

**QUÍMICA**

**Equilíbrio Químico**

**PROF.: ITALO MULTARI JÚNIOR**

**01)** (UFPR 2001) O vinagre, conhecido desde a Antiguidade, é uma solução de aproximadamente 4 a 8% de ácido acético, resultante da ação de micro-organismos sobre bebidas alcoólicas, como o vinho, em presença de oxigênio. Por volta de 218 a.C., o general cartaginês Aníbal, no comando de um exército, atravessou os Alpes em 15 dias, surpreendendo os romanos. Segundo relatos, Aníbal teria utilizado vinagre para fragmentar rochas que bloqueavam o caminho. Para tal, seria necessária uma enorme quantidade dessa solução e um período muito maior que os 15 dias para obter os efeitos desejados. Embora seja pouco provável a veracidade do relato, ele pode estar associado à ação do vinagre sobre rochas calcárias, representada pelas equações abaixo, não balanceadas:

CH3COOH(aq) ⇐⇒ H+(aq) + CH3COO−(aq)

Ka = 1,8 × 10−5

H+(aq) + CaCO3(s) → Ca2+(aq) + H2O(líq) + CO2(g)

Dados: massa molar do ácido acético = 60 g e do carbonato de cálcio = 100 g

Com relação às informações acima, é correto afirmar:

(01) Considerando a porcentagem de 6% em massa de ácido acético no vinagre, seriam necessárias aproximadamente 20 toneladas de vinagre para dissolver 1 tonelada de carbonato de cálcio.

(02) A ação sobre os carbonatos é uma característica das soluções aquosas ácidas.

(04) O ácido acético, por ser um composto orgânico, não é um ácido de Arrhenius.

(08) A constante de ionização do ácido acético revela tratar-se de um ácido fraco.

(16) O nome oficial do ácido acético é ácido etanóico.

(32) Na produção do vinagre, ocorre uma reação de oxi-redução, na qual o álcool etílico é reduzido a ácido acético.

Soma ( )

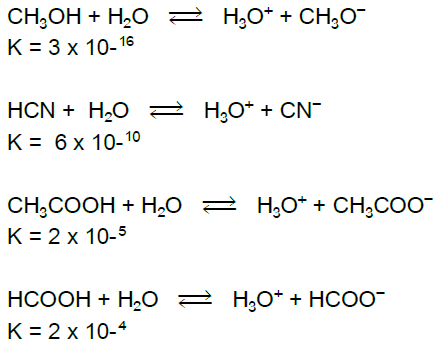
**02)** (Fuvest 90) Em solução aquosa, íons cromato (CrO4)2−, de cor amarela, coexistem em equilíbrio com íons dicromato(Cr2O7)2−, de cor alaranjada, segundo a reação:



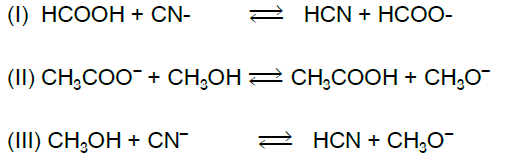
A coloração alaranjada torna-se mais intensa quando se:

1. adiciona OH−.
2. diminui o pH.
3. aumenta a pressão.
4. acrescenta mais água.
5. acrescenta um catalisador.

**03)** (Fuvest 96) É dada a seguinte relação de constantes de equilíbrio (K):



Considere agora os equilíbrios a seguir em três soluções aquosas (I, II e III):



Quando se misturam os reagentes em igual concentração é favorecida a formação dos produtos apenas em:

1. I.
2. II.
3. I e II.
4. I e III.
5. II e III.

**04)** (Ita 96) Um copo, com capacidade de 250ml, contém 100ml de uma solução aquosa 0,10 molar em ácido acético na temperatura de 25°C. Nesta solução ocorre o equilíbrio:

HOAc(aq) → H+(aq) + OAc−(aq); Kc = 1,8.10−5.

A adição de mais 100ml de água pura a esta solução, com a temperatura permanecendo constante, terá as seguintes consequências:

I. Concentração de íons acetato (mol/litro).

II. Quantidade de íons acetato (mol).

1. (I) Vai aumentar, (II) Vai aumentar.
2. (I) Vai aumentar, (II) Vai diminuir.
3. (I) Fica constante, (II) Fica constante.
4. (I) Vai diminuir, (II) Vai aumentar.
5. (I) Vai diminuir, (II) Vai diminuir.

