado ecossistema do campo rupestre da reserva da Serra do Espinhaço. As plantas nativas desta região, altamente adaptadas a uma alta concentração de alumínio, que inibe o crescimento das raízes e dificulta a absorção de nutrientes e água, estão sendo substituídas por espécies invasoras que não teriam naturalmente adaptação para este ambiente; no entanto, elas estão dominando as margens da rodovia, equivocadamente chamada de “estrada ecológica”. Possivelmente, a entrada de espécies de plantas exóticas neste ambiente foi provocada pelo uso, neste empreendimento, de um tipo de asfalto (cimentoso) que possui uma mistura rica em cálcio, que causou modificações químicas aos solos adjacentes à rodovia MG-010.

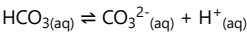
Scientific American Brasil. Ano 7, n.º 79, 2008 (adaptado).

Essa afirmação baseia-se no uso de cimento-solo, mistura rica em cálcio que:

- a) inibe a toxicidade do alumínio, elevando o pH dessas áreas.
- b) inibe a toxicidade do alumínio, reduzindo o pH dessas áreas.
- c) aumenta a toxicidade do alumínio, elevando o pH dessas áreas.
- d) aumenta a toxicidade do alumínio, reduzindo o pH dessas áreas.
- e) neutraliza a toxicidade do alumínio, reduzindo o pH dessas áreas.

Exercício 121

(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 (CO_3^{2-}) e bicarbonato (HCO_3^-), representado pela equação química:



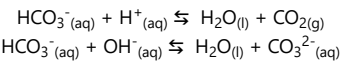
As águas dos rios, ao contrário, apresentam concentrações muito baixas de íons e substâncias básicas, com um pH em torno de 6. A alteração significativa do pH das águas dos nos e oceanos pode mudar suas composições químicas, por precipitação de espécies dissolvidas ou redissolução de espécies presentes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

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

- 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 122

(Ufrp 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 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 123

(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: Fe^{3+} sofre hidrólise em água; K_a do $\text{HNO}_2 = 5,1 \times 10^{-4}$; K_b da amônia (NH_3) = $1,8 \times 10^{-5}$)

- a) Se um corpo d’água possui pH 2, a elevação desse valor pode ser feita pela adição de NaCl na água.
- b) Se um corpo d’água possui pH 4, a elevação desse valor pode ser feita pela adição de KCl na água.
- c) Se um corpo d’água possui pH 6, a elevação desse valor pode ser feita na pela adição de FeCl³ água.
- d) Se um corpo d’água possui pH 7, a redução desse valor pode ser feita na pela adição de NH⁴ água.
- e) Se um corpo d’água possui pH 8, a redução desse valor pode ser feita na pela adição de NaNO² água.

Exercício 124

(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 125

(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 NH₄Cl 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 126

(Uffj-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.

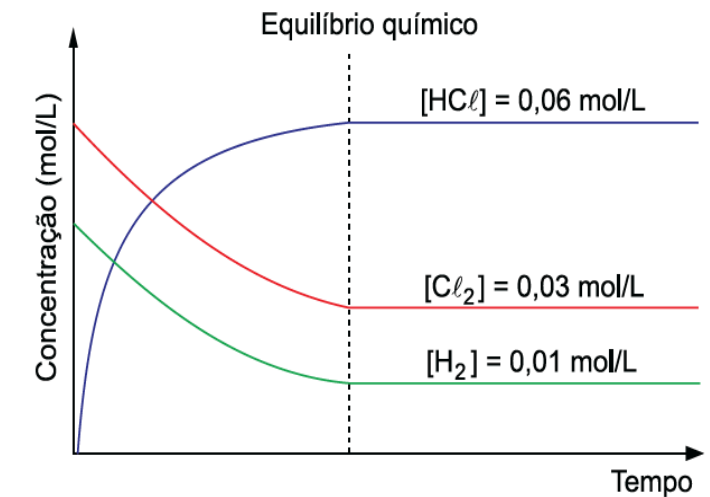
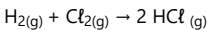
Acesso em 26/Out/2016.

