

OLIMPIÁDA
MINEIRA

QUÍMICA



Nome: _____

Escola: _____

Instruções:

- 1 – Esta prova contém 20 questões de múltipla escolha e três questões abertas.
- 2 – Antes de iniciar a prova, confira se todas as folhas estão presentes. Caso haja algum problema, solicite a substituição da prova.
- 3 – Você está recebendo dois arquivos:
 - a) OMQ 2013 Questões - que você poderá levar com você ao final da prova
 - b) OMQ 2013 Respostas – que você entregará ao aplicador ao final da prova.
- 4 – **Responda as questões de 1 a 20 na tabela de respostas. As três questões abertas (21, 22 e 23) devem ser respondidas no espaço indicado para respostas.**
- 5 – O tempo de duração da prova é de 3h.
- 6 – Não será permitido o uso de calculadoras.
- 7 – Preencha os dados (nome, escola, e-mail e nome do professor) na primeira folha do arquivo de respostas. Esses dados serão usados na divulgação dos resultados.

Realização:



UFMG

Apoio:

PROEX UFMG
Pró-Reitoria de Extensão

PROVA PARA O SEGUNDO ANO

1
1A

2
2A

3
Li
6,9

4
Be
9

11
Na
23

12
Mg
24,3

19
K
39,1

20
Ca
40,1

37
Rb
85,5

38
Sr
87,6

55
Cs
132,9

87
Fr
223

2
He
4

10
Ne
20,2

18
Ar
39,9

36
Kr
83,8

54
Xe
131,3

86
Rn
222

Z

E

A

Número atômico

Massa atômica

13
3A

14
4A

15
5A

16
6A

17
7A

5
B
10,8

6
C
12

7
N
14

8
O
16

9
F
19

13
Al
27

14
Si
28,1

15
P
31

16
S
32,1

17
Cl
35,5

31
Ga
69,7

32
Ge
72,6

33
As
74,9

34
Se
79

35
Br
79,9

49
In
114,8

50
Sn
118,7

51
Sb
121,8

52
Te
127,6

53
I
126,9

81
Tl
204,4

82
Pb
207,2

83
Bi
209

84
Po
209

85
At
210

3
3B

4
4B

5
5B

6
6B

7
7B

8

9
8B

10

11
1B

12
2B

21
Sc
45

22
Ti
47,9

23
V
50,9

24
Cr
52

25
Mn
54,9

26
Fe
55,8

27
Co
58,9

28
Ni
58,7

29
Cu
63,5

30
Zn
65,4

41
Nb
92,9

42
Mo
95,9

43
Tc
97

44
Ru
101,1

45
Rh
102,9

46
Pd
106,4

47
Ag
107,9

48
Cd
112,4

72
Hf
178,5

73
Ta
180,9

74
W
183,8

75
Re
186,2

76
Os
190,2

77
Ir
192,1

78
Pt
195,1

79
Au
197

80
Hg
200,6

69
Tm
168,9

70
Yb
173

71
Lu
175

58
Ce
140,1

59
Pr
140,9

60
Nd
144,2

61
Pm
145

62
Sm
150,4

63
Eu
152

64
Gd
157,3

65
Tb
158,9

66
Dy
162,5

67
Ho
164,9

68
Er
167,3

69
Tm
168,9

70
Yb
173

71
Lu
175

90
Th
232

91
Pa
231

92
U
238

93
Np
237

94
Pu
242

95
Am
247

96
Cm
247

97
Bk
247

98
Cf
251

99
Es
252

100
Fm
257

101
Md
258

102
No
259

103
Lr
260

B

Questão 1. A polaridade de uma substância pode ser avaliada por meio do seu momento de dipolo elétrico. Essa propriedade pode ser importante na explicação da solubilidade de substâncias em diferentes solventes. Outras interações que existem entre soluto e solvente podem, contudo, ser igualmente importantes na explicação da solubilidade. Considerando as substâncias apresentadas no quadro abaixo, pode-se afirmar que:

Substância	Fórmula Química	Momento de Dipolo (D)
Água	H ₂ O	1,85
Etanol	H ₃ CCH ₂ OH	1,70
Cloreto de Etila	H ₃ CCH ₂ Cl	2,05

- a) O cloreto de etila é mais solúvel em água do que o etanol.
- b) O etanol é mais solúvel em água do que o cloreto de etila.
- c) O etanol é a substância mais polar dentre as três apresentadas.
- d) O cloreto de etila é a substância menos polar dentre as três apresentadas.