**05)** (Uel 94) O íon bicarbonato pode ser decomposto pela reação:

HCO3−(aq) + H+(aq) ⇐⇒ CO2(g) + H2O(liq)

Pode-se eliminar o íon bicarbonato de certas soluções aquosas com adição de:

1. KOH
2. CH3OH
3. CsCl
4. NaHS
5. HCl

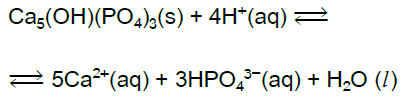
**06)** (Puccamp 94) A equação química, não balanceada:



representa a reação que ocorre em solos pouco aerados e envolve a redução de nitrato a nitrogênio, em meio ácido, na presença de carboidrato. O fenômeno, conhecido como desnitrificação prejudica a fixação de NO3−pelas plantas. É possível aumentar a concentração do NO3−no equilíbrio adicionando-se, no solo, espécie química capaz de:

1. liberar íons OH−
2. liberar íons H+
3. absorver CO2
4. reagir com N2
5. consumir H2O

**07)** (Puccamp 94) A hidroxiapatita, fosfato naturalmente encontrado no solo, apresenta em meio ácido a reação:



A adição de hidroxiapatita em determinados locais modifica o solo, pois:

1. aumenta o pH, devido à formação de ácidos.
2. diminui o pH, devido à formação de ácidos.
3. aumenta o pH, porque consome H+ (aq).
4. diminui o pH, porque produz sais ácidos.
5. aumenta o pH, porque produz água.

**08)** (Fei 96) Considere uma solução de um ácido HA de constante de ionização Ka a uma dada temperatura. Relativamente a adição de um sal solúvel que possui o íon A− (íon comum), assinale a alternativa correta:

1. o íon comum não desloca o equilíbrio
2. a concentração de íons H+ aumenta
3. o grau de ionização do ácido não se altera
4. a constante de ionização Ka do ácido não se altera
5. o pH da solução não se altera

**09)** (Cesgranrio 91) Uma solução de um monoácido fraco, cuja constante de ionização Ka = 2 × 10−5, deve ser misturada a uma outra solução de um sal deste monoácido para preparar uma solução tampão de pH = 6. A razão entre as concentrações do ácido e do sal é:

1. 1/3
2. 1/5
3. 1/6
4. 1/10
5. 1/20

**10)** (Ufrs 96) Em uma solução aquosa de ácido acético se estabelece o seguinte equilíbrio:



A adição de uma pequena quantidade de acetato de sódio (CH3COONa) a esta solução:

1. diminui o seu pH.
2. aumenta a concentração dos íons H+.
3. diminui o grau de ionização do ácido.
4. mantém inalterado seu pH.
5. reduz a zero o grau de ionização do ácido acético.

**11)** (Pucsp 98) Peixes mortos têm cheiro desagradável devido à formação de substância provenientes da decomposição de proteínas. Uma dessas substâncias é a metilamina que, em presença de água, apresenta o seguinte equilíbrio:



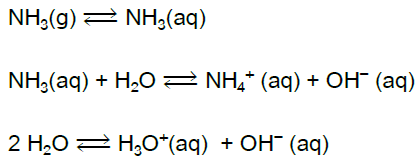
Para diminuir o cheiro desagradável da metilamina, o mais adequado é adicionar ao sistema:

1. sabão porque dissolve a amina.
2. cal porque fornece íons OH−.
3. salmoura porque reage com a amina.
4. limão porque desloca o equilíbrio no sentido da direita para esquerda.
5. vinagre porque desloca o equilíbrio no sentido da esquerda para direita.

**12)** (Ita 97) Numa solução aquosa 0,100 mol/L de um ácido monocarboxílico, a 25°C, o ácido está 3,7% dissociado após o equilíbrio ter sido atingido. Assinale a opção que contém o valor correto da constante de dissociação desse ácido nesta temperatura.