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 127

(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) $2,0 \times 10^2$.

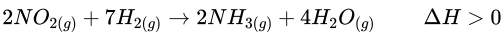
Exercício 128

(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

- a) $\frac{[AB_2]}{[A][B]^2}$
- b) $\frac{[A].[B]^2}{[AB_2]}$
- c) $\frac{[AB_2]}{[A]+[B]^2}$
- d) $\frac{[A]+[B]^2}{[AB_2]}$
- e) $\frac{[AB_2]^2}{[A].[B]^2}$

Exercício 129

(ACAFE 2015) 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 H₂ 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.

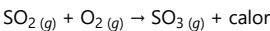
Exercício 130

(ENEM PPL 2016) 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.

Exercício 131

(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 132

(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 H ₂ O)
30	60
50	70

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

- a) 58,20 g e 66,67 g
- b) 68,40 g e 57,14 g
- c) 57,14 g e 66,67 g
- d) 66,67 g e 58,20 g
- e) 57,14 g e 68,40 g

Exercício 133

(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:

- I. deslocamento do equilíbrio;
- II. reação de oxidorredução;
- III. efeito fotoelétrico;
- IV. efeito termoiônico;
- V. ação de indicador.

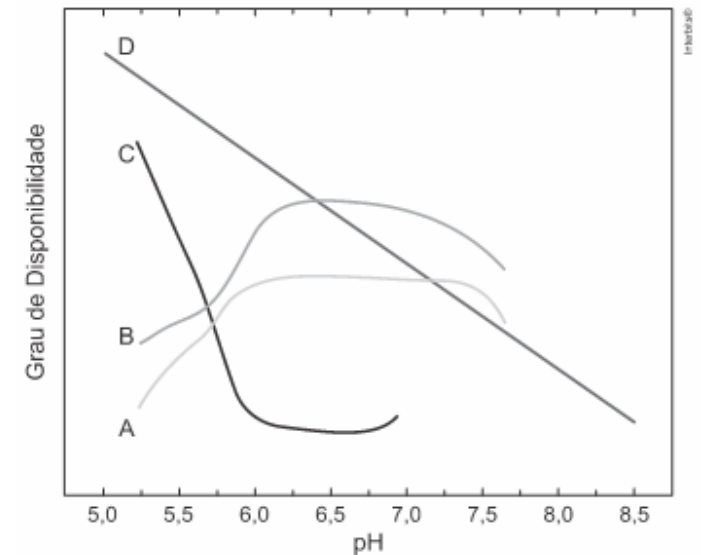
Correspondem a fenômenos que ocorrem nas lentes fotossensíveis somente os itens

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

Exercício 134

(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.

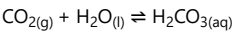


Considerando essas informações e os conhecimentos de química, é correto afirmar que a calagem atua em solos

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

Exercício 135

(ENEM 2010) 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:

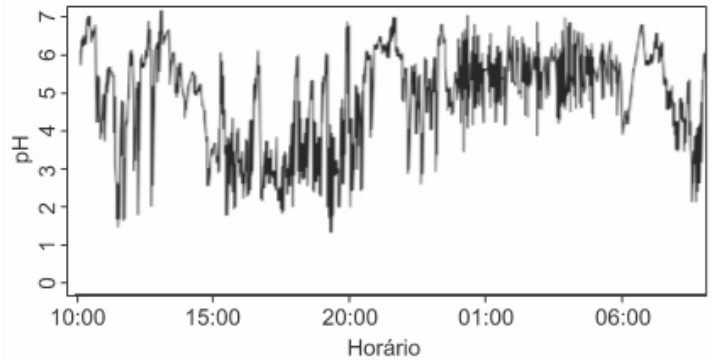


A alteração do equilíbrio anterior, relacionada ao vazamento do refrigerante nas condições descritas, tem como consequência a:

- a) liberação de CO₂ para o ambiente.
- b) elevação da temperatura do recipiente.
- c) elevação da pressão interna no recipiente.
- d) elevação da concentração de CO₂ no líquido.
- e) formação de uma quantidade significativa de H₂O.

