

Tabela Periódica

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS
(COM MASSAS ATÔMICAS REFERENTES AO ISÓTOPO 12 DO CARBONO)

18
0

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 0
1 H 1,0	2 He 4,0	3 Li 7,0	4 Be 9,0	5 B 11,0	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,0	11 Na 23,0	12 Mg 24,0	13 Al 27,0	14 Si 28,0	15 P 31,0	16 S 32,0	17 Cl 35,5	18 Ar 40,0
19 K 39,0	20 Ca 40,0	21 Sc 45,0	22 Ti 48,0	23 V 51,0	24 Cr 52,0	25 Mn 55,0	26 Fe 56,0	27 Co 59,0	28 Ni 59,0	29 Cu 63,5	30 Zn 65,0	31 Ga 70,0	32 Ge 73,0	33 As 75,0	34 Se 79,0	35 Br 80,0	36 Kr 84,0
37 Rb 85,5	38 Sr 88,0	39 Y 89,0	40 Zr 91,0	41 Nb 93,0	42 Mo 96,0	43 Tc (99)	44 Ru 101,0	45 Rh 103,0	46 Pd 106,0	47 Ag 108,0	48 Cd 112,0	49 In 115,0	50 Sn 119,0	51 Sb 122,0	52 Te 128,0	53 I 127,0	54 Xe 131,0
55 Cs 133,0	56 Ba 137,0	57 - 71 Série dos Lantanídeos	72 Hf 178,5	73 Ta 181,0	74 W 184,0	75 Re 186,0	76 Os 190,0	77 Ir 192,0	78 Pt 195,0	79 Au 197,0	80 Hg 201,0	81 Tl 204,0	82 Pb 207,0	83 Bi 209,0	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 - 103 Série dos Actinídeos	104 Unq (261)	105 Unp (262)	106 Unh (263)	107 Uns (262)	108 Uno (265)	109 Une (266)									

↓ Elementos de Transição ↓

Série dos Lantanídeos

57 La 138,0	58 Ce 140,0	59 Pr 141,0	60 Nd 144,0	61 Pm (147)	62 Sm 150,0	63 Eu 152,0	64 Gd 157,0	65 Tb 159,0	66 Dy 162,5	67 Ho 165,0	68 Er 167,0	69 Tm 169,0	70 Yb 173,0	71 Lu 175,0
-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------

Série dos Actinídeos

89 Ac (227)	90 Th 232,0	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (253)	103 Lr (257)
-------------------	-------------------	-------------------	------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

Dados: Constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$ átomos.mol⁻¹

Produto iônico da água, K_w , a 25 °C = $1,0 \times 10^{-14}$

F = 96500 Coulombs

R = 0,082 atm.L.mol⁻¹.K

1. As reações a seguir são fundamentais para o equilíbrio ácido-base em mamíferos.



Com base nessas reações, conclui-se que um primata, introduzido em uma atmosfera rica em CO_2 , após a absorção desse gás, apresentará, como resposta fisiológica imediata, uma

- hiperventilação devido à resposta bulbar decorrente do aumento da concentração de íons H^+ no líquido intracelular.
- hiperventilação devido à resposta renal decorrente do aumento da concentração de íons HCO_3^- no ultrafiltrado glomerular.
- hipoventilação devido à resposta bulbar decorrente do aumento da concentração de H_2CO_3 no líquido intracelular.
- hipoventilação devido à resposta pulmonar decorrente do aumento da concentração de HCO_3^- nos alvéolos.
- hipoventilação devido à resposta renal decorrente do aumento H^+ no ultrafiltrado glomerular.

2. O fitoplâncton consiste em um conjunto de organismos microscópicos encontrados em certos ambientes aquáticos. O desenvolvimento desses organismos requer luz e CO_2 , para o processo de fotossíntese, e requer também nutrientes contendo os elementos nitrogênio e fósforo.

Considere a tabela que mostra dados de pH e de concentrações de nitrato e de oxigênio dissolvidos na água, para amostras coletadas durante o dia, em dois diferentes pontos (A e B) e em duas épocas do ano (maio e novembro), na represa Billings, em São Paulo.

	pH	Concentração de nitrato (mg/L)	Concentração de oxigênio (mg/L)
Ponto A (novembro)	9,8	0,14	6,5
Ponto B (novembro)	9,1	0,15	5,8
Ponto A (maio)	7,3	7,71	5,6
Ponto B (maio)	7,4	3,95	5,7

Com base nas informações da tabela e em seus próprios conhecimentos sobre o processo de fotossíntese, um pesquisador registrou três conclusões:

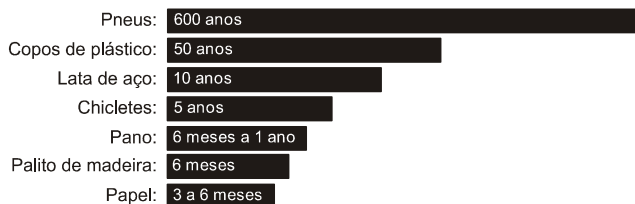
- Nessas amostras, existe uma forte correlação entre as concentrações de nitrato e de oxigênio dissolvidos na água.
- As amostras de água coletadas em novembro devem ter menos CO_2 dissolvido do que aquelas coletadas em maio.
- Se as coletas tivessem sido feitas à noite, o pH das quatro amostras de água seria mais baixo do que o observado.

É correto o que o pesquisador concluiu em

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

3. Observe este gráfico:

Tempo médio estimado para decomposição de resíduos



1. A análise das camadas de lixo em aterros e vazadouros a céu aberto, ou lixões, permite uma visão sociológica de diferentes comunidades e, também, fornece subsídios para pesquisas biológicas.

Em determinado aterro, por exemplo, além dos mais diversos materiais biodegradáveis, foram recuperados jornais da década de 1970 perfeitamente legíveis.

Com base nessas informações e em outros conhecimentos sobre o assunto, **EXPLIQUE** por que jornais com 40 anos de idade puderam ser encontrados, em condições de leitura, em aterros sanitários.

2. No início de 2010, ocorreu um grave acidente em uma área da cidade de Niterói/RJ, em que houve muitas mortes devido a deslizamentos de terra e a explosões. Divulgou-se, na época, que essa área tinha sido utilizada, há 50 anos, como depósito de lixo urbano.

CITE uma substância que, nesse caso, pode contribuir para a ocorrência de explosões e **EXPLIQUE, do ponto de vista biológico**, de que modo ela se forma.

3. O chorume é um líquido escuro formado em aterros sanitários como resultado da decomposição de materiais orgânicos que constituem o lixo urbano. Por ser extremamente tóxico e poder contaminar lençóis freáticos, esse produto deve ser devidamente tratado.

Em um dos processos utilizados, atualmente, no tratamento do chorume, uma das etapas consiste na remoção da amônia, que, nesse material, se encontra em equilíbrio com o íon amônio, em meio aquoso.

ESCREVA a equação química que representa esse equilíbrio.

4. A constante de basicidade para a equação do item anterior é, aproximadamente, 2×10^{-5} . **CALCULE** o pH que esse sistema deve ter para que a concentração de amônia seja **cinco vezes maior** que a concentração do íon amônio.

(Deixe seus cálculos indicados, explicitando assim seu raciocínio.)

5. A remoção da amônia, nesse caso, dá-se pela passagem de uma corrente de ar pelo chorume.

a) Assinalando com um **X** a quadrícula apropriada, **INDIQUE** se esse processo é **mais** eficiente em meio básico ou em meio ácido.

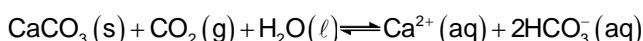
A remoção da amônia é mais eficiente em meio () básico. () ácido.

b) **JUSTIFIQUE** sua indicação, considerando o equilíbrio entre a amônia e o íon amônio, em solução aquosa, bem como a interação dessas espécies químicas com a água.

6. A amônia arrastada pelo fluxo de ar pode ser recuperada por absorção em uma solução de ácido sulfúrico.

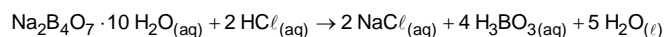
ESCREVA a equação química balanceada que representa a reação completa envolvida nesse processo.

4. Recifes de coral são rochas de origem orgânica, formadas principalmente pelo acúmulo de exoesqueletos de carbonato de cálcio secretados por alguns cnidários que vivem em colônias. Em simbiose com os pólipos dos corais, vivem algas zooxantelas. Encontrados somente em mares de águas quentes, cujas temperaturas, ao longo do ano, não são menores que 20 °C, os recifes de coral são ricos reservatórios de biodiversidade. Como modelo simplificado para descrever a existência dos recifes de coral nos mares, pode-se empregar o seguinte equilíbrio químico:



- Descreva o mecanismo que explica o crescimento mais rápido dos recifes de coral em mares cujas águas são transparentes.
- Tomando como base o parâmetro solubilidade do CO_2 em água, justifique por que ocorre a formação de recifes de coral em mares de água quente.

5. Com o objetivo de se conhecer a concentração de uma solução padrão de HCl , foram pesados e dissolvidos em água destilada 0,762 g de bórax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$). A solução contendo essa massa de bórax reagiu com 20,00 mL da solução de HCl segundo a equação abaixo:

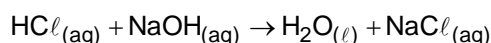


Considere: $M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 381 \text{ g mol}^{-1}$

- Calcule a concentração da solução padrão de HCl , em quantidade de matéria (mol^{-1}).
- Calcule o pH da solução resultante da reação entre quantidades estequiométricas de HCl (ácido forte) e NaOH (base forte), ambos os reagentes preparados em meio aquoso.

Considere: $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$

- Uma amostra de soda cáustica comercial pesando 0,1100 g foi dissolvida em água destilada. Calcule a porcentagem em massa de NaOH na amostra a partir da informação de que todo o hidróxido de sódio, no meio aquoso, reagiu exatamente com 20,00 mL de uma solução padrão de HCl 0,1000 mol/L.



6. No quadro, são mostradas diferentes soluções aquosas e seus respectivos valores de K_a , constante de ionização ácida.

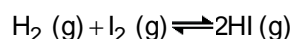
I.	Ácido nitroso ($\text{HNO}_2(\text{aq})$)	$K_a = 5,0 \times 10^{-4}$
II.	Ácido hipocloroso ($\text{HClO}(\text{aq})$)	$K_a = 3,2 \times 10^{-8}$

III.	Ácido hipobromoso ($\text{HBrO}(\text{aq})$)	$K_a = 6,0 \times 10^{-9}$
IV.	Ácido carbônico ($\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$)	$K_a = 4,4 \times 10^{-7}$
V.	Ácido bromídrico ($\text{HBr}(\text{aq})$)	$K_a > 1$

Analisando os valores de K_a e considerando concentração em quantidade de matéria igual a 1 mol L^{-1} para as soluções listadas, assinale a alternativa **correta**.

- A solução aquosa de ácido hipobromoso ($\text{HBrO}(\text{aq})$) irá apresentar caráter ácido menos acentuado do que a solução aquosa de ácido bromídrico ($\text{HBr}(\text{aq})$).
- A solução aquosa de ácido hipocloroso ($\text{HClO}(\text{aq})$) irá apresentar caráter ácido menos acentuado do que a solução aquosa de ácido hipobromoso ($\text{HBrO}(\text{aq})$).
- A solução aquosa de ácido carbônico ($\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$) irá apresentar caráter ácido mais acentuado do que a solução aquosa de ácido nitroso ($\text{HNO}_2(\text{aq})$).
- O ácido carbônico ($\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$), entre as soluções listadas, apresenta maior grau de ionização e, portanto, irá apresentar maior valor de pH.
- Dentre as soluções listadas, a solução aquosa de ácido bromídrico ($\text{HBr}(\text{aq})$), é a que irá apresentar menor grau de ionização e a que será a melhor condutora de eletricidade.

7. Coloca-se para reagir, em um recipiente isolado e de volume constante, um mol de gás hidrogênio e um mol de vapor de iodo, ocorrendo a formação de HI (g), conforme representado pela equação química

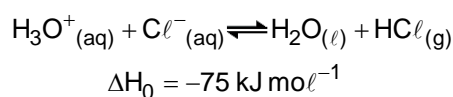


Atingido o equilíbrio químico, a uma dada temperatura (mantida constante), as pressões parciais das substâncias envolvidas satisfazem a igualdade

$$\frac{(P_{\text{HI}})^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}} = 55$$

- Calcule a quantidade de matéria, em mol, de HI (g) no equilíbrio.
- Expresse o valor da pressão parcial de hidrogênio como função do valor da pressão total da mistura, no equilíbrio.