Questão 2. A configuração eletrônica dos átomos neutros no estado fundamental representa a ordem na qual os elétrons estão distribuídos em função das suas energias. O diagrama de edificação (mais conhecido como diagrama Pauling) representa um esquema mnemônico para facilitar a distribuição de elétrons para átomos multieletrônicos. Entretanto, o diagrama deve ser usado com cuidado, pois o mesmo não considera o papel da repulsão dos elétrons para os átomos de maior número atômico ($Z > 20$). Por exemplo, a configuração eletrônica do átomo de ferro (Fe) é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, enquanto a configuração do rutênio (Ru, um elemento do mesmo grupo do Fe) é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$. Considere as configurações eletrônicas de espécies atômicas, neutras ou eletricamente carregadas, no estado gasoso:

- I. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- II. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$
- III. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
- IV. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^1$
- V. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^6 4s^2$

Indique qual das afirmações abaixo está **INCORRETA**.

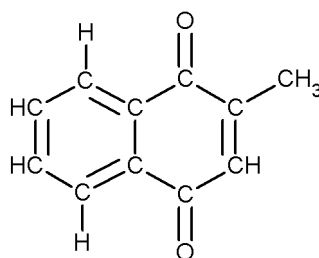
- a) As configurações I e II representam o estado fundamental de cátions monocarregados do quarto período da Tabela Periódica.
- b) As configurações I e III representam o estado fundamental de átomos neutros do quarto período da Tabela Periódica.
- c) As configurações IV e V representam o primeiro estado excitado de átomos neutros do terceiro e quarto períodos da Tabela Periódica, respectivamente.
- d) As configurações II e III representam o estado fundamental de átomos neutros do quarto período da Tabela Periódica.

Questão 3. Os diversos modelos propostos para o átomo diferem quanto às suas capacidades para explicar fenômenos e resultados experimentais.

Em todas as alternativas apresentadas a seguir, o modelo atômico está corretamente associado a um resultado experimental que ele pode explicar, **EXCETO** em:

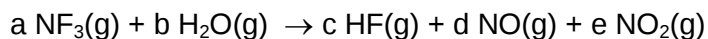
- a) O modelo de Dalton explica por que em uma reação química ao se alterar a massa dos reagentes, também se altera a massa dos produtos.
- b) O modelo de Rutherford explica por que uma lâmpada de sódio em funcionamento apresenta uma coloração amarelada.
- c) O modelo de Thomson explica por que uma solução aquosa de cloreto de cálcio apresenta condutividade elétrica maior do que uma solução de cloreto de sódio.
- d) O modelo de Bohr explica por que as lâmpadas que utilizam gases diferentes podem apresentar diferentes colorações.

Questão 4. A estrutura da vitamina K₃ é apresentada abaixo. Em relação a ela pode-se afirmar que:



- a) A molécula apresenta ligações químicas polares e apolares, entretanto, trata-se de uma espécie química apolar.
- b) A molécula é considerada lipossolúvel (solúvel em gordura), uma vez que os átomos de oxigênio podem reagir melhor com a gordura.
- c) A molécula é polar e pode interagir com a água por meio de interações do tipo dipolo-dipolo e ligações de hidrogênio.
- d) Todos os átomos de carbono da molécula apresentam geometria trigonal.

Questão 5. Considere a equação da reação:



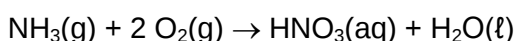
Após a equação acima ter sido balanceada, qual a quantidade de matéria de NF_3 será necessária para reagir com 6 mol de H_2O ?