1. 1,4
2. 1,4 × 10−3
3. 1,4 × 10−4
4. 3,7 × 10−2
5. 3,7 × 10−4

**13)** (Fatec 97) O estado de equilíbrio existente em um frasco contendo solução de amoníaco, mantido fechado e a temperatura constante, pode ser representado pelas equações:



Se o frasco for aberto e permanecer assim por algumas horas:

1. o pH da solução se manterá constante.
2. a concentração de íons NH4+(aq) aumentará.
3. a concentração de íons OH−(aq) diminuirá.
4. a concentração de NH3(g) aumentará.
5. a concentração de NH3(aq) se manterá constante.

**14)** (Puccamp 96) Dentre os vários atentados terroristas ocorridos em cidades japonesas, suspeita-se que houve tentativa para a produção do HCN por meio da reação de cianeto com ácidos, ou seja:



Sobre esse equilíbrio são formuladas as proposições:

I - Ácidos favorecem a produção de HCN(g).

II - O ânion cianeto funciona como base de Lowry-Bronsted.

III - Adição de uma base desloca o equilíbrio no sentido da formação de HCN(g).

Pode-se afirmar que APENAS:

1. I está correta.
2. II está correta.
3. III está correta.
4. I e II estão corretas.
5. II e III estão corretas.

**15)** (Fuvest 99) Algumas argilas do solo têm a capacidade de trocar cátions de sua estrutura por cátions de soluções aquosas do solo. A troca iônica pode ser representada pelo equilíbrio:



onde R representa parte de uma argila. Se o solo for regado com uma solução aquosa de um adubo contendo NH4NO3, o que ocorre com o equilíbrio anterior?

1. Desloca-se para o lado Na+(aq).
2. Desloca-se para o lado do NH4+(aq).
3. O valor de sua constante aumenta.
4. O valor de sua constante diminui.
5. Permanece inalterado.

**16)** (Fatec 98) Água de bromo, solução diluída de bromo em água, apresenta coloração castanha, sendo ligeiramente ácida, devido à reação de equilíbrio:



Sobre esse equilíbrio, é correto afirmar que:

1. aumentando a [H+], o pH da solução também irá aumentar.
2. com a adição de HCl(aq), nenhuma alteração será observada.
3. com a adição de HCl(aq), a solução tornar-se-á incolor.
4. com a adição de NaOH, a coloração castanha se intensificará.
5. com a adição de NaOH, ocorrerá descoramento da solução.

**17)** (Uel 99) Uma forma de identificar a presença de íons Cu2+ em solução aquosa, mesmo em baixas concentrações, é acrescentar amônia. Forma-se um íon complexo que confere à solução uma cor azul intensa. Dessa forma, quando amônia é acrescentada em um sistema químico no qual ocorre o equilíbrio de solubilidade:



o mesmo:

1. mantém-se inalterado, mas a solução sobrenadante torna-se ácida.
2. mantém-se inalterado, mas a solução sobrenadante fica mais básica.
3. sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a quantidade de precipitado é maior.
4. sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a quantidade de precipitado é menor ou inexistente.
5. sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a concentração de íons OH(aq) é menor ou inexistente.

**18)** (Ufpe 2001) Quando somos picados por uma formiga ela libera ácido metanóico (fórmico), HCOOH. Supondo que a dor que sentimos seja causada pelo aumento da acidez, e que ao picar a formiga libera um micromol de ácido metanóico num volume de um microlitro, qual deve ser a concentração de H+(aq) na região da picada? Admita que a solução tem comportamento ideal e que a auto-ionização da água é desprezível. Dados: Ka = 10−4 (constante de dissociação do ácido metanóico).

1. 1 mol/L
2. 10−1 mol/L
3. 10−2 mol/L
4. 10−3 mol/L
5. 10−4 mol/L

**19)** (Ufrs 2000) Um dos fatores que pode modificar o pH do sangue é o ritmo respiratório. Este fato está relacionado ao equilíbrio descrito na equação abaixo.



Sobre este fato são feitas as seguintes afirmações.

I- Pessoas com ansiedade respiram em excesso e causam diminuição da quantidade de CO2 no sangue aumentando o seu pH.

II- Indivíduos com insuficiência respiratória aumentam a quantidade de CO2 no sangue, diminuindo seu pH.

III- Pessoas com respiração acelerada deslocam o equilíbrio da reação no sentido direto.

Quais estão corretas?

1. Apenas I.
2. Apenas II.
3. Apenas I e II.
4. Apenas II e III.
5. I, II e III.

**20)** (Ufes 2001) O pH do sangue humano é mantido dentro de um estreito intervalo (7,35 - 7,45) por diferentes sistemas tamponantes. Aponte a única alternativa que pode representar um desses sistemas tamponantes.