8. Considere o seguinte equilíbrio:

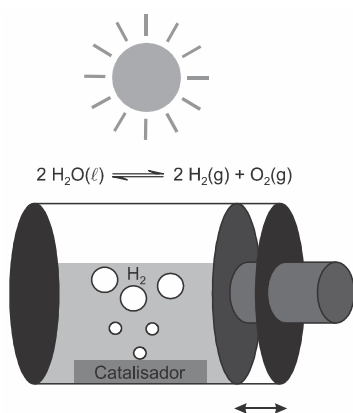


É INCORRETO afirmar:

- Quando é adicionada uma pequena quantidade de íons hidrônio, o equilíbrio é deslocado para a direita.
- Se a pressão total é aumentada, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

- c) Se a temperatura diminui, o equilíbrio é deslocado para a direita.
 d) Quando é retirada uma pequena quantidade de ácido clorídrico, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

9. 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. $\text{NaTaO}_3:\text{La}$). O processo é extremamente endotérmico, necessitando $1,23 \text{ eV}$ 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 $1,23 \text{ eV}$.

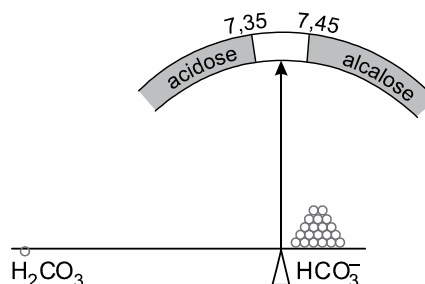
Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta, de cima para baixo.

- 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.

10. O ácido etanoico, popularmente chamado de ácido acético, é um ácido fraco e um dos componentes do vinagre, sendo o responsável por seu sabor azedo. Dada a constante de ionização, K_a , igual a $1,8 \times 10^{-5}$, assinale a alternativa que apresenta a concentração em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de H^+ em uma solução deste ácido de concentração $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

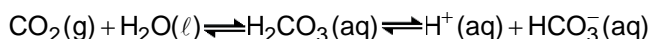
- a) $0,00060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 b) $0,000018 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 c) $1,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 d) $3,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 e) $0,000060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

11. Um esquema com a escala de pH do nosso sangue está representado na figura. O pH do sangue é mantido por volta de 7,4, devido à ação de vários tampões, que impedem a acidose e a alcalose.



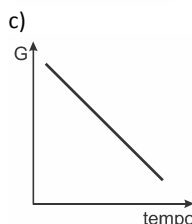
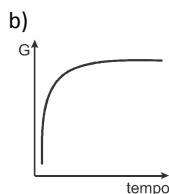
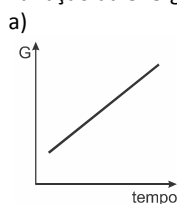
(David A. Ucko. *Química para as ciências da saúde*, 1992.)

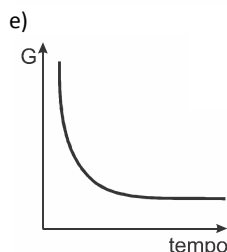
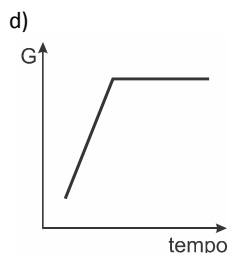
O principal tampão do plasma sanguíneo consiste de ácido carbônico e íon hidrogenocarbonato. A equação que representa o equilíbrio é:



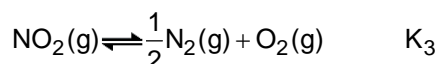
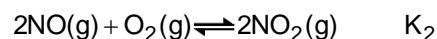
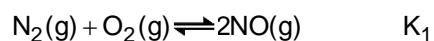
- a) Quando uma pessoa prende a respiração por alguns segundos, há uma variação no pH do seu sangue. Nessa situação, ocorre alcalose ou acidose? Com base no equilíbrio reacional, justifique sua resposta.
 b) Explique como a presença de uma substância básica no sangue altera a concentração de íons hidrogenocarbonato. Represente a fórmula estrutural deste íon.

12. Considere a reação química hipotética realizada em sistema fechado à pressão e temperatura constantes representada pela equação $\text{X} + \text{Y} \rightleftharpoons \text{W} + \text{Z}$. Supondo que no início da reação haja apenas os reagentes X e Y, e considerando um intervalo de tempo que se estende de $t = 0$ até um instante t após o equilíbrio ter sido atingido, assinale a opção que apresenta a variação da energia livre de Gibbs.





13. Considere as seguintes reações químicas e respectivas constantes de equilíbrio:



Então, K_3 é igual a

a) $\frac{1}{(K_1 K_2)}$.

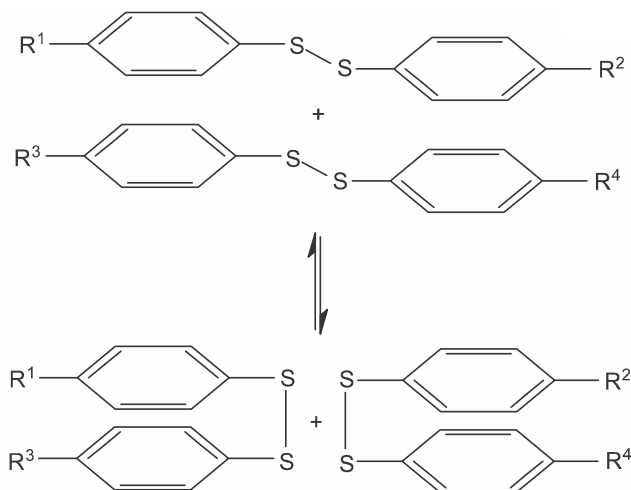
b) $\frac{1}{(2K_1 K_2)}$.

c) $\frac{1}{(4K_1 K_2)}$.

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

e) $\left(\frac{1}{K_1 K_2}\right)^2$.

14. Recentemente, cientistas conseguiram desenvolver um novo polímero que, quando cortado ao meio, pode regenerar-se. Esse material foi chamado de Terminator, em alusão ao T – 1000 do filme *Exterminador do Futuro 2*, que era feito de uma liga metálica que se autorreparava. No polímero Terminator, a união das cadeias poliméricas é feita por dissulfetos aromáticos. Esses dissulfetos sofrem uma reação de metátese reversível à temperatura ambiente e sem a necessidade de catalisador. A autorreparação acontece quando a reação de metátese ocorre entre duas unidades que foram cortadas.



Considere as afirmações abaixo, sobre essa reação.

- I. A reação de metátese nunca chega ao equilíbrio porque é reversível.
- II. A adição de catalisador leva a uma alteração no valor da constante do equilíbrio.
- III. A quantidade de material autorregenerado permanece inalterada em função do tempo, quando atingir o estado de equilíbrio.

Quais estão corretas?

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

15. Considere o equilíbrio químico: $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons \text{C} + 2\text{D}$ e as seguintes concentrações iniciais:

[A] / molL ⁻¹	[B] / molL ⁻¹	[C] / molL ⁻¹	[D] / molL ⁻¹
1	1	0	0

A 25°C, para 1 litro de reagente, o equilíbrio foi atingido quando 0,5 mol do reagente B foi consumido. Assinale o valor da constante de equilíbrio da reação.

- a) 3
- b) 4
- c) 1/4
- d) 1/3

16. Considere a concentração de uma solução de ácido acético (CH₃COOH) igual a 0,6 mol/L e o seu grau de ionização igual a 3% em temperatura ambiente. É correto afirmar que

- a) A $[\text{H}^+]$ é igual 0,18.
- b) A $[\text{H}^+]$ é proveniente de duas etapas.
- c) O valor da $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ é três vezes maior que a $[\text{H}^+]$.
- d) A constante de ionização é de, aproximadamente, $5,5 \times 10^{-4}$.

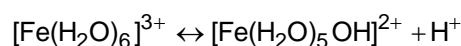
17. Tomou-se uma amostra de 130g de zinco metálico para reagir com uma solução aquosa diluída de ácido clorídrico em quantidade estequiométrica. Dessa reação, observou-se a formação de gás, que foi aquecido a 227°C e transportado para um balão fechado de 50 L. Esse balão continha, inicialmente, iodo em fase gasosa a 227°C e 3,28 atm. Após o equilíbrio, verificou-se que a constante de equilíbrio K_C a 227°C é igual a 160. Considerando que a temperatura permaneceu constante durante o processo, determine a pressão final total no balão.

18. Considere uma reação genérica $A + B \rightleftharpoons 2C$ e os dados cinéticos para a reação direta (D) e inversa (I):

Sentido da reação	Constante velocidade	de	Energia de ativação	de
$A + B \rightarrow 2C$	k_D			$E_{a,D}$
$2C \rightarrow A + B$	$k_I = \frac{3}{2}k_D$		$E_{a,I} = \frac{1}{2}E_{a,D}$	

- Desenhe o gráfico de energia potencial versus coordenada da reação direta.
- Determine o valor numérico da constante de equilíbrio da reação.
- Qual sentido da reação é endotérmico?

19. 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, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. 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 1,0L. Foi adicionado inicialmente 1,0mol de $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ e, após a reação atingir o equilíbrio, havia sido formado 0,05mol de íons H^+ . A constante de equilíbrio dessa reação nas condições do experimento tem valor aproximado igual a

- $2,5 \times 10^{-1}$.
- $2,5 \times 10^{-3}$.
- $2,5 \times 10^{-4}$.
- $5,0 \times 10^{-2}$.
- $5,0 \times 10^{-3}$.

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

Dado: $\log 2 = 0,3$

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

21. Para obter um bom azeite, são necessárias azeitonas de qualidade provenientes de um olival bem tratado. Portugal destaca-se por produzir excelentes azeitonas cujos olivais são plantados em um solo com valores de pH próximos de 8,0. Atualmente empresários gaúchos têm investido no plantio de oliveiras. No Rio Grande do Sul, onde o pH do solo varia entre 4,0 a 5,0, estudos indicaram a necessidade de elevar o pH do solo a no mínimo 6,5, a fim de viabilizar o plantio das oliveiras com boa produtividade.

Sobre esses dados, são feitas as seguintes afirmações.

- A concentração de OH^- em um solo português com $\text{pH} = 8$ é na ordem de $10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- O solo português é mais ácido que o solo gaúcho.
- A correção do solo gaúcho pode ser feita através da adição de calcário, a fim de obter um solo com $\text{pH} = 6,5$.

Quais estão corretas?

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

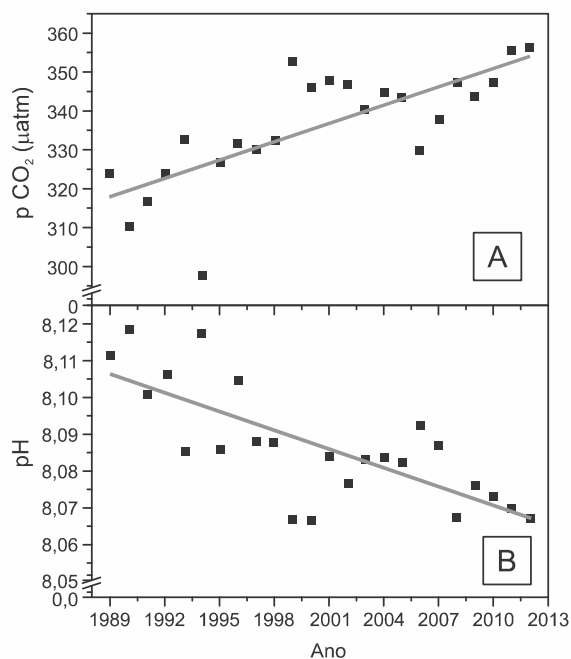
22. A biodegradação da matéria orgânica produz substâncias húmicas, nas quais os principais componentes são os ácidos húmicos. Estes correspondem a diversas estruturas complexas, que possuem na maioria substituintes fenólicos ($\text{p}K_a = 8$) e carboxílicos ($\text{p}K_a = 4$). Além de alterar o pH do meio, também são capazes de se ligar a íons metálicos formando coloides. Sobre esse tema, considere as seguintes afirmativas:

- A presença de substâncias húmicas torna o pH menor que 7.
- A presença de substâncias húmicas ligadas a íons metálicos é detectada pelo turvamento do meio.
- O valor medido de pH 6 em uma amostra indica que praticamente todos os substituintes fenólicos estão protonados, enquanto que os substituintes carboxílicos estão desprotonados.
- O valor medido de pH 4 em uma amostra indica que 50% dos substituintes carboxílicos estão protonados.