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

Questão 6. Um litro de uma solução contendo 10^{-3} mol do sal fosfato de cálcio contém:

- a) 0,0002 mol de íons cálcio e 0,0003 mol de íons fosfato.
- b) 0,0003 mol de íons cálcio e 0,0002 mol de íons fosfato.
- c) 0,002 mol de íons cálcio e 0,003 mol de íons fosfato.
- d) 0,003 mol de íons cálcio e 0,002 mol de íons fosfato.

Questão 7. A produção de ácido nítrico é importante para a fabricação de fertilizantes e explosivos. Esse ácido pode ser obtido da reação dos gases amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, e oxigênio, $\text{O}_2(\text{g})$, representada pela equação química a seguir:



Deseja-se determinar o calor (ΔH°) envolvido na produção de **um mol** de ácido nítrico aquoso pela reação completa entre amônia e o oxigênio. Para isto, consideramos três reações químicas intermediárias representadas pelas suas equações termoquímicas:

- I) $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta H^\circ = -1170 \text{ kJ}$
- II) $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H^\circ = +114 \text{ kJ}$
- III) $6 \text{NO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 4 \text{HNO}_3(\text{aq}) + 2 \text{NO}(\text{g})$ $\Delta H^\circ = -276 \text{ kJ}$

Com as informações fornecidas acima e utilizando a lei de Hess, calcule o calor desenvolvido na formação da reação de **um mol** de ácido nítrico aquoso. O resultado obtido é:

- a) -447 kJ mol^{-1}
- b) $-1788 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) $-1332 \text{ kJ mol}^{-1}$
- d) -666 kJ mol^{-1}

Questão 8. A reação de decomposição do peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , catalisada com o cloreto férrico, FeCl_3 , segue uma lei de velocidade simples denominada de reação de primeira ordem. A cinética desta reação foi acompanhada para uma amostra de água oxigenada com concentração inicial de 1 mol L^{-1} e temperatura constante de 25°C . Água oxigenada é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio. Nesse experimento a quantidade de peróxido de hidrogênio presente em um tempo escolhido t foi determinada por titulações de alíquotas de 5 mL de solução acidificada de água oxigenada com permanganato de potássio (KMnO_4). Os resultados obtidos são mostrados na Tabela abaixo.

Tabela: Cinética de decomposição da água oxigenada. Concentração (em mol L^{-1}) de H_2O_2 em função do tempo (em segundos). Experimento realizado à temperatura de 25°C .

[A] (mol L^{-1})	1,000	0,952	0,909	0,870	0,833	0,800
Tempo (s)	0	0,05	0,10	0,15	0,20	0,25

Com os dados apresentados na tabela e seus conhecimentos básicos de processos cinéticos, podemos informar que:

1. A velocidade média dessa reação no tempo 0,15 s é $-0,78 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

2. A velocidade da reação de decomposição da água oxigenada diminui a medida que o tempo aumenta.
3. Utilizando-se as mesmas condições iniciais para a concentração da água oxigenada, a velocidade de reação de decomposição catalisada com FeCl_3 seria idêntica para um experimento conduzido à temperatura de 42°C .
4. A velocidade dessa reação química não deve alterar-se se íons iodeto I^- são utilizados como catalisador em lugar do FeCl_3 .

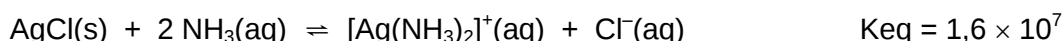
Dessas asserções, são verdadeiras as informações dos itens:

- a) Apenas 1 e 2.
- b) Todas.
- c) Somente 2 e 3.
- d) Nenhuma.