1. CH3COOH / NaCl
2. HCl / NaCl
3. H3PO4 / NaNO3
4. KOH / KCl
5. H2CO3 / NaHCO3

**21)** (Mackenzie 2001) Na água, devido a seu caráter oxidante ou redutor, pode ocorrer o seguinte equilíbrio:



Num lago, devido à decomposição de material orgânico, o pH da água diminuiu sensivelmente. Como consequência, observou-se que, nesse lago, a concentração de:

1. O2 diminuiu, o que favoreceu a sobrevivência dos peixes presentes.
2. H+ diminuiu, tornando a água menos ácida.
3. H+ aumentou, provocando um aumento do teor de oxigênio na água do lago.
4. O2 aumentou, tornando a água do lago imprópria para a vida dos peixes.
5. O2 diminuiu, desfavorecendo a sobrevivência dos peixes.

**22)** Uma solução de um monoácido fraco de concentração igual a 0,25 mol/L apresenta grau de ionização igual a 0,4 %. O pH desta solução é igual a:

1. 2
2. 3
3. 4
4. 5
5. 6

**23)** O pH de uma solução aquosa 0,002 mol/L de hidróxido de bário, 100% dissociado, a 25°C, é:

Dado: log 2 = 0,3

1. 2,4
2. 3,4
3. 6,6
4. 9,4
5. 11,6

**24)** (Fuvest-SP) À temperatura ambiente, o pH de um certo refrigerante, saturado com gás carbônico, quando em garrafa fechada, vale 4. Ao abrir-se a garrafa, ocorre escape de gás carbônico. Qual deve ser o valor do pH do refrigerante depois de a garrafa ser aberta?

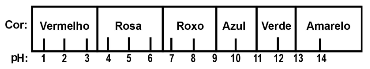
1. pH = 4
2. 0 < pH < 4
3. 4 < pH < 7
4. pH = 7
5. 7 < pH < 14

**25)** (FEI-SP) A chuva ácida ocorre em regiões de alta concentração de poluentes provenientes da queima de combustíveis fósseis. Numa chuva normal, o pH está em torno de 5 e, em Los Angeles, já ocorreu chuva com pH em torno de 2. A concentração de íons H+ dessa chuva ocorrida em Los Angeles, em relação à chuva normal, é:

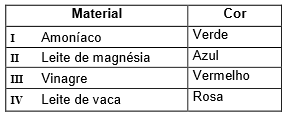
1. 1000 vezes maior.
2. 1000 vezes menor.
3. 3 vezes maior.
4. 3 vezes menor.
5. 100 vezes maior.

Texto para as questões 26 e 27

O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho e da solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala abaixo.



Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:



**26)** (ENEM-2000) De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:

1. ácido/básico/básico/ácido.
2. ácido/básico/ácido/básico.
3. básico/ácido/básico/ácido.
4. ácido/ácido/básico/básico.
5. básico/básico/ácido/ácido.

**27)** (ENEM-2000) Utilizando-se o indicador citado em sucos de abacaxi e de limão, pode-se esperar como resultado as cores:

1. rosa ou amarelo.
2. vermelho ou roxo.
3. verde ou vermelho.
4. rosa ou vermelho.
5. roxo ou azul.

**28)** (ENEM-98) “Um dos problemas ambientais decorrentes da industrialização é a poluição atmosférica. Chaminés altas lançam ao ar, entre outros materiais, o dióxido de enxofre (SO2) que pode ser transportado por muitos quilômetros em poucos dias. Dessa forma, podem ocorrer precipitações ácidas em regiões distantes, causando vários danos ao meio ambiente (chuva ácida)”.

Um dos danos ao meio ambiente diz respeito à corrosão de certos materiais. Considere as seguintes obras:

I. Monumento Itamarati - Brasília (mármore).

II. Esculturas do Aleijadinho - MG (pedra sabão, contém carbonato de cálcio).

III. Grades de ferro ou alumínio de edifícios.

A ação da chuva ácida pode acontecer em:

1. I, apenas.
2. I e II, apenas.
3. I e III, apenas.
4. II e III, apenas.
5. I, II e III.

**29)** Misturando-se 100 mL de suco de laranja, cuja [H+] = 0,6 mol/L, com 200 mL de suco de laranja, cuja [H+] = 0,3 mol/L, não se obtém:

1. uma solução onde [H+] = 0,4 mol/L.
2. uma solução completamente neutra.
3. uma solução de acidez intermediária.
4. uma solução menos ácida do que a de [H+] = 0,6 mol/L.
5. uma solução mais ácida do que a de [H+] = 0,3 mol/L.