Assinale a alternativa correta.

- Somente as afirmativas I e IV são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I, III e IV são verdadeiras.
- As afirmativas I, II, III e IV são verdadeiras.

23. As figuras mostram a variação na pressão parcial de CO_2 ($p \text{ CO}_2$) na superfície da água (Figura A) e os valores de pH obtidos para a água oceânica (Figura B) de uma região do Oceano Pacífico, no período compreendido entre 1989 e 2012. Nos gráficos, os pontos representam os valores experimentais e a reta representa a tendência de variação dos dados. Sabe-se que cerca de 30 a 40 % do CO_2 atmosférico é absorvido pelos oceanos e que parte do CO_2 atmosférico, quando absorvido pela água do mar, reage para formar, como principal produto, ácido carbônico.



Disponível em: <http://hahana.soest.hawaii.edu/hot/products/HOT_surface_CO2.txt> [Adaptado] Acesso em: 24 ago. 2014.

De acordo com as informações acima, é CORRETO afirmar que:

- 01) a reação que descreve a interação entre o dióxido de carbono e a água pode ser descrita por $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, o que justifica a redução do pH da água pela absorção de CO_2 .
- 02) acidificação dos oceanos é um processo prejudicial, pois, entre outros fatores, pode ameaçar a vida de organismos marinhos que possuem, em sua constituição, carbonato de cálcio.
- 04) o íon carbonato é classificado, segundo a teoria de Arrhenius, como um ácido.
- 08) a redução do pH da água do mar associada ao aumento da concentração de CO_2 na atmosfera é consequência da produção de ácido carbônico, que se ioniza para produzir íons H^+ .
- 16) em 2012, a água oceânica poderia ser classificada como neutra, ou seja, a concentração de íons H^+ era equivalente à concentração de íons OH^- .
- 32) em 1991, a água oceânica poderia ser classificada como alcalina em função, principalmente, da presença de HNO_3 produzido por organismos marinhos.

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

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

25. O grau de dissociação, α , do ácido acético em solução aquosa $0,10 \text{ molL}^{-1}$ é 100 vezes menor que o do ácido clorídrico também em solução aquosa $0,10 \text{ molL}^{-1}$. Com base nestas informações, pode-se afirmar que o pH da solução aquosa do ácido acético $0,10 \text{ molL}^{-1}$ é

- a) zero.
- b) um.
- c) dois.
- d) três.
- e) quatro.

26. Para verificar se em uma amostra de água existem traços de íon cloreto, um estudante, no laboratório de química, decidiu adicionar, lenta e continuamente, nitrato de prata, AgNO_3 , $0,01 \text{ mol/L}$. É sabido que o produto de solubilidade do AgCl é 2×10^{-10} . Teoricamente, o estudante previu que haveria:

- a) Precipitação do cloreto de prata se a concentração do íon cloreto fosse maior ou igual a $2 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$.
- b) Efervescência, com liberação de gás carbônico, se a concentração do íon cloreto fosse menor ou igual a $2 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$.
- c) Liberação de odor característico, se o nitrato, ao reagir com o cloreto de concentração 10^{-2} mol/L , liberasse o gás amônia.
- d) Mudança de cor da solução, indicando a presença de íon cloreto com concentração igual a $0,01 \text{ mol/L}$.

27. O sulfato de bário é um sal de grande importância na indústria farmacêutica. Ele é utilizado como contraste em radiografias do sistema digestório, permitindo que o intestino apareça no exame radiográfico, visto que esse sal absorve os Raios-X.

Fonte: PERUZZO, Francisco M.; CANTO, Eduardo L. *Química na Abordagem do Cotidiano*. Vol. 2. São Paulo: Moderna, 2009. p.438. (adaptado)

O sulfato de bário é industrialmente produzido por meio da reação a seguir, sendo o ácido adicionado em excesso para garantir a conversão total para o sal não tóxico (sulfato de bário).

$\alpha = 100\%$). Tomando-se apenas 1,0 ml dessa solução e adicionando-se 9,0 mL de água pura, produz-se uma nova solução. O valor do potencial hidrogeniônico (pH) dessa nova solução será de

- 1,0
- 2,0
- 3,0
- 4,0
- 5,0

32. Em um laboratório, um analista misturou 1 L de uma solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L com 1 L de uma solução de hidróxido de sódio 0,2 mol/L.

A partir das informações fornecidas,

- escreva a equação química balanceada.
- calcule a concentração molar e o valor do pH da solução resultante. Use $\log 5 = 0,70$.

33. Uma solução aquosa contendo hidróxido de potássio como soluto possui pH 12. Sendo o produto iônico da água igual a $1,0 \times 10^{-14}$, a 25 °C, a concentração de OH^- em quantidade de matéria (mol L^{-1}) nessa solução é:

- 10^{-1}
- 10^{-2}
- 10^{-6}
- 10^{-8}
- 10^{-12}

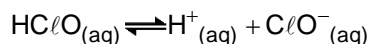
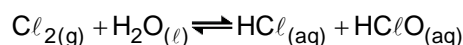
34. Analise as informações a seguir.

Uma das formas mais comuns de preparar medicamentos homeopáticos é por diluições conhecidas como centesimais hahnemannianas (CH). Nelas, o farmacêutico começa com um determinado material ou solução e o dilui a um centésimo da concentração inicial. A solução assim produzida será diluída novamente a um centésimo do que era. Desse modo, são feitas diluições sucessivas até chegar ao número prescrito na receita do médico. Assim, se um medicamento é 30 CH, isso significa que foi submetido a 30 diluições centesimais sucessivas. O medicamento homeopático *acidum hydrochloricum*, por exemplo, é preparado a partir de uma solução aquosa de ácido clorídrico. Tipicamente, o *acidum hydrochloricum* é preparado em diluições entre 5 e 30 CH.

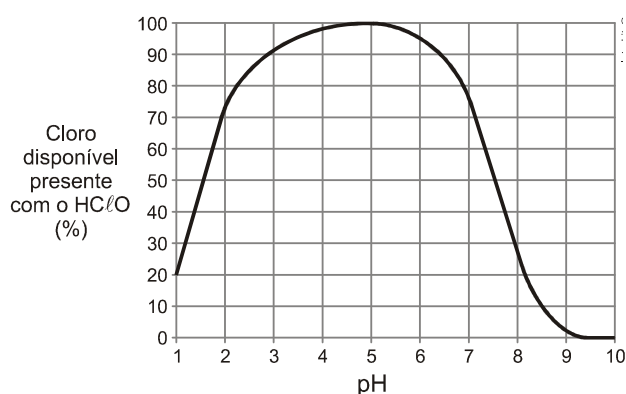
Considerando que uma solução 1 mol/L de ácido clorídrico é diluída até certo número de CH, é correto afirmar que

- a solução 5 CH tem pH alcalino próximo de 10.
- a solução tem pH 4, se diluída até 2 CH.
- a solução, se diluída a 10 CH, tem menos de uma molécula de HCl por litro.
- a solução inicial tinha cerca de 0,36% de HCl , em massa.
- o *acidum hydrochloricum* 30 CH é mais concentrado que o 5 CH.

35. Soluções de hipoclorito de sódio são utilizadas como desinfetante de superfícies, pois são fontes de cloro. A ação do cloro ocorre após hidrólise, como mostrada nas reações a seguir.



Entre essas espécies, o ácido hipocloroso apresenta maior poder biocida que o íon hipoclorito. No entanto, é necessário avaliar o pH e a temperatura do meio para garantir a eficiência biocida dessas espécies. O processo de tratamento de água, por exemplo, ocorre em pH neutro a alcalino. Assim, haverá influência sobre a disponibilidade dessas espécies. O gráfico a seguir mostra o teor de HClO em função do pH:

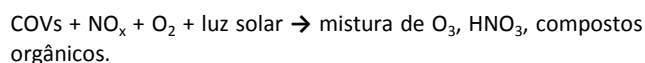


Considerando as informações, e **CORRETO** afirmar:

- Na concentração de OH^- de $10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, o teor do ácido hipocloroso é muito pequeno.
- A eficiência da cloração será maior quanto maior for a quantidade de íon hipoclorito na água.
- Para o tratamento de água, o teor de ácido hipocloroso mais indicado é de 50%.
- O aumento da temperatura favorece a manutenção do cloro gasoso (Cl_2) na água.

36. O fenômeno chamado *Smog Fotoquímico* é catalisado por luz solar e é reconhecido como um conjunto de reações químicas que ocorrem nas atmosferas das regiões metropolitanas. Os reagentes originais mais importantes nas ocorrências do *Smog Fotoquímico* são o óxido nítrico (NO_x), os hidrocarbonetos e os compostos orgânicos voláteis (COVs), que são poluentes emitidos no ar, provenientes da queima incompleta dos motores de combustão interna e de outras fontes.

A reação desses compostos na presença de luz solar é apresentada a seguir.



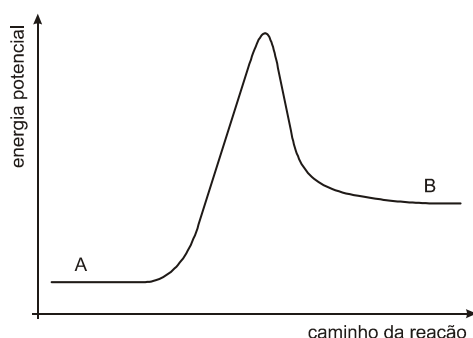
Como se observa, um dos produtos da reação do *Smog Fotoquímico* é o HNO_3 , que pode contribuir para a formação de chuva ácida. O uso de catalisadores metálicos colocados no sistema de exaustão de veículos movidos a gasolina, antes do tubo de escape, contribui para a redução da emissão de NO_x .

Com base no texto e levando em conta que o HNO_3 é o produto formado, considere as afirmativas a seguir.

- I. Se uma amostra de 100,00 mL de chuva ácida possui pH 4,00, o volume de solução de NaOH 0,01 mol/L para consumir o ácido é de 1,00 mL.
- II. A reação $2\text{NO}_x \rightarrow \text{N}_2 + x\text{O}_2$ catalisada por Rh (ródio metálico), que ocorre no sistema de exaustão de veículos, é um tipo de reação catalítica heterogênea.
- III. A precipitação de chuvas ácidas é capaz de dissolver o alumínio na forma de $\text{Al}(\text{OH})_3$ retido em sedimentos e rochas.
- IV. A precipitação de chuvas ácidas em solos contendo CaCO_3 aumenta o pH do solo.

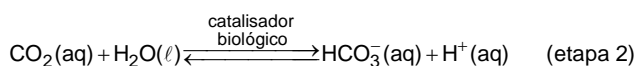
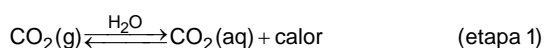
Assinale a alternativa correta.

- 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.
37. 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

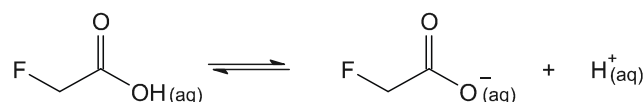
- a) possui velocidade maior.
 - b) é acelerada pelo uso do catalisador.
 - c) envolve menor variação de entalpia.
 - d) apresenta maior energia de ativação.
 - e) é favorecida pelo aumento da pressão.
38. Para a produção de energia, os mamíferos oxidam compostos de carbono nos tecidos, produzindo dióxido de carbono gasoso, $\text{CO}_2(\text{g})$, como principal subproduto. O principal meio de remoção do $\text{CO}_2(\text{g})$ gerado nos tecidos envolve sua dissolução em água, seguida da reação do gás dissolvido com a água, sob a ação de um catalisador biológico, a enzima anidrase carbônica, como representado a seguir.



A respeito desse processo, é correto afirmar que

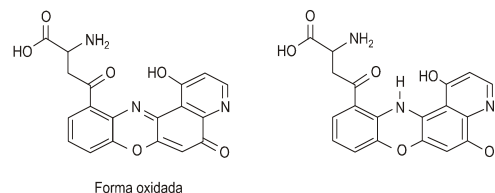
- a) a reação de formação de $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ na etapa 2 só ocorre na presença do catalisador biológico.
- b) a concentração de $\text{CO}_2(\text{aq})$ não influi na acidez do meio.
- c) a concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ aumenta com a elevação da temperatura.
- d) a concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ não varia com a elevação da temperatura.
- e) o aumento da concentração de $\text{CO}_2(\text{aq})$ aumenta a acidez do meio.