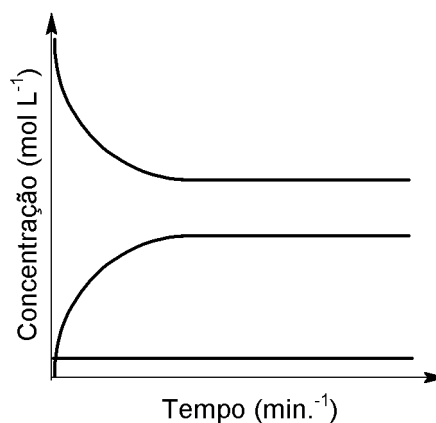
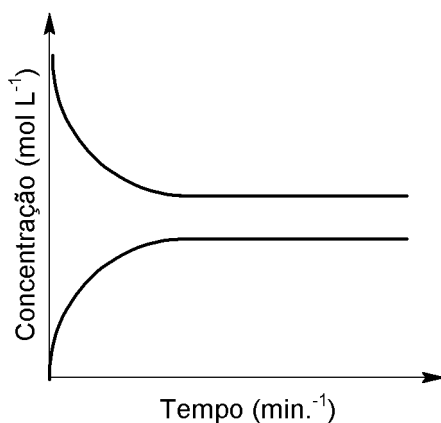
Questão 9. Uma solução foi obtida pela mistura de 100 mL de uma solução $0,200 \text{ mmol L}^{-1}$ de HCl , 300 mL de água destilada e 100 mL de uma solução $0,100 \text{ mmol L}^{-1}$ de NaOH . Com essas informações é **CORRETO** afirmar que:

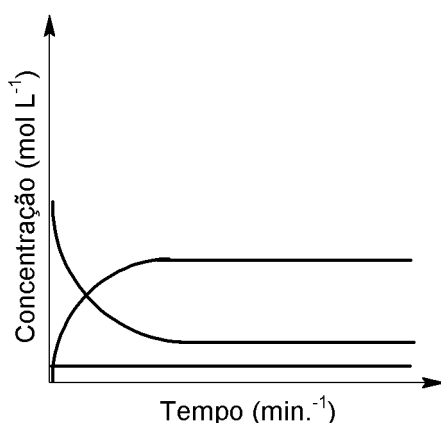
- a) A solução resultante contém cloreto de sódio na concentração de $1,00 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$.
- b) A solução resultante contém ácido clorídrico na concentração de $2,00 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$.
- c) A concentração de íons H_3O^+ na solução é de $1,00 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$.
- d) O pH da solução resultante é 4.

Questão 10. Considere a reação estequiométrica representada abaixo.

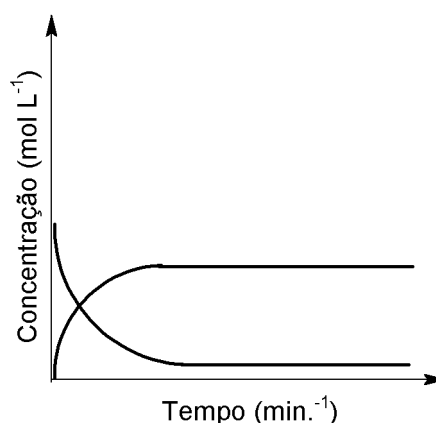


Indique qual dos gráficos (que não estão na mesma escala) abaixo seria representativo para a reação citada.





(c)



(d)

Questão 11. Uma espécie química que se comporta tanto como um ácido quanto como uma base é chamada de anfotérica. Esta propriedade **depende do meio no qual a espécie é investigada**. Por exemplo, o H_2SO_4 é um ácido, quando estudado em água, mas torna-se anfotérico em superácidos. Considerando as informações apresentadas, indique qual dos sistemas representados abaixo pode ser classificado como característico de uma substância anfotérica.