**30)** (UFRGS-RS) Quando a 1,0 L de ácido sulfúrico 0,004 mol/L se adicionam 3,0 L de NaOH 0,04 mol/L, a solução resultante terá pH aproximadamente igual a:

1. 1.
2. 2.
3. 7.
4. 12.
5. 13.

**31)** (Mack-2006) Cientistas descobriram que águas de gêiseres, dentro do Parque Yellowstone (E.U.A.), são moradia de certos micro-organismos. Essas águas, as mais quentes do mundo, são ricas em ácido sulfúrico. A descoberta permite supor a existência de vida em outros ambientes inóspitos, dentro e fora da Terra. Considere que, nas águas dos gêiseres, predomine o equilíbrio:



e que, numa amostra dessa água, se tenha verificado que [H2SO4] = 0,6 mol/L e [HSO4−1] = 0,2 mol/L. O valor da constante de equilíbrio, na temperatura em que a experiência foi feita, é K = 3,0 x 101. Assim, o pH da água da amostra analisada é:

1. 1
2. 2
3. 3
4. 4
5. 6

**32)** (Vunesp-2004) Ao cozinhar repolho roxo, a água do cozimento apresenta-se azulada. Esta solução pode ser utilizada como um indicador ácido-base. Adicionando vinagre (ácido acético), a coloração mudará para o vermelho e, adicionando soda cáustica (hidróxido de sódio), a coloração mudará para o verde. Se você soprar através de um canudinho na água de cozimento do repolho roxo durante alguns segundos, sua coloração mudará do azul para o vermelho. Destas observações, pode-se concluir que:

1. no “ar” que expiramos existe vinagre, produzindo íons CH3COO– e H+ na solução.
2. no “ar” que expiramos existe soda cáustica, produzindo íons Na+ e OH– na solução.
3. no “ar” que expiramos há um gás que, ao reagir com a água, produz íons H+.
4. o “ar” que expiramos reage com a água do repolho formando ácido clorídrico e produzindo íons H+ e Cl– na solução.
5. o “ar” que expiramos comporta-se, em solução aquosa, como uma base*.*

**33)** (UFPR-2009) O ácido acetilsalicílico é um medicamento anti-inflamatório utilizado pela humanidade desde o final do século XIX. A fórmula molecular desse ácido é C9H8O4 e a constante de ionização ácida é (ka) 3,0 x 10−4. O equilíbrio do ácido acetilsalicílico pode ser esquematizado da seguinte forma:

Ácido acetilsalicílico ⇐⇒ ânion− + H+

A forma não-ionizada do ácido consegue atravessar a membrana do estômago, enquanto que a forma ionizada não consegue. No entanto, dentro do estômago a concentração de íons H+ é elevada, o que facilita a absorção do medicamento pela membrana do estômago. Sobre esse assunto, considere as seguintes afirmativas:

I. No estômago ocorre o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, devido a maior concentração de H+.

II. O ácido acetilsalicílico é mais fraco que o ácido cianídrico (ka = 4,9 x 10−10).

III. Devido a alta concentração de H+, o pH do estômago tem valor maior que 7.

Está/Estão correta(s) a(s) afirmativa(s):

1. I apenas.
2. I e II apenas.
3. II apenas.
4. II e III apenas.
5. III apenas.

**34)** (Fatec-2005) O gráfico abaixo mostra como varia a constante de equilíbrio (kc) em função da temperatura para a reação de síntese da amônia.



A respeito dessa transformação química, as seguintes afirmações foram feitas:

I - a diminuição da temperatura aumenta o rendimento da reação;

II - a elevação da temperatura diminui a velocidade da reação;

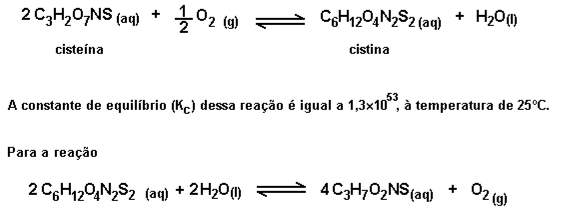
III - a reação de síntese da amônia é exotérmica;

IV - a elevação da temperatura favorece o consumo de N2 e H2.