Exercício 136

(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 137

(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.

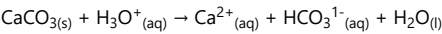
Exercício 138

(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 $\text{HCO}_3^{1-}/\text{H}_2\text{CO}_3/\text{CO}_2$.

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 139

(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 140

(Enem 2ª aplicação 2010) Devido ao seu alto teor de sais, a água do mar é imprópria para o consumo humano e para a maioria dos usos da água doce. No entanto, para a indústria, a água do mar é de grande interesse, uma vez que os sais presentes podem servir de matérias-primas importantes para diversos processos. Nesse contexto, devido a sua simplicidade e ao seu baixo potencial de impacto ambiental, o método da precipitação fracionada tem sido utilizado para a obtenção dos sais presentes na água do mar.

Tabela 1: Solubilidade em água de alguns compostos presentes na água do mar a 25 °C.

SOLUTO:	FÓRMULA	SOLUBILIDADE g/kg de H ₂ O
Brometo de sódio	NaBr	1,20 x 10 ³
Carbonato de cálcio	CaCO ₃	1,30 x 10 ⁻²
Cloreto de sódio	NaCl	3,60 x 10 ²
Cloreto de magnésio	MgCl ₂	5,41 x 10 ²
Sulfato de magnésio	MgSO ₄	3,60 x 10 ²
Sulfato de cálcio	CaSO ₄	6,80 x 10 ⁻¹

PILOMBO, L. R. M.; MARCONDES, M.E.R.; GEPEC. Grupo de pesquisa em Educação Química. *Química e Sobrevivência: Hidrosfera Fonte de Materiais*. São Paulo: EDUSP, 2005 (adaptado).

Suponha que uma indústria objetiva separar determinados sais de uma amostra de água do mar a 25 °C, por meio da precipitação fracionada. Se essa amostra contiver somente os sais destacados na tabela, a seguinte ordem de precipitação será verificada:

- a) Carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.
b) Brometo de sódio, cloreto de magnésio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, sulfato de cálcio e, por último, carbonato de cálcio.
c) Cloreto de magnésio, sulfato de magnésio e cloreto de sódio, sulfato de cálcio, carbonato de cálcio e, por último, brometo de sódio.
d) Brometo de sódio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio e, por último, cloreto de magnésio.
e) Cloreto de sódio, sulfato de magnésio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.

Exercício 141

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

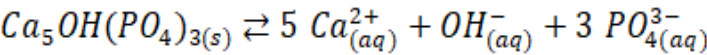
- I. $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI}_{(g)}$
II. $2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(g)}$
III. $\text{CO}_{(g)} + \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{NO}_{(g)}$
IV. $2 \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$

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

Exercício 142

(Uefs 2017) O principal constituinte do esmalte dos dentes é a hidroxiapatita, $\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3(s)$, 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.

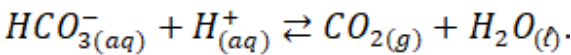
() A hidroxiapatita é um sal ácido que tende a se dissolver em meio básico, produzindo íons fosfato, que contribuem para diminuir o pH do meio.

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 143

(Uece 2018) Considere a reação seguinte no equilíbrio:



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

- a) acrescentar CO₂.
- b) retirar parte do HCO₃⁻(aq).
- c) acrescentar um catalisador.
- d) acrescentar um pouco de HCl.