39. A ionização do ácido fluoretanoico é representada pela seguinte equação química:



Considere uma solução aquosa com concentração desse ácido igual a $0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e grau de ionização de 20%. Calcule o pH desta solução e a constante de equilíbrio da reação de ionização.

40. Libélulas-macho do gênero *Sympetrum* têm suas colorações epidérmicas alteradas em função da maturidade sexual. As suas colorações mudam de amarelo para vermelho quando estão sexualmente maduros. Essa mudança de cor – denominada coloração nupcial – sinaliza que o macho está em busca de uma parceira. A cor é resultante da prevalência da concentração de uma das formas dos pigmentos homócromos mostrados abaixo:



Um grupo de cientistas induziu quimicamente a mudança de cor, injetando uma solução de ácido ascórbico, que é um antioxidante, nos abdomens de libélulas vivas, transformando-as de amarelas em vermelhas. Uma injeção de nitrito de sódio reverteu o efeito.

(Disponível em: <http://globedia.com/libelulas-tinen-cores-otono>. Adaptado.)

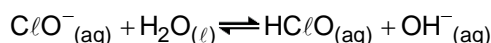
Com relação ao texto, assinale a afirmativa **CORRETA**.

- a) A injeção de vitamina C muda a cor da libélula para amarelo.
- b) A mudança de cor é uma reação reversível de isomerização.
- c) O nitrito de sódio atua como agente oxidante na indução provocada pelo grupo de cientistas.
- d) A libélula-macho adquire maior concentração da forma oxidada quando atinge a maturidade sexual.
- e) O ácido ascórbico catalisa a reação ao doar prótons, aumentando a concentração da forma reduzida do homócromo.

41. Um analista preparou um 1 L de uma solução aquosa de um ácido monoprótico (HX) na concentração de 0,2 mol/L. Após o preparo, descobriu-se que apenas 1% do ácido encontrava-se ionizado. A partir das informações fornecidas,

- calcule o pH da solução. Considere $\log 2 = 0,30$;
- calcule a constante de ionização do ácido genericamente indicado como HX

42. Uma dona de casa, tomando os devidos cuidados para a higienização dos alimentos, após lavá-los, coloca as frutas, verduras e legumes dentro de um recipiente que contém 2L de água e 20mL de solução de hipoclorito de sódio a 2% conhecida, genericamente, como água sanitária. A seguir, a equação mostra o equilíbrio iônico em solução:



Com base nas informações, avalie as afirmações abaixo:

I. Se a concentração de $[\text{OH}^-]$ for igual a 0,01 molar o pH da solução será igual a 2.

II. Se a concentração de $[\text{OH}^-]$ for igual a 0,001 molar, o pH da solução será igual a 11.

III. O valor do K_a do ácido é igual a 4×10^{-8} e K_w é 1×10^{-14} , o valor de K_b é $2,5 \times 10^{-7}$.

IV. A expressão da constante de equilíbrio da solução é

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

V. Se for adicionado mais $[\text{OH}^-]$ a solução, a concentração do hipoclorito livre ($\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$) aumenta.

A alternativa que contém todas as afirmativas corretas é:

- I e V
- II e III
- III e IV
- II e V
- III e V

43. A uma determinada temperatura, foram colocados, em um recipiente fechado de capacidade 5 litros, 2 mols de $\text{N}_{2(\text{g})}$ e 4 mols de $\text{H}_{2(\text{g})}$. Após certo tempo, verificou-se que o sistema havia entrado em equilíbrio e que havia se formado 1,5 mol de $\text{NH}_{3(\text{g})}$. Com relação a esse experimento, assinale o que for **correto**.

- A constante de equilíbrio K_c é aproximadamente $0,34 \text{ (mol/litro)}^{-2}$.
- Se dobrarmos os valores das quantidades iniciais (em mols) dos gases $\text{N}_{2(\text{g})}$ e $\text{H}_{2(\text{g})}$, a constante de equilíbrio também dobra de valor.
- No equilíbrio, restou 1,75 mol de $\text{H}_{2(\text{g})}$.
- A concentração em quantidade de matéria do $\text{N}_{2(\text{g})}$, no equilíbrio, é 0,25 mol/litro.
- O grau de equilíbrio de reação em relação ao gás nitrogênio é 37,5 %.

44. Quando queimamos um palito de fósforo ou uma folha de papel, a reação ocorre completamente, ou seja, até que um dos reagentes seja totalmente consumido.

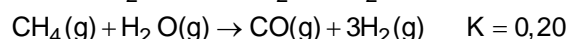
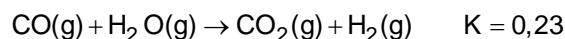
Em outras reações, no entanto, não ocorre o consumo total de nenhum reagente, isso porque a reação pode acontecer nos dois sentidos:

Reagentes \rightleftharpoons Produtos

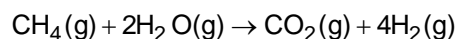
Com base no texto acima, assinale a soma da(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- A reação citada no primeiro parágrafo do texto indica uma reação do tipo irreversível.
- No caso da equação química genérica apresentada, se as velocidades da reação direta e inversa forem iguais estabelece-se um equilíbrio químico.
- Uma vez estabelecido o equilíbrio químico, não há como alterar as velocidades das reações direta ou inversa.
- A constante de equilíbrio de uma reação química é calculada pela relação entre as concentrações de produtos e reagentes no momento do equilíbrio, elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos.
- Uma constante de equilíbrio alta indica que a reação inversa prevalece sobre a direta.
- O equilíbrio pode ser deslocado no sentido do consumo dos produtos se aumentarmos a concentração dos reagentes.

45. Abaixo estão mostradas duas reações em fase gasosa, com suas respectivas constantes de equilíbrio.



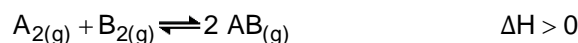
Pode-se concluir que, nessas mesmas condições, a constante de equilíbrio para a reação



é de

- 0,030.
- 0,046.
- 0,230
- 0,430.
- 1,150.

46. 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 $\text{AB}_{(\text{g})}$ era de 0,10 mol/L.

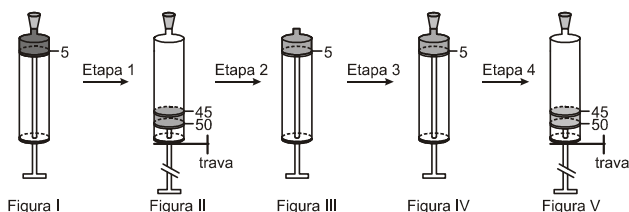
São feitas as seguintes afirmações, a respeito do processo acima descrito.

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

Assim, pode-se confirmar que

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

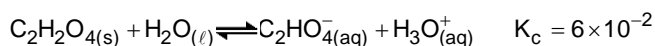
47. Algumas gotas de um indicador de pH foram adicionadas a uma solução aquosa saturada de CO_2 , a qual ficou vermelha. Dessa solução, 5 mL foram transferidos para uma seringa, cuja extremidade foi vedada com uma tampa (Figura I). Em seguida, o êmbolo da seringa foi puxado até a marca de 50 mL e travado nessa posição, observando-se liberação de muitas bolhas dentro da seringa e mudança da cor da solução para laranja (Figura II). A tampa e a trava foram então removidas, e o êmbolo foi empurrado de modo a expulsar totalmente a fase gasosa, mas não o líquido (Figura III). Finalmente, a tampa foi recolocada na extremidade da seringa (Figura IV) e o êmbolo foi novamente puxado para a marca de 50 mL e travado (Figura V). Observou-se, nessa situação, a liberação de poucas bolhas, e a solução ficou amarela. Considere que a temperatura do sistema permaneceu constante ao longo de todo o experimento.



- Explique, incluindo em sua resposta as equações químicas adequadas, por que a solução aquosa inicial, saturada de CO_2 , ficou vermelha na presença do indicador de pH.
- Por que a coloração da solução mudou de vermelho para laranja ao final da Etapa 1?
- A pressão da fase gasosa no interior da seringa, nas situações ilustradas pelas figuras II e V, é a mesma? Justifique.

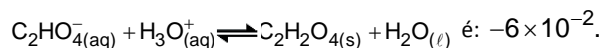
Dados:														
pH	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5
Cor da solução contendo o indicador de pH	vermelho				laranja			amarelo						

48. 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 K_c da reação:
 $\text{C}_2\text{HO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$ é: 16,66.

- a K_c da reação:



- se a concentração da solução for multiplicada por 2, qual o valor do $K_1 = 12 \times 10^{-2}$.
- o ácido oxálico é um ácido forte.
- a adição de HCl à solução não altera o equilíbrio da reação.

49. $\text{CO}_2(\text{g})$, dissolvido em água, H_2CO_3 no meio aquoso, e HCO_3^- , no meio aquoso, encontram-se em equilíbrio de acordo com as representações abaixo:

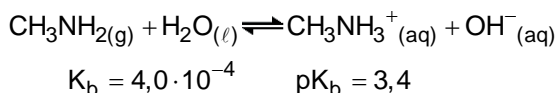
- $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$
- $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Sobre esse comportamento é correto afirmar que:

- H_2CO_3 é base de Arrhenius na equação II.
- A expressão da constante de equilíbrio de ionização do H_2CO_3 (equação II) é
$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2 \times [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$
- Em ambos os equilíbrios em que participa (II e III), o HCO_3^- é base de Bronsted-Lowry.
- O pH do meio onde o CO_2 foi dissolvido é menor do que 7.
- Os equilíbrios são heterogêneos.

50. O forte odor típico dos pescados é causado pela presença de aminas provenientes da decomposição de algumas proteínas animais. Uma das aminas causadoras do odor dos peixes é a metilamina (SARDELLA, A; FALCONE, M. *Química*: Série Brasil. São Paulo: Ática, 2008. p. 316).

A forma protonada da metilamina não tem cheiro. Dada a reação química envolvida e sua constante de equilíbrio, assinale o que for **correto**.



- Para retirar o cheiro de peixe das mãos, basta usar vinagre.
- O pH de uma solução de metilamina é menor do que 7,0.
- O $\text{p}K_b$ da metilamina é 10,6.
- Pode-se afirmar que, no equilíbrio mostrado acima, a concentração de CH_3NH_3^+ é maior do que a concentração de CH_3NH_2 .
- A concentração de OH^- em uma solução de metilamina $0,010 \text{ mol L}^{-1}$ é $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.

COMENTÁRIOS

Resposta da questão 1:

[A]

Com a elevação da concentração de CO₂ o equilíbrio será deslocado para a direita, conseqüentemente a concentração de cátions H⁺ aumentará e o valor do pH diminuirá. O mamífero hiperventilará para restabelecer o equilíbrio e diminuir a concentração de cátions H⁺ no sangue.

Resposta da questão 2:

[D]

Análise das afirmações:

I. Incorreta. Nessas amostras, não se verifica correlação entre a concentração de nitrato e a de oxigênio, o pH diminui e as concentrações oscilam:

	pH	Concentração de nitrato (mg/L)	Concentração de oxigênio (mg/L)
Ponto A (novembro)	9,8	0,14	6,5
Ponto B (novembro)	9,1	0,15	5,8
Ponto A (maio)	7,3	7,71	5,6
Ponto B (maio)	7,4	3,95	5,7

II. Correta. As amostras de água coletadas em novembro devem ter menos CO₂ dissolvido do que aquelas coletadas em maio, pois o pH em maio é menor, ou seja, a concentração de íons H⁺ devido a presença do gás carbônico é maior.

	pH	Concentração de nitrato (mg/L)
Ponto B (novembro)	9,1	0,15
Ponto A (maio)	7,3	7,71

III. Correta. Se as coletas tivessem sido feitas à noite, o pH das quatro amostras de água seria mais baixo do que o observado, pois a concentração de gás carbônico é maior neste período.

Resposta da questão 3

- Jornais com 40 anos de idade puderam ser encontrados, em condições de leitura, em aterros sanitários, pois neste caso predomina a decomposição anaeróbica, que é lenta.
- O chorume produz metano (CH₄) que é uma substância volátil e combustível, podendo causar explosões. Essa substância é resultante da decomposição anaeróbica da matéria orgânica presente no lixo. Bactérias metanogênicas atual na decomposição do lixo.