Dessas afirmações, são corretas apenas:

1. I e II
2. I e III
3. III e IV
4. II e III
5. II e IV

**35)** [UFSM-2008] A cisteína é um aminoácido que contém enxofre e é encontrada na feijoada, devido às proteínas da carne e derivados. A reação de conversão da cisteína em cistina ocorre de acordo com a seguinte equação química:



A constante de equilíbrio (kc) dessa reação é igual a 1,3 x 1053, a temperatura de 25 ºC.

Para a reação:



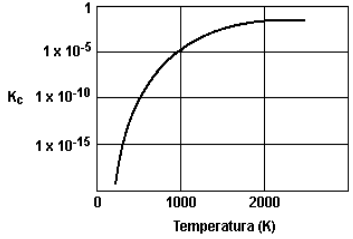
a constante de equilíbrio (Kc), considerando a mesma temperatura, é igual a, aproximadamente:

1. 5,9 × 10­­-107
2. 2,6 × 10-106
3. 2,6 × 1053
4. 2,6 × 10107
5. 5,9 × 10106

**36)** [PUCSP-2008] Nos motores dos automóveis, ocorre a reação entre o nitrogênio (N2) e o oxigênio (O2), formando o óxido nítrico (NO), um importante poluente atmosférico. A equação que representa a reação é:

N2(g) + O2(g) ⇐⇒ 2 NO(g)

O gráfico a seguir mostra a relação entre a constante de equilíbrio kc e a temperatura do sistema.



A respeito da reação de formação do óxido nítrico, foram feitas as seguintes afirmações:

I. Trata-se de um processo exotérmico.

II. Em temperaturas inferiores a 500 K, a utilização de um catalisador proporciona um maior rendimento de formação de óxido nítrico (NO).

III. No equilíbrio, a 1000 K, a concentração de NO é menor do que as concentrações de N2 e O2.

IV. Aumentar a pressão do sistema não altera a concentração dos gases presentes no equilíbrio.

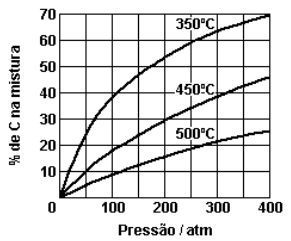
Estão corretas as afirmações:

1. I e II
2. I e III
3. III e IV
4. II e III
5. I e IV

**37)** [FUVEST-2006] Em determinado processo industrial, ocorre uma transformação química, que pode ser representada pela equação genérica:

X A(g) + y B(g) ⇐⇒ z C(g)

em que x, y e z são, respectivamente, os coeficientes estequiométricos das substâncias A, B e C.

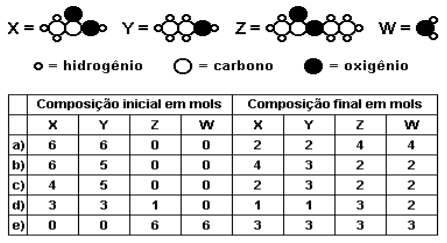


O gráfico representa a porcentagem, em mols, de C na mistura, sob várias condições de pressão e temperatura.

Com base nesses dados, pode-se afirmar que essa reação é:

1. exotérmica, sendo x + y = z
2. endotérmica, sendo x + y < z
3. exotérmica, sendo x + y > z
4. endotérmica, sendo x + y = z
5. endotérmica, sendo x + y > z

**38)** [FUVEST-2004] A reação de esterificação do ácido etanóico com etanol apresenta constante de equilíbrio igual a 4, à temperatura ambiente. Adiante estão indicadas cinco situações, dentre as quais apenas uma é compatível com a reação, considerando-se que a composição final é a de equilíbrio. Qual alternativa representa, nessa temperatura, a reação de esterificação citada?