Exercício 144

(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

$$FeCl_{3(aq)} + 3NH_4SCN_{(aq)} \rightarrow 3NH_4Cl_{(aq)} + Fe(SCN)_{3(aq)}$$

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 145

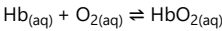
(Uefs 2018) A concentração de íons OH⁻(aq) em determinada solução de hidróxido de amônio, a 25 °C, é igual a 1×10⁻³ mol/L. O pOH dessa solução é

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

Exercício 146

(Enem 2015) Hipóxia ou mal das alturas consiste na diminuição de oxigênio 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 em equilíbrio no sangue, conforme a relação:



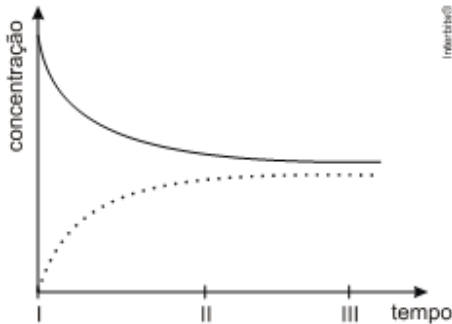
Mal da montanha. Disponível em: www.feng.pucrs.br. Acesso em: 11 fev. 2015 (adaptado).

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.

Exercício 147

(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 148

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

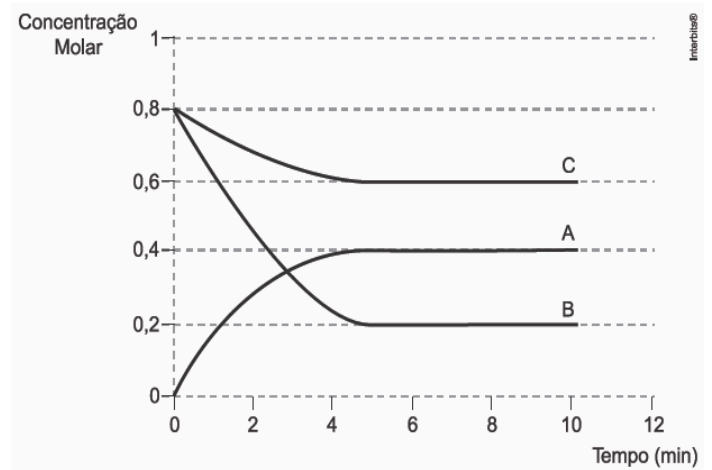
Bebida	pH
Vinagre	3,0
Refrigerante	4,0
Leite de magnésia	10,0
Amônia líquida	11,0

Qual delas apresenta concentração molar de íons OH⁻ em um meio aquoso igual a 10⁻⁴ mol/L?

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

Exercício 149

(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.

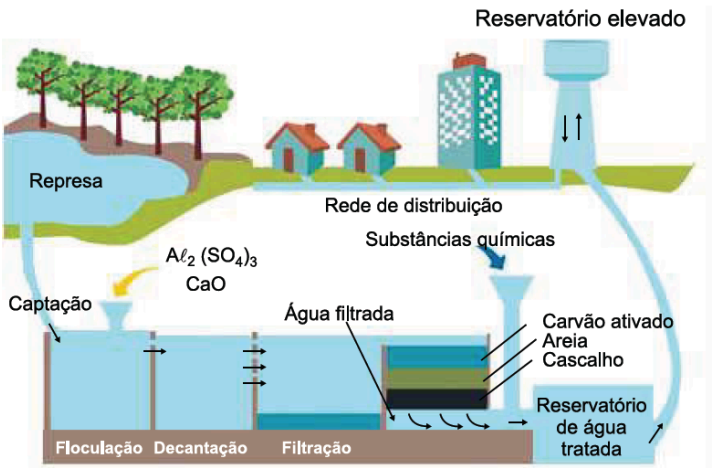


A equação química que representa estequiometricamente essa reação, é

- 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 150

(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 flóculos sólidos de tamanho maior, que são facilmente sedimentáveis.