3. Teremos: $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$.

4. Teremos:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NH}_4^+(\text{aq})][\text{OH}^-(\text{aq})]}{[\text{NH}_3(\text{g})][\text{H}_2\text{O}(\ell)]} \Rightarrow K_{\text{eq}} \times [\text{H}_2\text{O}(\ell)] = \frac{[\text{NH}_4^+(\text{aq})][\text{OH}^-(\text{aq})]}{[\text{NH}_3(\text{g})]}$$

$$K_{\text{b}} = K_{\text{eq}} \times [\text{H}_2\text{O}(\ell)]$$

$$K_{\text{b}} = \frac{[\text{NH}_4^+(\text{aq})][\text{OH}^-(\text{aq})]}{[\text{NH}_3(\text{g})]}$$

Como a concentração de amônia é cinco vezes maior do que a de a concentração do íon amônio, vem:

$$[\text{NH}_3(\text{g})] = 5[\text{NH}_4^+(\text{aq})]$$

Então,

$$K_{\text{b}} = \frac{[\text{NH}_4^+(\text{aq})][\text{OH}^-(\text{aq})]}{[\text{NH}_3(\text{g})]}$$

$$2 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+(\text{aq})][\text{OH}^-(\text{aq})]}{5[\text{NH}_4^+(\text{aq})]} \Rightarrow 5 \times 2 \times 10^{-5} = [\text{OH}^-(\text{aq})]$$

$$[\text{OH}^-(\text{aq})] = 10^{-4} \Rightarrow \text{pOH} = 4 \quad (\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-])$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 10$$

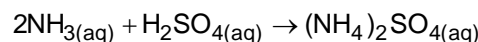
5. a) A remoção da amônia é mais eficiente em meio (x) básico.

() ácido.

b) A remoção da amônia é mais eficiente em meio básico, pois o equilíbrio

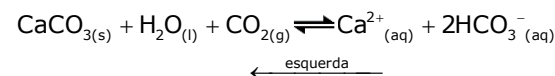
$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ é deslocado para a esquerda.

6. Teremos:



Resposta da questão 4:

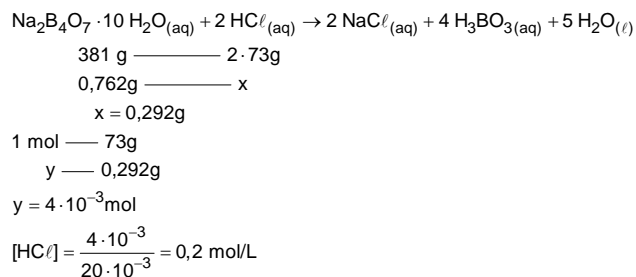
Em águas transparentes há uma maior incidência de luz, então as algas associadas aos pólipos de corais realizam fotossíntese consumindo o CO₂, isso faz com que o equilíbrio da reação desloque-se para a esquerda (princípio de Le Chatelier), no sentido de formação do CaCO₃, o qual é o principal constituinte inorgânico que entra na formação das estruturas coralíneas.



b) A solubilidade de um gás em um líquido é diretamente proporcional à sua pressão parcial numa dada temperatura constante (lei de Henry). Sabemos também que quanto maior a temperatura, menor a solubilidade de um gás em um líquido. Conseqüentemente, com o aumento da temperatura da água (mares de água quente) a solubilidade do CO₂ irá diminuir, fazendo com que o equilíbrio da equação acima seja deslocado no sentido de produção de CaCO₃, aumentando a formação de recifes de coral.

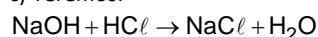
Resposta da questão 5:

a) Teremos:



b) A reação entre HCl (ácido forte) e NaOH (base forte), origina um sal neutro, com $\text{pH} = 7$.

c) Teremos:



$$V = 20 \text{ mL}$$

$$[\text{HCl}] = 0,1000 \text{ M}$$

$$n = [\text{HCl}] \cdot V$$

$$n = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Como a proporção da reação é de 1:1

Então, $n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 40 \text{ g}$$

$$2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \text{ — } x$$

$$x = 0,08 \text{ g}$$

$$0,1100 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$0,08 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 72,7\%$$

Resposta da questão 6:

[A]

Análise das alternativas:

Quanto maior o valor da constante de ionização ácida, mais forte será o ácido.

[A] Correta. A solução aquosa de ácido hipobromoso ($\text{HBrO}_{(\text{aq})}$; $K_a = 6,0 \times 10^{-9}$) irá apresentar caráter ácido menos acentuado do que a solução aquosa de ácido bromídrico ($\text{HBr}_{(\text{aq})}$; $K_a > 1$), pois sua constante de ionização ácida é menor.

III. Ácido hipobromoso ($\text{HBrO}_{(\text{aq})}$)	$K_a = 6,0 \times 10^{-9}$
V. Ácido bromídrico ($\text{HBr}_{(\text{aq})}$)	$K_a > 1$

[B] Incorreta. A solução aquosa de ácido hipocloroso ($\text{HClO}_{(\text{aq})}$; $K_a = 3,2 \times 10^{-8}$) irá apresentar caráter ácido mais acentuado do que a solução aquosa de ácido hipobromoso ($\text{HBrO}_{(\text{aq})}$; $K_a = 6,0 \times 10^{-9}$), pois sua constante de ionização ácida é maior.

II. Ácido hipocloroso ($\text{HClO}_{(\text{aq})}$)	$K_a = 3,2 \times 10^{-8}$
III. Ácido hipobromoso ($\text{HBrO}_{(\text{aq})}$)	$K_a = 6,0 \times 10^{-9}$

[C] Incorreta. A solução aquosa de ácido carbônico ($\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$; $K_a = 4,4 \times 10^{-7}$) irá apresentar caráter ácido menos acentuado do que a solução aquosa de ácido nítrico ($\text{HNO}_{3(\text{aq})}$; $K_a = 5,0 \times 10^{-4}$), pois sua constante de ionização ácida é menor.

I. Ácido nítrico ($\text{HNO}_{3(\text{aq})}$)	$K_a = 5,0 \times 10^{-4}$
IV. Ácido carbônico ($\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$)	$K_a = 4,4 \times 10^{-7}$

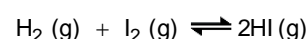
[D] Incorreta. O ácido bromídrico ($\text{HBr}_{(\text{aq})}$) entre as soluções listadas, apresenta maior grau de ionização.

I. Ácido nítrico ($\text{HNO}_{3(\text{aq})}$)	$K_a = 5,0 \times 10^{-4}$
II. Ácido hipocloroso ($\text{HClO}_{(\text{aq})}$)	$K_a = 3,2 \times 10^{-8}$
III. Ácido hipobromoso ($\text{HBrO}_{(\text{aq})}$)	$K_a = 6,0 \times 10^{-9}$
IV. Ácido carbônico ($\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$)	$K_a = 4,4 \times 10^{-7}$
V. Ácido bromídrico ($\text{HBr}_{(\text{aq})}$)	$K_a > 1$

[E] Incorreta. Dentre as soluções listadas, a solução aquosa de ácido bromídrico ($\text{HBr}_{(\text{aq})}$), é a que irá apresentar maior grau de ionização e a que será a melhor condutora de eletricidade.

Resposta da questão 7

a) Teremos:



$$1 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol} \quad 0 \quad (\text{início})$$

$$-x \quad -x \quad 2x \quad (\text{durante - estequiometria})$$

$$(1-x) \quad (1-x) \quad 2x \quad (\text{equilíbrio})$$

$$K_p = K_{\text{eq}} \times (\text{RT})^{\Delta n}$$

$$K_p = \frac{(P_{\text{HI}})^2}{P_{\text{H}_2} \times P_{\text{I}_2}} = 55$$

$$\Delta n = 2 - (1 + 1) = 0$$

$$55 = K_{\text{eq}} \times (\text{RT})^0$$

$$K_{\text{eq}} = 55$$

$$\frac{(2x)^2}{(1-x) \times (1-x)} = 55$$

$$\frac{(2x)^2}{(1-x)^2} = 55$$

$$\frac{(2x)^2}{(1-x)^2} = 55$$

Extraindo a raiz quadrada, vem:

$$\sqrt{\frac{(2x)^2}{(1-x)^2}} = \sqrt{55}$$

$$\frac{(2x)}{(1-x)} = 7,416 \Rightarrow \frac{(2x)}{(1-x)} = 7,416$$

$$2x = 7,416 - 7,416x$$

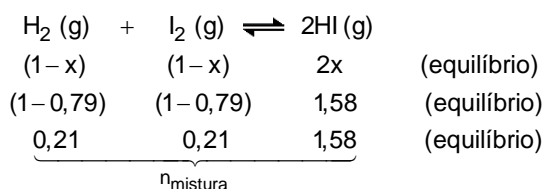
$$9,416x = 7,416$$

$$x = \frac{7,416}{9,416} = 0,78759 \approx 0,79$$

$$n_{HI} = 2x = 2 \times 0,79 = 1,58$$

$$n_{HI} = 1,58 \text{ mol}$$

b) Valor da pressão parcial de hidrogênio como função do valor da pressão total da mistura no equilíbrio:



$$X_{H_2} = \frac{P_{H_2}}{P_{\text{mistura}}}$$

$$X_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_{\text{mistura}}}$$

$$\frac{n_{H_2}}{n_{\text{mistura}}} = \frac{P_{H_2}}{P_{\text{mistura}}}$$

$$P_{H_2} = P_{\text{mistura}} \times \frac{n_{H_2}}{n_{\text{mistura}}}$$

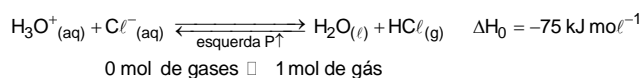
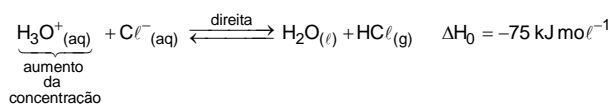
$$P_{H_2} = P_{\text{mistura}} \times \frac{0,21}{(0,21 + 0,21 + 1,58)} \Rightarrow P_{H_2} = P_{\text{mistura}} \times \frac{0,21}{2}$$

$$P_{H_2} = P_{\text{mistura}} \times 0,105$$

$$P_{H_2} = 0,105 \times P_{\text{mistura}}$$

Resposta da questão 8:

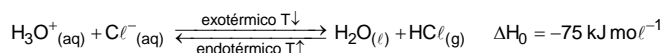
[D]



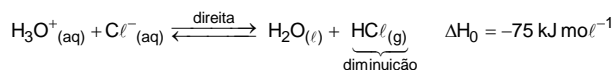
0 mol de gases \square 1 mol de gás

$$P \times V = k$$

$P \uparrow \times V \downarrow = k$ (deslocamento para a esquerda)



Diminuição da temperatura: deslocamento para a direita



Resposta da questão 9:

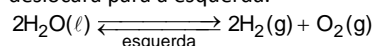
[B]

Teremos:

(Verdadeira) A quantidade de fotocatalisador limita a produção de H_2 e O_2 , que é um processo endotérmico (ocorre com absorção de energia), pois a decomposição da água depende da luz solar e da presença deste composto.

(Verdadeira) O aumento da temperatura irá favorecer a conversão, pois o processo é endotérmico (absorve energia).

(Falsa) A diminuição do volume (aumento da pressão total) do sistema não irá favorecer a conversão, pois o equilíbrio deslocará para a esquerda.

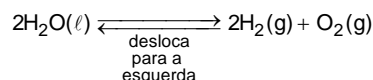


0 mol \square (2 mol + 1 mol)

0 mol \square 3 mols

$$P \times V = k$$

$V \downarrow \Rightarrow P \uparrow \Rightarrow$ deslocamento no sentido do menor número de mols



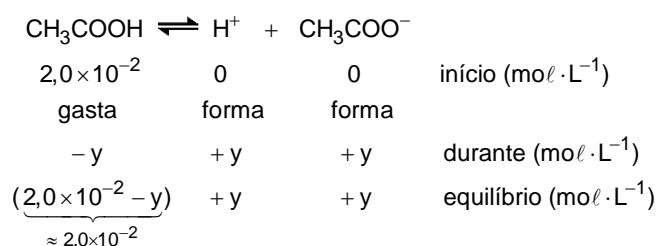
(Verdadeira) É condição necessária para a produção de hidrogênio que o fotocatalisador absorva energia solar superior a 1,23 eV, pois ocorrerá perda de energia no processo.