**39)** Uma reação química atinge o equilíbrio quando:

1. ocorre simultaneamente nos sentidos direto e inverso
2. as velocidades das reações direta e inversa são iguais
3. os reagentes são totalmente consumidos
4. a temperatura do sistema é igual à do ambiente

**40)** Para a dissociação do trióxido de enxofre

2 SO3(g) ⇐⇒ 2 SO2(g) + O2(g)

o valor de Kc é igual a 5,0 a uma certa temperatura. Num recipiente de 10 L, a essa mesma temperatura, verifica-se que estão presentes no equilíbrio 40 mol de SO2 e 50 mol de O2. Portanto, o número de mol de SO3 não-dissociados é igual a:

1. 4
2. 5
3. 16
4. 20
5. 40

**41)** O gráfico abaixo refere-se ao equilíbrio:

2 CO2(g) ⇐⇒ 2 CO(g) + O2(g)

[ ] mol/L

1,0

A

0,5

B

C

T1 T2 tempo

Considerando essas informações, assinale a alternativa incorreta:

1. A curva B corresponde à variação da concentração do CO(g).
2. A constante de equilíbrio em função das concentrações é, aproximadamente, igual a 0,072.
3. A velocidade da reação direta em T1 é menor do que em T2.
4. Em T2 a velocidade da reação direta é diferente de zero.

**42)** Sob altas temperaturas, N2 reage com O2 produzindo NO, um poluente atmosférico:

N2(g) + O2(g) ⇐⇒ 2 NO(g)

Sob temperatura de 2000 K, a constante do equilíbrio acima é igual a 4,0 x 10-4. Nessa temperatura, se as concentrações de equilíbrio de N2 e O2 forem, respectivamente, iguais a 4,0 x 10-3 e 1,0 x 10-3 mol/L, qual será a de NO?

1. 1,6 x 10-9 mol/L
2. 4,0 x 10-9 mol/L
3. 1,0 x 10-5 mol/L
4. 4,0 x 10-5 mol/L
5. 1,6 x 10-4 mol/L

**43)** Quando quantidades equimolares de etanol e ácido acético reagem, são produzidos acetato de etila e água. Suponha que o etanol e o ácido acético tenham sido colocados em um recipiente para reagir, sendo este vedado, para evitar perdas de substâncias. Após uma semana, o frasco foi aberto e a análise de uma amostra da solução contida no recipiente detectou as seguintes substâncias: etanol, ácido acético, acetato de etila e água. Em relação ao exposto, marque a alternativa correta.

1. É preciso deixar o sistema mais tempo reagindo para que os reagentes sejam completamente consumidos.
2. No instante em que o recipiente foi aberto, as concentrações das quatro substâncias encontradas eram necessariamente iguais.
3. A rapidez de formação de reagentes e produtos é a mesma.
4. A presença de etanol e ácido acético se deve ao excesso de reagente introduzido no recipiente.

**44)** A respeito da atividade catalítica do ferro na reação:

N2 + 3 H2 ⇐⇒ 2 NH3

Pode-se afirmar que ele:

1. altera o valor da constante de equilíbrio da reação
2. altera as concentrações de N2, H2 e NH3 no equilíbrio
3. não altera o tempo necessário para ser estabelecido o equilíbrio
4. é consumido ao se processar a reação
5. abaixa a energia de ativação para formação do estado intermediário.

**45)** O hidrogênio molecular pode ser obtido industrialmente pelo tratamento do metano com vapor de água. O processo envolve a seguinte reação endotérmica:

CH4(g) + H2O(g) ⇐⇒ CO(g) + 3 H2(g)

Com relação ao sistema em equilíbrio, pode-se afirmar corretamente que:

1. a presença de um catalisador afeta a composição da mistura
2. o aumento da pressão diminui a quantidade de CH4(g)
3. o aumento da temperatura afeta a constante de equilíbrio
4. o aumento da temperatura diminui a quantidade de CO(g)

**46)** No equilíbrio:

2 NOCl(g) ⇐⇒ 2 NO(g) + Cl2(g)

o valor da constante Kc é 4,7 . 10-4 mol/L. Com o aumento da concentração de NO:

1. o valor de Kc aumenta.
2. o valor de Kc diminui.
3. o equilíbrio se desloca para o sentido da formação dos produtos.
4. não há deslocamento de equilíbrio.
5. o valor de Kc não se altera.