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

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

Completem 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 151

(Uffj-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 152

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

- I. Ácido Cloroso (HClO₂) K_a = 1,1×10⁻²
- II. Ácido Fluorídrico (HF) K_a = 6,7×10⁻⁴
- III. Ácido Hipocloroso (HClO) K_a = 3,2×10⁻⁸
- IV. Ácido cianídrico (HCN) K_a = 4,0×10⁻¹⁰

Considerando as constantes de ionização (K_a), a concentração do íon H₃O⁺ 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 153

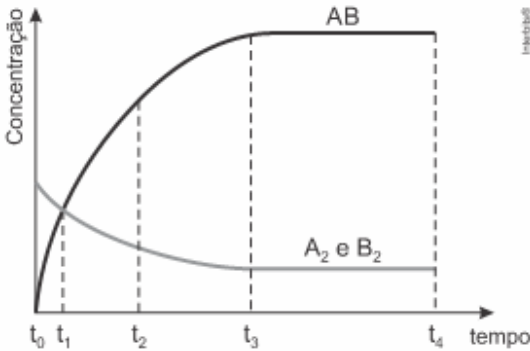
(Ufrgs 2019) O leite “talhado” é o resultado da precipitação das proteínas do leite (caseína), quando o seu pH for igual ou menor que 4,7.

Qual das soluções abaixo levaria o leite a talhar?

- a) NaOH (0,01 mol L⁻¹).
- b) HCl (0,001 mol L⁻¹).
- c) CH₃COOH (0,01 mmol L⁻¹).
- d) NaCl (0,1 mmol L⁻¹).
- e) NaHCO₃ (0,1 mol L⁻¹).

Exercício 154

(Ufpa 2016) O gráfico abaixo se refere ao comportamento da reação "A₂+B₂⇌2AB".



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

- a) t0.
- b) t1.
- c) t2.
- d) t3.
- e) t4.

Exercício 155

(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 H3O⁺) 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 156

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

- a) 10⁻⁷ mol/L.
- b) 10⁻⁸ mol/L.
- c) 10⁻⁵ mol/L.
- d) 10⁻⁹ mol/L.
- e) 10⁻⁶ mol/L.

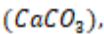
Exercício 157

(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 CO₂ no sangue e consequentemente diminuindo o pH sanguíneo, condição chamada de acidose. Um tratamento que poderia ser utilizado, para controlar essa doença, seria com solução de

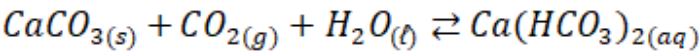
- a) carbonato de sódio.
- b) ácido clorídrico.
- c) cloreto de amônio.
- d) cloreto de sódio.
- e) sulfato de sódio.

Exercício 158

(Espcex (Aman) 2017) Os corais fixam-se sobre uma base de carbonato de cálcio (CaCO₃),



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:

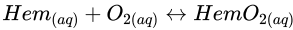


Considerando um sistema fechado onde ocorre o equilíbrio químico da reação mostrada acima, assinale a alternativa correta.

- 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.

Exercício 159

(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 (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 simplificadaamente pela equação química abaixo.

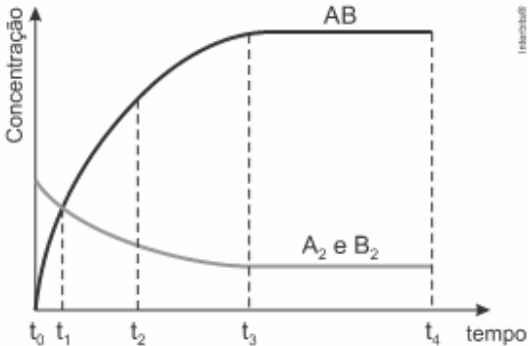


À medida que uma pessoa se desloca para locais de _____ altitude, a quantidade e a pressão parcial de O₂ no ar vai _____ e esse equilíbrio vai se deslocando para a _____. Em função disso, a pessoa sente fadiga e tontura, e pode até morrer em casos extremos. O corpo tenta reagir produzindo mais hemoglobina; 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 3600 m 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

Exercício 160

(UFPA 2016) O gráfico abaixo se refere ao comportamento da reação "A₂+ B₂ → 2AB".