Resposta da questão 10:

[A]

A partir da análise do equilíbrio, vem:

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5}; [CH_3COOH] = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$



$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{y \times y}{2,0 \times 10^{-2}}$$

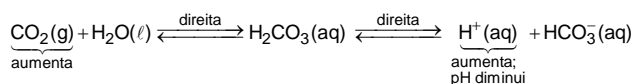
$$y^2 = 1,8 \times 10^{-5} \times 2,0 \times 10^{-2} = 36 \times 10^{-8}$$

$$y = [H^+] = \sqrt{36 \times 10^{-8}} = 6,0 \times 10^{-4}$$

$$[H^+] = 6,0 \times 10^{-4} = 0,00060 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

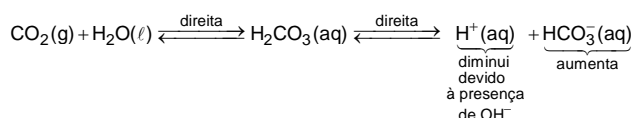
Resposta da questão 11:

a) Quando uma pessoa prende a respiração ocorre aumento na concentração de gás carbônico (CO_2). O equilíbrio desloca para a direita.

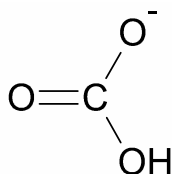


O pH do sangue diminui e ocorre acidose.

b) Com a adição de uma substância básica o equilíbrio desloca para a direita devido ao consumo de cátions H^+ . Consequentemente a concentração de ânions HCO_3^- no sangue aumenta.



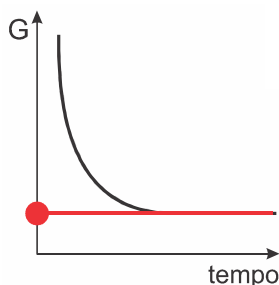
Fórmula estrutural do ânion HCO_3^- :



Resposta da questão 12:

[E]

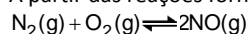
A energia livre de Gibbs dos reagentes e produtos puros é maior do que do que a energia livre de Gibbs no equilíbrio. O gráfico que indica a menor energia livre de Gibbs em relação ao tempo é:



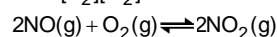
Resposta da questão 13:

[D]

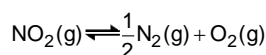
A partir das reações fornecidas, vem:



$$K_1 = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$$



$$K_2 = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}$$



$$K_3 = \frac{[\text{N}_2]^{1/2}[\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]}$$

Relacionando as constantes, teremos:

$$K_1 \times K_2 = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} \times \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}$$

$$K_1 \times K_2 = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]^2}$$

$$\sqrt{\frac{1}{K_1 \times K_2}} = \sqrt{\frac{[\text{N}_2][\text{O}_2]^2}{[\text{NO}_2]^2}}$$

$$\left(\frac{1}{K_1 \times K_2}\right)^{\frac{1}{2}} = \frac{1}{\underbrace{\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]^2}}_{K_3}}$$

Conclusão:

$$K_3 = \left(\frac{1}{K_1 \times K_2}\right)^{\frac{1}{2}}$$

Resposta da questão 14:

[C]

Análise das afirmações:

[I] Incorreta. A reação de metátese atinge o equilíbrio porque é reversível.

[II] Incorreta. A adição de catalisador não altera o valor da constante do equilíbrio.

[III] Correta. A quantidade de material autorregenerado permanece inalterada em função do tempo, quando atingir o estado de equilíbrio, ou seja, sua concentração permanece constante.

Resposta da questão 15:

[D]



$$\begin{array}{cccc} 1 & 1 & 0 & 0 \end{array} \quad (\text{mol/L; início})$$

$$\begin{array}{cccc} -x & -2x & +x & +2x \end{array} \quad (\text{mol/L; idurante})$$

$$\begin{array}{cccc} -0,5 & & & \end{array} \quad (\text{mol/L; iequilíbrio})$$

$$1 - 2x = 0,5$$

$$x = 0,25$$

Então:



$$\begin{array}{cccc} 1 & 1 & 0 & 0 \end{array} \quad (\text{mol/L; início})$$

$$\begin{array}{cccc} -0,25 & -0,5 & +0,25 & +0,5 \end{array} \quad (\text{mol/L; idurante})$$

$$\begin{array}{cccc} 0,75 & 0,5 & +0,25 & +0,5 \end{array} \quad (\text{mol/L; iequilíbrio})$$

$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{[\text{C}][\text{D}]^2}{[\text{A}][\text{B}]^2}$$

$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{(0,25)(0,5)^2}{(0,75)(0,5)^2} = \frac{0,25}{0,75} = \frac{1}{3}$$

$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{1}{3}$$

Resposta da questão 16:

[D]

$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,6 \text{ mol/L}$; $\alpha = 3 \%$; CH_3COOH (ácido acético)

$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ (uma etapa de ionização)

$[\text{H}^+] = \alpha \times [\text{CH}_3\text{COOH}]$

$[\text{H}^+] = 0,03 \times 0,6 = 18 \times 10^{-3}$

$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{H}^+]} = \frac{0,6}{18 \times 10^{-3}}$

$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 33,33 \times [\text{H}^+]$

$K_i = \alpha^2 \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ (pela fórmula)

$K_i = (0,03)^2 \times 0,6 = 5,4 \times 10^{-4}$

ou

CH_3COOH	\rightleftharpoons	H^+	$+$	CH_3COO^-	
0,6 mol/L		0		0	(início)
$-0,03 \times 0,6$		$+0,018$		$+0,018$	(durante)
$\frac{-0,018}{0,582}$					
$(0,6 - 0,018)$		$+0,018$		$+0,018$	(equilíbrio)
$\frac{0,582}{0,582}$					

$K_{\text{ionização}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

$K_{\text{ionização}} = \frac{0,018 \times 0,018}{0,582} = 5,567 \times 10^{-4} \approx 5,5 \times 10^{-4}$

Resposta da questão 17:

Zinco metálico reage com solução de ácido clorídrico da seguinte maneira:

$\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{ZnCl}_2(\text{aq})$

1 mol 2 mols 1 mol 1 mol

$n_{\text{Zn}} = n_{\text{H}_2} = \frac{m}{M}$

$n_{\text{Zn}} = \frac{130}{65,0} = 2 \text{ mols}$

$n_{\text{H}_2} = 2 \text{ mols}$

Para o $\text{I}_2(\text{g})$:

$P_2 = 3,38 \text{ atm}$; $T = 227 + 273 = 500 \text{ K}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $V = 50 \text{ L}$

$P_2 \times V = n_{\text{I}_2} \times R \times T$

$3,28 \times 50 = n_{\text{I}_2} \times 0,082 \times 500$

$n_{\text{I}_2} = 4 \text{ mols}$

Então,

$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$

2 mols 4 mols 0 (início)

-x -x +2x (durante – estequiometria)

(2-x) (4-x) 2x (equilíbrio)

$n_{\text{total}} = (2-x) + (4-x) + 2x = 6 \text{ mols}$

$P_{\text{final}} \times V = n_{\text{total}} \times R \times T$

$P_{\text{final}} \times 50 = 6 \times 0,082 \times 500$

$P_{\text{final}} = 4,92 \text{ atm}$

Resposta da questão 18:

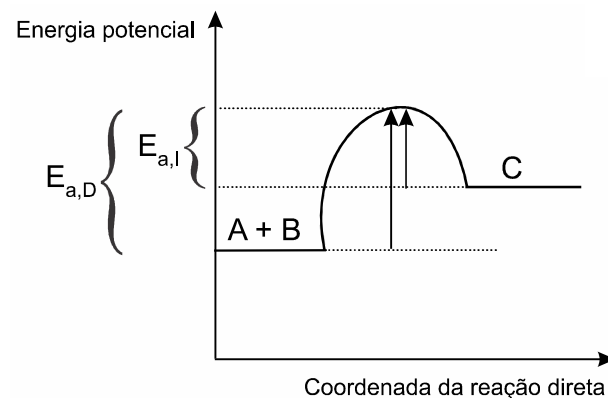
a) Gráfico de energia potencial versus coordenada da reação direta:

$E_{a,D}$ = energia de ativação da reação direta

$E_{a,I} = \frac{1}{2} E_{a,D}$ = energia de ativação da reação inversa

$E_{a,D} > E_{a,I}$

Conclusão : a reação é endotérmica.



b) Cálculo do valor numérico da constante de equilíbrio da reação:

$\text{A} + \text{B} \xrightleftharpoons[\text{Inversa}]{\text{Direta}} 2\text{C}$

$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{[\text{C}]^2}{[\text{A}][\text{B}]}$

$v_{\text{Direta}} = k_D[\text{A}][\text{B}]$

$v_{\text{Inversa}} = k_I[\text{C}]^2$

$k_I = \frac{3}{2} k_D$

$v_{\text{Inversa}} = \frac{3}{2} k_D[\text{C}]^2$

No equilíbrio $v_{\text{Direta}} = v_{\text{Inversa}}$, então:

$k_D[\text{A}][\text{B}] = \frac{3}{2} k_D[\text{C}]^2$

$\frac{[\text{C}]^2}{[\text{A}][\text{B}]} = \frac{2}{3}$

$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{2}{3}$

c) O sentido direto é endotérmico, pois $E_{a,D} > E_{a,I}$.

Resposta da questão 19:

[B]

Teremos:

$\text{[Fe(H}_2\text{O)}_6]^{3+}$	\leftrightarrow	$\text{[Fe(H}_2\text{O)}_5\text{OH]}^{2+}$	$+$	H^+	
1 mol/L		0		0	(início)
$-0,05 \text{ mol/L}$		$+0,05 \text{ mol/L}$		$+0,05 \text{ mol/L}$	(durante)
$\frac{(1-0,05)}{0,95} \text{ mol/L}$		$+0,05 \text{ mol/L}$		$+0,05 \text{ mol/L}$	(equilíbrio)

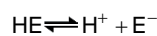
$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{[\text{[Fe(H}_2\text{O)}_5\text{OH]}^{2+}] \times [\text{H}^+]}{[\text{[Fe(H}_2\text{O)}_6]^{3+}]}$

$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{0,05 \times 0,05}{0,95} = 0,0026315 \approx 2,6 \times 10^{-3}$

Resposta da questão 20:

[D]

Teremos:



$$K_{\text{ionização}} = \frac{\alpha^2 \times [HE]}{(1 - \alpha)}$$

$$K_{\text{ionização}} = \frac{(0,20)^2 \times 0,01}{(1,00 - 0,20)}$$

$$K_{\text{ionização}} = \frac{4,0 \times 10^{-4}}{0,80}$$

$$K_{\text{ionização}} = 5 \times 10^{-4}$$

$$[H^+] = \alpha \times [HE]$$

$$[H^+] = 0,20 \times 0,01 = 2,0 \times 10^{-3}$$

$$pH = -\log(2,0 \times 10^{-3})$$

$$pH = 3 - \log 2 = 3 - 0,3$$

$$pH = 2,7$$

Resposta da questão 21:

[C]

Análise das afirmações:

[I] Correta. A concentração de OH^- em um solo português com

$$pH = 8 \text{ é na ordem de } 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$[H^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$$

$$pH = 8$$

$$[H^+] = 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$10^{-8} \times [OH^-] = 10^{-14}$$

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

[II] Incorreta. O solo português (pH próximo a 8) é menos ácido que o solo gaúcho, que apresenta menor pH (entre 4 e 5).

[III] Correta. A correção do solo gaúcho pode ser feita através da adição de calcário, que apresenta caráter básico, a fim de obter um solo com $pH = 6,5$ (mais elevado do que os valores encontrados entre 4 e 5).

Resposta da questão 22:

[E]

Análise das afirmativas:

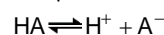
[I] Verdadeira. A presença de substâncias húmicas torna o pH menor que 7, pois os fenóis e ácidos carboxílicos possuem caráter ácido.

[II] Verdadeira. A presença de substâncias húmicas ligadas a íons metálicos é detectada pelo turvamento do meio forma uma dispersão coloidal.

[III] Verdadeira. De acordo com o enunciado da questão, substituintes fenólicos têm $pK_a = 8$ ($K_a = 10^{-8}$) e

carboxílicos $pK_a = 4$ ($K_a = 10^{-4}$). Conclui-se que a constante ácida dos substituintes carboxílicos é maior. O valor medido de pH 6 em uma amostra indica que praticamente todos os substituintes fenólicos estão protonados, enquanto que os substituintes carboxílicos estão desprotonados.