- a) $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
 $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- b) $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NH}_2^-(\text{aq})$
 $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- c) $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}(\text{aq})$
- d) $\text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
 $\text{HCl}(\text{g}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

Questão 12. Sabemos que um precipitado é formado quando o produto das concentrações do cátion e do ânion é maior que o produto de solubilidade deste sal pouco solúvel. Conhecendo o produto de solubilidade para o cromato de prata, $K_{ps} = 1,0 \times 10^{-12}$, podemos prever se haverá ou não a precipitação em soluções contendo íons cromato e prata, desde que conheçamos a concentração destes íons em solução.

Considerando-se essas informações é **CORRETO** afirmar que:

- a) Haverá formação de precipitado em um litro de solução contendo 10^{-5} mol de íons prata e 10^{-1} mol de íons cromato.
- b) Haverá formação de precipitado em um litro de solução contendo 10^{-5} mol de íons prata e 10^{-2} mol de íons cromato.
- c) Haverá formação de precipitado em um litro de solução contendo 10^{-6} mol de íons prata e 10^{-1} mol de íons cromato.
- d) Haverá formação de precipitado em um litro de solução contendo 10^{-6} mol de íons prata e 10^{-2} mol de íons cromato.

Questão 13. No nosso dia-a-dia encontramos muitos compostos inorgânicos e orgânicos que podem ser definidos como ácidos, óxidos, bases e sais. Na relação apresentada abaixo, quais compostos podem ser definidos como sendo, respectivamente, ácidos, óxidos, hidróxidos e sais.

- a) Leite de magnésia, sal de fruta, vinagre e mármore.
- b) Suco de limão, leite de magnésia, sal de fruta e bicarbonato de sódio.
- c) Mármore, cal extinta, bicarbonato de sódio, areia.
- d) Vinagre, areia, leite de magnésia, bicarbonato de sódio.

Questão 14. Duas soluções aquosas, uma de NaCl e outra de KNO₃, são preparadas e colocadas em um recipiente. As soluções estão separadas por uma membrana semipermeável, conforme representado na Figura a seguir.

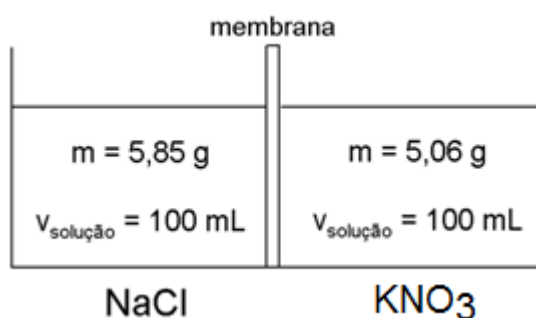


Figura. Representação das soluções de NaCl e KNO₃ em um sistema contendo um membrana permeável ao solvente.

Decorrido o tempo necessário para que o sistema alcance o equilíbrio termodinâmico, e considerando seus conhecimentos sobre soluções e propriedades coligativas, pode-se afirmar que:

- a) As soluções apresentarão o mesmo volume ao término do experimento.
- b) A solução de NaCl apresentará um volume menor do que a solução de KNO₃.
- c) A concentração, em quantidade de matéria (mol L^{-1}), das soluções é idêntica no início do experimento.
- d) A solução de KNO₃ terá uma concentração superior à concentração inicial.

Questão 15. Considere a Figura a seguir que representa a variação de solubilidade de diferentes sais em água.