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

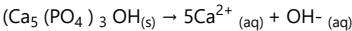
- a) t₀
- b) t₁
- c) t₂
- d) t₃
- e) t₄

Exercício 161

(ENEM PPL 2014) 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 (Ca₅ (PO₄)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:

- a) chá.
- b) café.
- c) vinho.
- d) refrigerante.
- e) suco de limão.

Exercício 162

(ENEM 2ª aplicação 2010) O rótulo de uma garrafa de água mineral natural contém as seguintes informações:

Características físico-químicas	Valor	Composição química	mg/L
---------------------------------	-------	--------------------	------

Gabarito

Exercício 1

- b) formação de uma substância pouco ionizada.

Exercício 2

- 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)}.

Exercício 3

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

Na solução de repolho roxo a [H⁺] = [OH⁻].

Nos 20 mL de solução de cloreto de sódio existem 1,2×10²² íons Na⁺ e 1,2×10²² íons Cl⁻.

Exercício 4

- 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 5

- e) água pura é neutra em qualquer temperatura.

Exercício 6

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

pH a mg/L	7,54	bicarbonato	93,84
		cálcio	15,13
		sódio	14,24
condutividade elétrica a 25 °C	151 (µS/cm)	magnésio	3,62
		carbonatos	3,09
		sulfatos	2,30
resíduo da evaporação a 180 °C	126,71 (mg/L)	potássio	1,24
		fosfatos	0,20
		fluoretos	0,20

As informações químicas presentes no rótulo de vários produtos permitem classificar de acordo com seu gosto, seu cheiro, sua aparência, sua função, entre outras. As informações da tabela permitem concluir que essa água é:

- a) gasosa.
- b) insípida.
- c) levemente azeda.
- d) um pouco alcalina.
- e) radioativa na fonte.

Exercício 7

- 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.
- 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 8

- d) depende da concentração inicial dos reagentes.

Exercício 9

- c) 10⁻⁶.

Exercício 10

- c) I e IV.

Exercício 11

- c) No ponto X o pH da solução I é igual ao pK_a do ácido I.

Exercício 12

- 01) A solução de K₂SO₄ é neutra, pois não apresenta hidrólise.
- 02) A reação de hidrólise do CH₃COONa é a seguinte:
 $CH_3COO^{-}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CH_3COOH_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$

- 04) A ordem crescente de pH das soluções de NH₄Br, K₂SO₄ e NaCN é, pH NH₄Br < pH K₂SO₄ < pH NaCN.

Exercício 13

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

02) após a fusão do gelo com o consequente aumento da temperatura, o CO₂ do refrigerante tenderá a se separar da mistura, pois sua solubilidade na água diminuirá.

Exercício 14

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 °C do que a 15 °C.

Exercício 15

d) 6,3

Exercício 16

e) apenas III.

Exercício 17

c) HCl e H₂SO₄.

Exercício 18

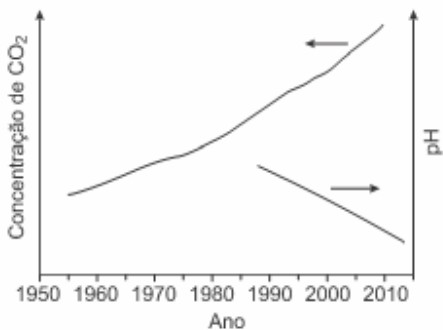
e) 6×10⁻⁴

Exercício 19

c) Fosfato de sódio.

Exercício 20

c)



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

Exercício 21

a) redução do potencial hidrogeniônico da água.

Exercício 22

08) A síntese do SO₃ é uma reação exotérmica.

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

Exercício 23

b) 3,0

Exercício 24

b) solubilizar a alumina e outras substâncias e induzir a precipitação da alumina.