[IV] Verdadeira. O valor medido de pH 4 em uma amostra indica que 50% dos substituintes carboxílicos estão protonados.



$$K_a = 10^{-4}$$

$$pH = 4 \Rightarrow [H^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$10^{-4} = \frac{10^{-4}[A^-]}{[HA]}$$

$$\frac{[A^-]}{[HA]} = 1$$

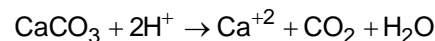
$$[A^-] = [HA] \text{ (50 \% protonados)}$$

Resposta da questão 23:

$$01 + 02 + 08 = 11.$$

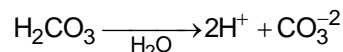
[01] Correta. De acordo com o enunciado a absorção do CO_2 pela água, forma o ácido carbônico, diminuindo o valor do pH da solução.

[02] Correta. Pois a acidificação dos oceanos ocorre segundo a reação:



[04] Incorreta. Segundo Arrhenius, ácido é toda substância que em solução aquosa libera hidrogênio (H^+) e isso não ocorre com o íon carbonato CO_3^{2-} .

[08] Correta. Equação de ionização do ácido carbônico:

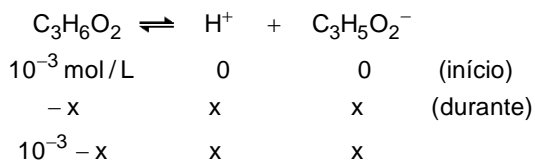


[16] Incorreta. De acordo com o gráfico o $pH > 7$, portanto a $[H^+] < [OH^-]$.

[32] Incorreta. A presença de HNO_3 acidifica o meio, não tornaria a água alcalina.

Resposta da questão 24:

[B]



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-]}{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2]}$$

$$10^{-5} = \frac{x \times x}{10^{-3} - x}$$

$$10^{-8} - 10^{-5}x = x^2$$

$$x^2 = 10^{-8}$$

$$x = 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 4$$

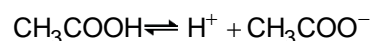
Resposta da questão 25:

[D]

Para o ácido acético:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,10 \text{ mol/L}$$

Grau de ionização = α



$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{H}^+] = 0,10 \text{ mol/L}$$

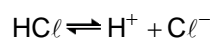
$$[\text{H}^+] = (\text{grau de ionização}) \times [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$[\text{H}^+] = 0,10\alpha$$

Para o ácido clorídrico:

$$[\text{HCl}] = 0,10 \text{ mol/L}$$

Grau de ionização = $10^2\alpha$



$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,10 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] = (\text{grau de ionização}) \times [\text{HCl}]$$

$$[\text{H}^+] = 10^2\alpha \times 0,10$$

$$[\text{H}^+] = 10\alpha$$

$$0,10 = 10\alpha$$

$$\alpha = 0,01$$

Então para o ácido acético,

$$[\text{H}^+] = 0,10\alpha$$

$$[\text{H}^+] = 0,10 \times 0,01 = 0,001$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-3}$$

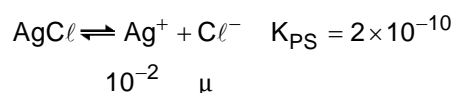
$$\text{pH} = -\log 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 3$$

Resposta da questão 26:

[A]

$$[\text{AgNO}_3] = [\text{Ag}^+] = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$



$$10^{-2} \times \mu \geq K_{\text{PS}}$$

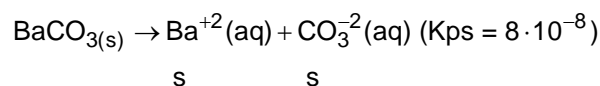
$$10^{-2} \times \mu \geq 2 \times 10^{-10}$$

$$\mu \geq 2 \times 10^{-8} \text{ (precipitação)}$$

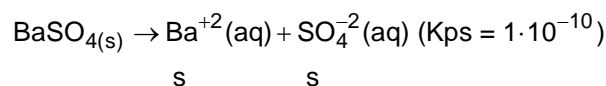
Resposta da questão 27:

[D]

[I] Correta.



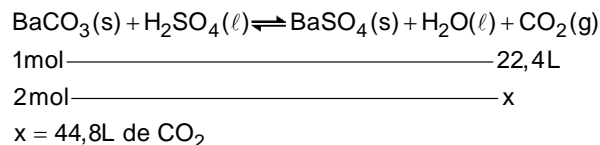
$$K_{\text{ps}} = s^2 \therefore s = \sqrt{8 \cdot 10^{-8}} = 2\sqrt{2} \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



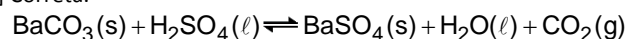
$$K_{\text{ps}} = s^2 \therefore s = \sqrt{1 \cdot 10^{-10}} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A solubilidade do sulfato de bário é menor que do carbonato de bário, conseqüentemente o sulfato de bário é menos solúvel que o carbonato de bário.

[II] Incorreta.



[III] Correta.



A proporção estequiométrica da reação é de 1:1, portanto 2 mols de BaCO_3 reagem com 2 mols de H_2SO_4 , resultando 3 mols de ácido em excesso, que irá equivaler a:

$$1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{-----} 98 \text{ g}$$

$$3 \text{ mol} \text{-----} x \text{ g}$$

$$x = 294 \text{ g}$$

Resposta da questão 28:

[D]

[I] Correta. Pois em pH ácido (pH 1,0 a 2,0), tanto as ligações de hidrogênio como as pontes salinas se rompem, e as proteínas ficam mantidas somente através das ligações dissulfetos.

[II] Correta. Pois de acordo com o enunciado, em soluções fracamente alcalinas, algumas ligações dissulfetos se quebram, mantendo as outras ligações.

[III] Incorreta. Se a concentração de $\text{H}_3\text{O}^+ = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \ell^{-1}$. O pH é 3,0, portanto trata-

se de numa solução ácida, e para que todas as ligações possam se romper é necessário $\text{pH} = 12$.

- [IV] Correta. O uso de xampu deixam os cabelos levemente alcalinos e o uso de uma solução de vinagre, solução ligeiramente ácida, o pH volta a ficar entre 4,0 e 5,0.

Resposta da questão 29:

[B]

- [I] **Correta.** O carbono é o principal componente do carvão, do grafite e do diamante.
 [II] **Incorreta.** A pirita FeS é um composto iônico, formado pela reação entre o ácido sulfídrico e o hidróxido de ferro.
 [III] **Correta.** Toda reação de queima libera calor para o meio, sendo, portanto, uma reação exotérmica.
 [IV] **Incorreta.** A acidificação do solo e dos lagos ocorre pelo abaixamento do pH.

Resposta da questão 30:

[C]

Teremos:

Para NaOH:

0,100 mol — 1000 mL

n_{OH^-} — 100 mL

$n_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ mol}$

Para KOH:

0,100 mol — 1000 mL

n_{OH^-} — 100 mL

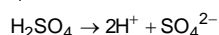
$n_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ mol}$

Para H_2SO_4 :

0,100 mol — 1000 mL

$n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ — 105 mL

$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,0105 \text{ mol}$



1 mol — 2 mols

0,0105 mol — 0,021 mol



2 mols — 2 mols

0,021 mol — 0,02 mol

Excesso de $\text{H}^+ = 0,021 - 0,02 = 0,001 \text{ mol}$

$[\text{H}^+] = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L}$

$\text{pH} = -\log 10^{-3} = 3$

Resposta da questão 31:

[B]

Teremos:

1,0 mL de uma solução aquosa de HCl 0,1 mol/L:

0,1 mol — 1000 mL

n_{HCl} — 1,0 mL

$n_{\text{HCl}} = 0,0001 \text{ mol}$

$V_{\text{total}} = 1,0 + 9,0 = 10 \text{ mL} = 0,01 \text{ L}$

$[\text{HCl}] = \frac{n}{V} = \frac{0,0001 \text{ mol}}{0,01 \text{ L}} = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$ (ácido monoprotico)

$[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 2,0$

Resposta da questão 32:

a) Equação química balanceada:
 $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{NaCl}(\text{aq})$.

b) O analista misturou 1 L de uma solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L com 1 L de uma solução de hidróxido de sódio 0,2 mol/L, então:

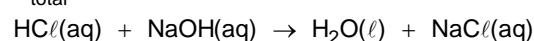
$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V}$$

$$0,1 = \frac{n_{\text{HCl}}}{1} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V}$$

$$0,2 = \frac{n_{\text{NaOH}}}{1} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = 0,2 \text{ mol}$$

$V_{\text{total}} = 1 \text{ L} + 1 \text{ L} = 2 \text{ L}$



1 mol — 1 mol

0,1 mol — 0,2 mol
excesso de 0,1 mol

$$[\text{OH}^-]_{\text{excesso}} = \frac{0,1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]_{\text{excesso}} = -\log(5 \times 10^{-2})$$

$$\text{pOH} = 2 - \log 5 = 2 - 0,70 = 1,30$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 1,3 = 12,70$$

Resposta da questão 33:

[B]

Teremos:

$\text{pH} = 12$

$$[\text{H}^+] = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$10^{-12} \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Resposta da questão 34:

[B]

início : $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

1ª diluição: $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2ª diluição: $0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 4$$

Resposta da questão 35:

[C]

[A] Incorreta.

Se:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 9$$

$$\text{pH} = 5$$

esse valor de pH o teor de cloro disponível, presente no HClO , é máximo.

- [B] **Incorreta.** De acordo com o enunciado, o ácido hipocloroso, (espécie não dissociada) possui maior poder biocida que o íon hipoclorito.
- [C] **Correta.** Para o tratamento da água, o ideal é que o pH esteja de neutro a alcalino, ou seja acima de 7,0. Em pH 7,5, de acordo com o gráfico, a teor de ácido está em torno de 50%.
- [D] **Incorreta.** O aumento da temperatura favorece a formação do ácido hipocloroso, que apresenta maior poder biocida.

Resposta da questão 36:

[D]

[I] **Correta.**

$$\text{pH} = 4,0$$

$$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \text{---} 1000 \text{ mL}$$

$$x \text{---} 100 \text{ mL}$$

$$x = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$[\text{OH}^-]$:

$$0,01 \text{ mol} \text{---} 1000 \text{ mL}$$

$$y \text{---} 1 \text{ mL}$$

$$y = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Portanto, 1,0 mL de NaOH consome essa quantidade de ácido.

- [II] **Correta.** A catálise heterogênea ocorre quando o estado físico do catalisador é diferente do estado físico dos reagentes.
- [III] **Correta.** A precipitação da chuva ácida, contendo HNO_3 , contém íons H^+ , que, irá reagir os íons OH^- do hidróxido de alumínio, o que deslocará o equilíbrio para a direita, dissolvendo a base formada.
- [IV] **Incorreta.** A chuva por ser levemente ácida, poderá diminuir levemente o pH do solo.

Resposta da questão 37:

[D]

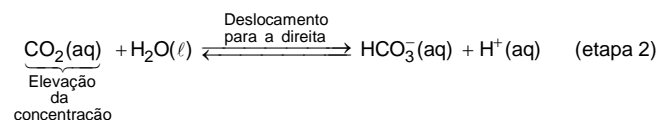
- [A] **Incorreta.** Por apresentar maior E_{at} sua velocidade é menor;
- [B] **Incorreta.** Pois o catalisador aumenta a velocidade em ambos os sentidos;
- [C] **Incorreta.** O ΔH é o mesmo para as reações direta e inversa, mudando apenas o sinal.
- [D] **Correta.** A $E_{\text{at}} A > E_{\text{at}} B$.
- [E] **Incorreta.** Nesse caso, a proporção estequiométrica da reação é 1:1, sendo assim, o aumento da pressão não influencia no equilíbrio.

Resposta da questão 38:

[E]

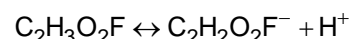
Um aumento na temperatura diminui a concentração de gás carbônico na água (a solubilidade de um gás diminui com a elevação da temperatura).

O aumento da concentração de $\text{CO}_2(\text{aq})$ aumenta a acidez do meio, pois desloca o equilíbrio da etapa 2 para a direita, consequentemente elevando a concentração de cátions $\text{H}^+(\text{aq})$.



Resposta da questão 39:

Equação de ionização do ácido fluoretanoico:



O grau de ionização será dado por:

$$0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{---} 100\%$$

$$x \text{---} 20\%$$

$$x = 0,01 \text{ mol} / \text{L}^{-1}$$

	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{F}$	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2\text{F}^-$	H^+
Início	0,05	-	-
Reação	0,01	0,01	0,01
Equilíbrio	0,04	0,01	0,01

Então, a concentração de ácido que não ionizou é a diferença entre a concentração inicial e a ionizada:
 $0,05 - 0,01 = 0,04 \text{ mol} / \text{L}^{-1}$.