**47)** O equilíbrio químico:

A2(g) + B2(g) ⇐⇒ 2 AB(g) ΔH < 0

pode ser deslocado para a direita:

1. aumentando-se a temperatura, sob pressão constante.
2. aumentando-se a pressão, sob temperatura constante.
3. removendo-se o AB(g) formado.
4. diminuindo-se a pressão, sob temperatura constante.
5. introduzindo-se um catalisador.

**48)** (UFV-2005) A amônia é um importante insumo da indústria de fertilizantes. O processo industrial de síntese desse composto, conhecido como Haber-Bosh, baseia-se na reação entre o nitrogênio e o hidrogênio gasosos, como representado pela equação:

N2(g) + 3 H2(g) → 2 NH3(g) ΔH= - 93 Kj/mol Sabendo que, industrialmente, esta síntese é realizada na presença de catalisadores e com temperatura e pressão elevadas, assinale a afirmativa INCORRETA relacionada com a síntese da amônia.

1. O uso de catalisadores não altera o rendimento da reação.
2. O aumento da temperatura altera a constante de equilíbrio.
3. O aumento da temperatura e o uso de catalisadores aumentam a velocidade da reação.
4. O aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido de formação da amônia.
5. O aumento da pressão diminui o rendimento da reação.

**49)** (UNIFESP-2006) Poluentes como óxidos de enxofre e de nitrogênio presentes na atmosfera formam ácidos fortes, aumentando a acidez da água da chuva. A chuva ácida pode causar muitos problemas para as plantas, animais, solo, água, e também às pessoas. O dióxido de nitrogênio, gás castanho, em um recipiente fechado, apresenta-se em equilíbrio químico com um gás incolor, segundo a equação:

2 NO2(g) → N2O4(g)

Quando esse recipiente é colocado em um banho de água e gelo, o gás torna-se incolor. Em relação a esse sistema, são feitas as seguintes afirmações:

I. A reação no sentido da formação do gás incolor é exotérmica.

II. Com o aumento da pressão do sistema, a cor castanha é atenuada.

III. Quando o sistema absorve calor, a cor castanha é acentuada.

Dentre as afirmações, as corretas são:

A) I, apenas.

B) III, apenas.

C) I e III, apenas.

D) II e III, apenas.

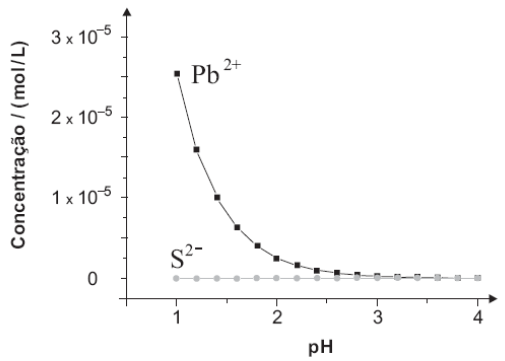
E) I, II e III.

**50)** (UFMG-2007) Analise estes dois equilíbrios que envolvem as espécies provenientes do PbS, um mineral depositado no fundo de certo lago:

PbS(s) → Pb2+(aq) + S2-(aq)

S2-(aq) + 2 H+(aq) → H2S(aq)

Neste gráfico, estão representadas as concentrações de Pb2+ e S2-, originadas exclusivamente do PbS, em função do pH da água:



Considere que a incidência de chuva ácida sobre o mesmo lago altera a concentração das espécies envolvidas nos dois equilíbrios. Com base nessas informações, é CORRETO afirmar que, na situação descrita:

1. a concentração de íons Pb2+ e a de S2-, em pH igual a 2, são iguais.
2. a contaminação por íons Pb2+ aumenta com a acidificação do meio.
3. a quantidade de H2S é menor com a acidificação do meio.
4. a solubilidade do PbS é menor com a acidificação do meio.

**GABARITO**

**1) 27 11) E 21) E 31) A 41) C**

**2) B 12) C 22) B 32) C 42) D**

**3) A 13) C 23) E 33) A 43) C**

**4) D 14) D 24) C 34) B 44) E**

**5) E 15) A 25) A 35) A 45) C**

**6) A 16) E 26) E 36) C 46) E**

**7) C 17) D 27) D 37) C 47) C**

**8) D 18) C 28) E 38) A 48) E**

**9) E 19) C 29) B 39) B 49) E**

**10) C 20) E 30) D 40) E 50) B**