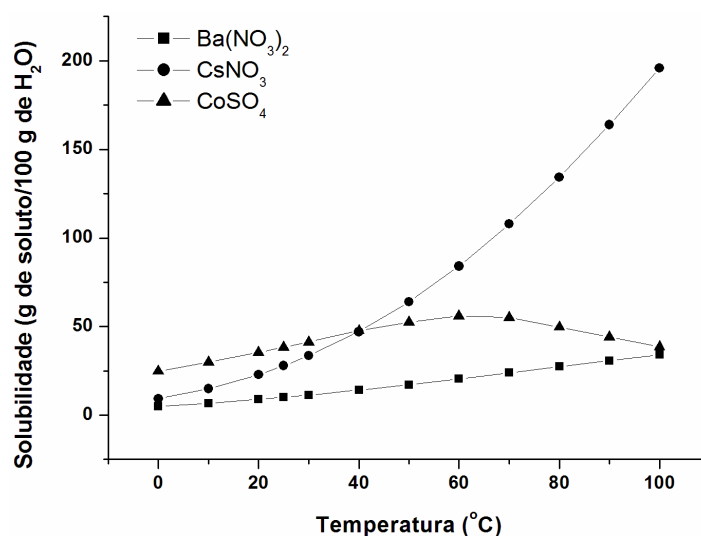


Figura: Variação da solubilidade, em água, do Ba(NO₃)₂, CsNO₃ e CoSO₄.

Algumas afirmações são feitas ao se analisar a Figura.

- I. À temperatura de 25° C, o sólido mais solúvel em água é o CoSO₄.
- II. À temperatura de 60° C, o sólido menos solúvel em água é o Ba(NO₃)₂.
- III. À temperatura de 30° C, 50 g de CsNO₃ solubilizados em 100 g de água, formam uma solução insaturada.
- IV. À temperatura de 40° C, massas idênticas de CoSO₄ e CsNO₃ podem ser totalmente solubilizadas em 100 g de água para formarem soluções saturadas.

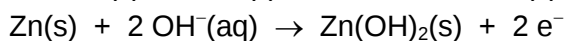
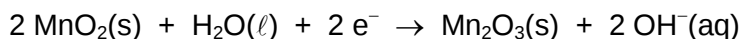
O número de afirmações corretas é:

- a) Uma.
- b) Duas.
- c) Três.
- d) Quatro.

Questão 16. Durante a utilização de um extintor de incêndio de dióxido de carbono (CO₂), verifica-se a formação de um aerossol esbranquiçado quando o gás é expandido no ar atmosférico. Neste intervalo de tempo a temperatura do gás ejetado é consideravelmente menor do que a temperatura ambiente. Marque a opção que indica a(s) substância(s) que torna(m) o aerossol visível a olho nu.

- a) Dióxido de carbono no estado líquido e nitrogênio no estado gasoso.
- b) Dióxido de carbono no estado gasoso e nitrogênio no estado gasoso.
- c) Dióxido de carbono no estado gasoso e água no estado líquido.
- d) Dióxido de carbono no estado gasoso e água no estado gasoso.

Questão 17. Uma pilha alcalina tem suas semireações representadas como:



Sobre a pilha alcalina é **CORRETO** afirmar que:

- a) O $\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s})$ é um agente redutor, enquanto o $\text{Zn}(\text{s})$ é um agente oxidante.
- b) O número total de elétrons envolvidos no processo de oxirredução é 4.
- c) A reação de oxirredução se processa em meio ácido.
- d) A proporção em quantidade de matéria é de 1 mol de $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s})$ para 1 mol de $\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s})$.

Questão 18. A proteção catódica é um dos métodos mais empregados para a proteção de grandes estruturas que estejam enterradas ou submersas (parcial ou totalmente). O princípio da proteção catódica, por ânodos de sacrifício, se baseia no emprego de um metal que sofra o processo de oxidação preferencialmente em relação ao material que se deseja proteger. Considere que você possua uma estrutura de ferro que precisa ser protegida da corrosão e disponibilidade de quatro metais: alumínio (Al), cobre (Cu), níquel (Ni) e zinco (Zn). Baseado nas semi-equações apresentadas abaixo, indique quais metais você utilizaria para realizar a proteção catódica do ferro.

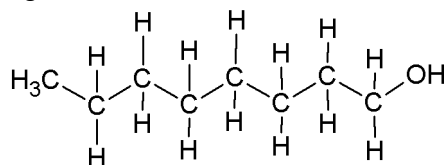


- a) Al e Zn.
- b) Ni e Cu.
- c) Al e Ni
- d) Zn e Cu.