Exercício 25

c) 1×10⁻⁵ e 1×10⁻⁴.

Exercício 26

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

Exercício 27

b) 5

Exercício 28

d) 0,3 mol/L.

Exercício 29

a) a K_c da reação $C_2HO_{4(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+ \rightarrow C_2H_2O_{4(s)} + H_2O_{(l)}$ é: 16,66.

Exercício 30

c) formiato < acetato < cianeto.

Exercício 31

a) 13,6.

Exercício 32

b) sal de cozinha e ácido de bateria.

Exercício 33

04) O NaHCO₃, 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 34

e) nenhuma das alternativas.

Exercício 35

a) NH₄Cl, CHCl₃, KCl, C₁₂H₂₂O₁₁

Exercício 36

c)

1
4

Exercício 37

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

Exercício 38

b) Apenas II.

Exercício 39

b) 4,44

Exercício 40

a) igual a 7; maior que 7.

Exercício 41

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

Exercício 42

a) A solução mudará de cor, de azul para verde, e, em seguida, de verde para amarelo. Com o acréscimo de ácido carbônico, o pH da solução irá reduzir até tornar-se neutro. Em seguida, um excesso de ácido carbônico tornará o pH da solução ácido.

Exercício 43

b) 0,10

Exercício 44

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

Exercício 45

c) a contaminação de rios e lagos devido à alta solubilidade de íons como NO₃⁻ e NH₄⁺ em água.

Exercício 46

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

Exercício 47

c) 45

Exercício 48

e) solução de sulfato de potássio, K₂SO₄.

Exercício 49

d) Se o ferro está na forma Fe²⁺ e o cálcio na forma Ca²⁺ na presença de fosfato e na ausência de qualquer outra espécie química, a disponibilidade dos íons Ca²⁺ para o organismo será maior.

Exercício 50

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 51

a) Maior que 3 x 10⁻⁸ e menor que 2 x 10⁻⁶

Exercício 52

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

Exercício 53

d) Somente as proposições I e III são verdadeiras.

Exercício 54

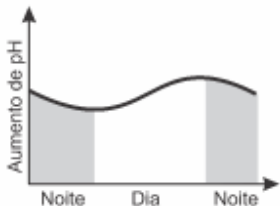
02. a remoção de amônia do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, no sentido de formação dos produtos.

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 55

c)



Exercício 56

b) 1,33

Exercício 57

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

Exercício 58

c) CaCO₃

Exercício 59

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

Exercício 60

d) hidrogenofosfato de potássio.

Exercício 61

b)10

Exercício 62

b) 2,5 X 10⁻³

Exercício 63

e) Somente as afirmativas II, III e IV são corretas.

Exercício 64

c) I e III, apenas.

Exercício 65

d) Vermelha - Vermelha - Azul

Exercício 66

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

Exercício 67

b) V – V – F – V.

Exercício 68

a) ao ser estabelecido o equilíbrio, a concentração do gás N₂ será de 1,25 mol/L.

Exercício 69

(C) 5,2.

Exercício 70

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

Exercício 71

d) I, II, IV e V

Exercício 72

a) x = 0,4; K_c = 5

Exercício 73

b) 12,3

Exercício 74

a) Solução de Na₂CO₃ para formar um sal de lapachol.

Exercício 75

a)

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

Exercício 76

d) Todas as afirmativas estão corretas.

Exercício 77

b) 0,046.

Exercício 78

d) K₂CO₃

Exercício 79

b) 5,0 x 10⁻⁵

Exercício 80

e) 40.

Exercício 81

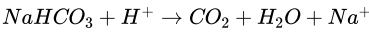
d) Apenas II e III.

Exercício 82

a) Insolúvel e ligeiramente solúvel.

Exercício 83

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



Exercício 84

a) mais eficiente em pH básico.

Exercício 85

a) α

Exercício 86

b) III e IV.