O pH é calculado a partir da concentração de íons hidrogênio no equilíbrio:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 0,01 = -\log 10^{-2} = 2$$

Cálculo da constante de equilíbrio:

$$k = \frac{[\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2\text{F}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{F}]}$$

$$k = \frac{[0,01] \cdot [0,01]}{[0,04]} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

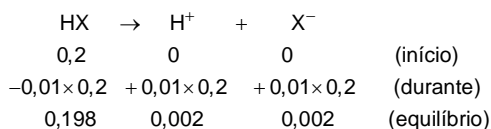
Resposta da questão 40:

[C]

- [A] **Incorreta.** Segundo o texto, a injeção de ácido ascórbico (vitamina C) mudou a coloração de amarela para vermelha.
- [B] **Incorreta.** A mudança de cor ocorre devido a uma reação reversível de oxidorredução.
- [C] **Correta.** O nitrito de sódio irá atuar como agente oxidante, pois a mudança de cor observada é provocada pela redução provocada pelo ácido ascórbico.
- [D] **Incorreta.** A forma oxidada é o amarelo e a sua maturidade sexual é atingida quando sua cor se torna vermelha (forma reduzida).
- [E] **Incorreta.** Pois existe um equilíbrio entre a forma oxidada e a forma reduzida.

Resposta da questão 41:

a) Teremos:

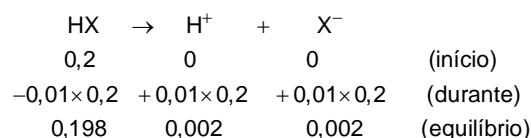


$$[H^+] = 0,002 = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log 2 \times 10^{-3} = 3 - \log 2$$

$$pH = 3 - 0,30 = 2,70$$

b) Cálculo da constante de ionização do ácido genericamente indicado como HX:



$$K_i = \frac{[H^+][X^-]}{[HX]} = \frac{0,002 \times 0,002}{0,198} = 2,02 \times 10^{-5}$$

Resposta da questão 42:

[E]

[I] Incorreta.

Se:

$$[OH^-] = 0,01 \text{ M} = 10^{-2}, \text{ portanto:}$$

$$pOH = 2 \text{ e } pH = 12$$

[II] Incorreta.

Se:

$$[OH^-] = 0,001 \text{ M} = 10^{-3}, \text{ portanto:}$$

$$pOH = 3 \text{ e } pH = 11$$

[III] Correta.

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

$$4 \cdot 10^{-8} \cdot K_b = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_b = 2,7 \cdot 10^{-7}$$

[IV] Incorreta. A equação no equilíbrio será:

$$K_{eq} = \frac{[HCO^-] \cdot [OH^-]}{[CO^-]}$$

[V] Correta. De acordo com o princípio de Le Chatelier, se aumentar a concentração de $[OH^-]$, o equilíbrio será deslocado para a esquerda, aumentando a concentração de hipoclorito livre $[CO^-]$.

Resposta da questão 43:

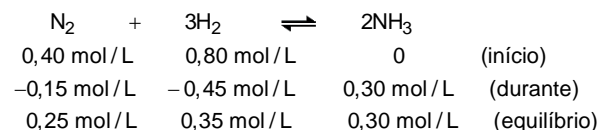
$$04 + 08 + 16 = 28.$$

[01] A constante de equilíbrio K_C é aproximadamente 8,3965 (mol/litro)⁻².

$$[N_2] = \frac{2 \text{ mols}}{5 \text{ L}} = 0,40 \text{ mol/L}$$

$$[H_2] = \frac{4 \text{ mols}}{5 \text{ L}} = 0,80 \text{ mol/L}$$

$$[NH_3] = \frac{1,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,30 \text{ mol/L}$$



$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1[H_2]^3} = \frac{(0,30)^2}{(0,25)^1(0,35)^3} = 8,3965$$

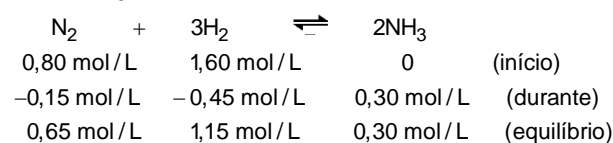
$$K_C = 8,3965 \text{ (mol/L)}^{-2}$$

[02] Se dobrarmos os valores das quantidades iniciais (em mols) dos gases N_{2(g)} e H_{2(g)}, a constante de equilíbrio não dobra de valor.

$$[N_2] = \frac{4 \text{ mols}}{5 \text{ L}} = 0,80 \text{ mol/L}$$

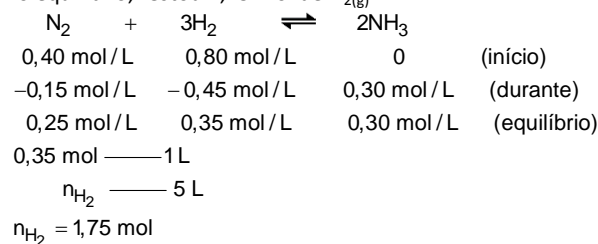
$$[H_2] = \frac{8 \text{ mols}}{5 \text{ L}} = 1,60 \text{ mol/L}$$

$$[NH_3] = \frac{1,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,30 \text{ mol/L}$$

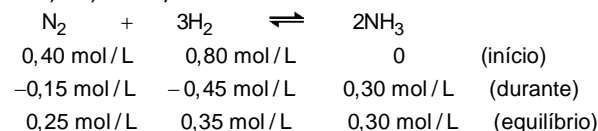


$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1[H_2]^3} = \frac{(0,30)^2}{(0,65)^1(1,15)^3} = 0,09104 \text{ (mol/L)}^{-2}$$

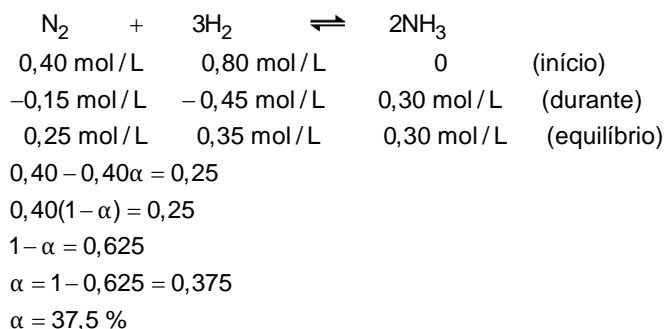
[04] No equilíbrio, restou 1,75 mol de H_{2(g)}.



[08] A concentração em quantidade de matéria do N_{2(g)}, no equilíbrio, é 0,25 mol/litro.



[16] O grau de equilíbrio de reação em relação ao gás nitrogênio é 37,5 %.



Resposta da questão 44:

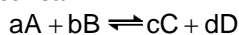
01 + 02 + 08 = 11.

[01] Correta. Pois todo o reagente da combustão será consumido no processo.

[02] Correta. Pois $v_1 = v_2$, condição para que ocorra o equilíbrio.

[04] Incorreta. Pois o equilíbrio que se estabelece é um equilíbrio dinâmico.

[08] Correta.



$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

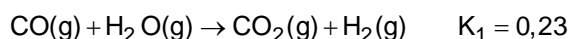
[16] Correta. Uma constante de equilíbrio alta indica que a reação inversa prevalece sobre a direta.

[32] Incorreta. O equilíbrio se desloca no sentido de formação dos produtos caso seja aumentada a concentração dos reagentes.

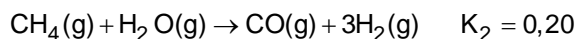
Resposta da questão 45:

[B]

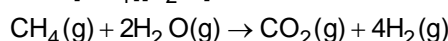
Teremos:



$$K_1 = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$$



$$K_2 = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]}$$



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]^2}$$

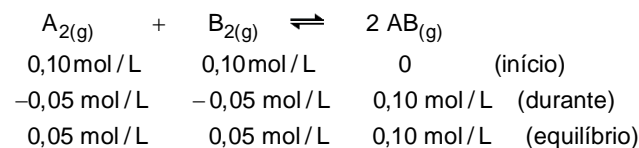
$$\frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} \times \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_1 \times K_2 = K_{\text{eq}} \Rightarrow 0,23 \times 0,20 = 0,046$$

Resposta da questão 46:

[E]

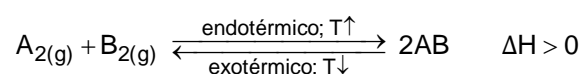
A constante K_c para esse processo, calculada a uma dada temperatura T , é 4.



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{AB}]^2}{[\text{A}_2][\text{B}_2]} = \frac{(0,10)^2}{0,05 \times 0,05} = 4$$

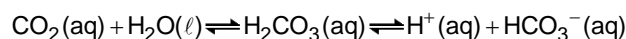
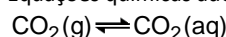
A concentração da espécie $\text{A}_{2(\text{g})}$ no equilíbrio é de 0,05 mol/L.

Um aumento de temperatura faria com que o equilíbrio do processo fosse deslocado no sentido da reação direta (processo endotérmico).



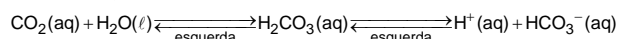
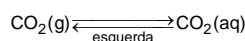
Resposta da questão 47:

a) Equações químicas adequadas:



De acordo com a reação química descrita pela equação acima se percebe que o meio fica ácido. De acordo com o enunciado a solução ficou vermelha, isto significa que houve saturação, ou seja, que o pH é inferior a 4,5 (vide tabela).

b) No final da etapa I se observou a liberação de muitas bolhas de gás carbônico, isto significa que o equilíbrio foi deslocado para a esquerda e que a concentração de íons H^+ diminuiu:



Consequentemente o pH aumenta e supera 4,5. A solução muda da coloração vermelha para laranja.

c) Foram feitas as seguintes observações:

Etapa 1: liberação de bolhas de gás carbônico e a solução ficou laranja.

Etapa 4: houve liberação de poucas bolhas e a solução ficou amarela.

Conclui-se que a pressão da fase gasosa no interior da seringa, nas situações ilustradas pelas figuras II e V, não é a mesma:

$$P \times \underset{\text{constante}}{V} = n_{\text{CO}_2} \times \frac{R \times T}{\text{constante}}$$

$$P \times \underset{\text{constante}}{V} = n_{\text{CO}_2} \times \frac{R \times T}{\text{constante}}$$

$$n_{\text{CO}_2} = k \times P$$

$$n_{\text{CO}_2} \uparrow = k \times P \uparrow$$

$$n_{\text{CO}_2} \downarrow = k \times P \downarrow$$

Resposta da questão 48:

[A]

O Kc da reação inversa será:

$$K' = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{6 \cdot 10^{-2}} = 16,66$$

Resposta da questão 49:

[D]

O pH do meio onde o CO_2 foi dissolvido é menor do que 7, pois ocorre liberação de cátions H^+ (H_3O^+).

Resposta da questão 50:

01 + 04 + 16 = 21.

Para retirar o cheiro de peixe das mãos, basta usar vinagre, pois o ácido acético presente na solução libera cátions H^+ .

O pH de uma solução de metilamina é maior do que 7,0 devido ao caráter básico da solução.

O pK_a da metilamina é 10,6.

$$K_w = K_a \times K_b$$

$$10^{-14} = K_a \times K_b$$

$$-\log 10^{-14} = -\log(K_a \times K_b)$$

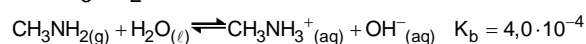
$$14 = -\log K_a - \log K_b$$

$$14 = \text{pK}_a + \text{pK}_b$$

$$14 = \text{pK}_a + 3,4$$

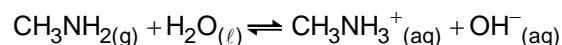
$$\text{pK}_a = 14 - 3,4 = 10,6$$

Pode-se afirmar que, no equilíbrio mostrado acima, a concentração de CH_3NH_3^+ é menor do que a concentração de CH_3NH_2 .



$$K_b < 1 \Rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{g})] > [\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})] \text{ ou } [\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})] < [\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{g})]$$

A concentração de OH^- em uma solução de metilamina 0,010 mol L⁻¹ é $2,0 \cdot 10^{-3}$ mol L⁻¹.



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})][\text{OH}^-(\text{aq})]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{g})]}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})] = [\text{OH}^-(\text{aq})] = x$$

$$4 \times 10^{-4} = \frac{x \times x}{[\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{g})]}$$

$$x^2 = 4 \times 10^{-4} \times 1,0 \times 10^{-2}$$

$$x = \sqrt{4 \times 10^{-6}}$$

$$x = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-(\text{aq})] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$