Exercício 87

b) 5,0×10⁻⁴

Exercício 88

e) IV, I, III e II

Exercício 89

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

Exercício 90

a) um sistema-tampão.

Exercício 91

d) aumento da temperatura no interior da caverna.

Exercício 92

a) 1/4

Exercício 93

c) 4.

Exercício 94

d) apresenta maior energia de ativação.

Exercício 95

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

Exercício 96

c) nitrato de amônio.

Exercício 97

01) A expressão para a constante de equilíbrio, expressa em termos de concentração, é K_c = [CO₂][H₂O].

02) O aumento de temperatura desloca o equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de V₁.

Exercício 98

a) 4,34

Exercício 99

e) 1,0 x 10⁻⁵

Exercício 100

d) 2,31 atm

Exercício 101

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

Exercício 102

b) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.

Exercício 103

d) II.

Exercício 104

b) hidrólise.

Exercício 105

b) segunda.

Exercício 106

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

Exercício 107

d) Apenas I e III.

Exercício 108

a) 3 x 10⁻⁷ mol/L

Exercício 109

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

Exercício 110

a) adicionar um pouco de sulfato de sódio.

Exercício 111

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

Exercício 112

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

Exercício 113

d) Aumentar a temperatura

Exercício 114

a) uma solução de ácido clorídrico.

Exercício 115

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 116

a) Apenas I.

Exercício 117

d) não foi realizada, pois o caráter básico da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da elevação de pH do meio.

Exercício 118

d) A concentração de H^+ no suco de limão com manjerição é igual a 5×10^{-3} mol/L.

Exercício 119

b) H^+ , que reage com as hidroxilas OH^- , deslocando o equilíbrio para a direita.

Exercício 120

a) inibe a toxicidade do alumínio, elevando o pH dessas áreas.

Exercício 121

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

Exercício 122

c) pequeno aumento do pH e da alcalinidade.

Exercício 123

d) Se um corpo d'água possui pH 7, a redução desse valor pode ser feita pela adição de NH_4Cl na água.

Exercício 124

e) carbonato, porque sua hidrólise produz OH^- que aumenta a alcalinidade.

Exercício 125

c) vermelha, alaranjada e amarela.

Exercício 126

c) Carbonato de cálcio.

Exercício 127

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

Exercício 128

a) $\frac{[\text{AB}_2]}{[\text{A}][\text{B}]^2}$

Exercício 129

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

Exercício 130

e) o equilíbrio químico do carbonato em água torna o meio alcalino.

Exercício 131

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

Exercício 132

c) 57,14 g e 66,67 g

Exercício 133

b) I e II.

Exercício 134

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

Exercício 135

a) liberação de CO_2 para o ambiente.

Exercício 136

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

Exercício 137

b) sulfato de amônio e óxido de cálcio.

Exercício 138

e) II e III.

Exercício 139

a) I e III apenas.

Exercício 140

a) Carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.

Exercício 141

b) II

Exercício 142

a) $V - F - V - F$

Exercício 143

d) acrescentar um pouco de HCl.

Exercício 144

d) apenas nos procedimentos II e III.

Exercício 145

c) 3.

Exercício 146

d) queda da pressão parcial de oxigênio.

Exercício 147

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

Exercício 148

c) Leite de magnésia

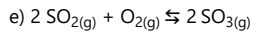
Exercício 149

d) $3B + C \rightarrow 2A$

Exercício 150

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

Exercício 151



Exercício 152

b) maior na solução do ácido I.

Exercício 153

b) HCl (0,001 mol L⁻¹).

Exercício 154

d) t₃.

Exercício 155

a) 10⁻²

Exercício 156

c) 10⁻⁵ mol/L.

Exercício 157

a) carbonato de sódio.

Exercício 158

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

Exercício 159

b) maior – diminuindo – esquerda

Exercício 160

d) t₃

Exercício 161

a) chá.

Exercício 162

d) um pouco alcalina.