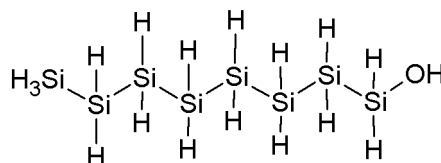
Questão 19. O átomo de carbono forma uma grande classe especial de compostos químicos por sua habilidade em formar moléculas contendo longas cadeias de átomos de carbono ligados entre si. Esta é a classe de compostos químicos conhecidos como compostos orgânicos. Em alguns casos há, nos compostos orgânicos, a participação de heteroátomos como oxigênio, nitrogênio, enxofre e fósforo nas cadeias carbônicas e, invariavelmente, a presença de átomos de hidrogênio.

Por outro lado, o silício, um elemento que pertence a mesma família do átomo de carbono, não é capaz de formar compostos na forma de “cadeias de silício” como os compostos orgânicos.

Como exemplo de um composto orgânico temos o 1-octanol,



que é uma molécula estável, formada por 8 átomos de carbono, um átomo de oxigênio e 18 átomos de hidrogênio. O seu equivalente formado com uma cadeia de silício, 1-octasilanol,

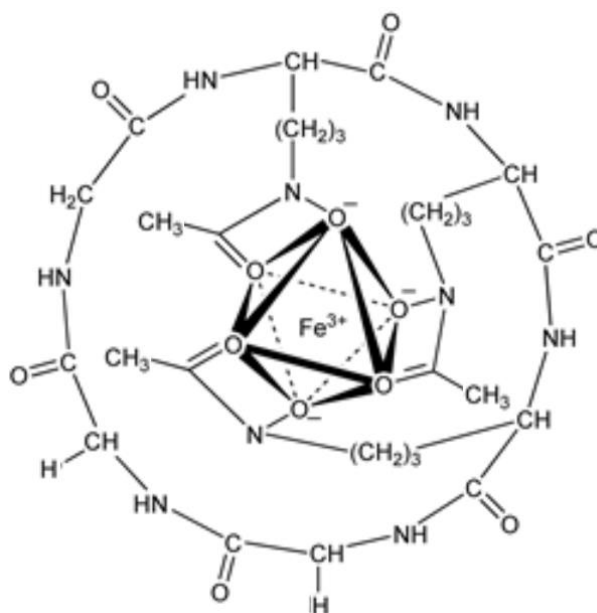


é uma molécula muito pouco estável e não é encontrada na natureza.

Podemos entender a baixa estabilidade dos átomos de silício em formar cadeias de átomos em comparação com as formadas pelos átomos de carbono baseado:

- Na maior energia de ligação C-C em comparação com a energia de ligação Si-Si.
- Na maior eletronegatividade dos átomos de carbono em comparação com a eletronegatividade dos átomos de silício.
- No maior volume atômico dos átomos de carbono em comparação com o volume atômico dos átomos de silício.
- No maior potencial de ionização dos átomos de carbono em comparação com o potencial de ionização dos átomos de silício.

Questão 20. Apesar de o ferro ser o quarto metal mais abundante na crosta terrestre, os sistemas vivos tem dificuldade em assimilar quantidade suficiente de ferro para satisfazer suas necessidades biológicas. Consequentemente, a anemia ferropriva é um problema comum em humanos. Nas plantas, a clorosis, deficiência de ferro que resulta no amarelamento das folhas, também é corriqueira. Os sistemas vivos tem dificuldade de assimilar ferro porque a maior parte dos compostos encontrados na natureza tem solubilidade muito baixa em água. Os microrganismos tem se adaptado a esse problema produzindo um composto que se liga ao ferro, chamado *sideróforo*, que forma um complexo de ferro(III) solúvel em água extremamente estável. Um complexo desse tipo é chamado *ferrocromo*; sua estrutura é mostrada abaixo.

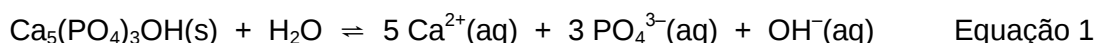


Com relação à estrutura do *ferrocromo* é **INCORRETO** afirmar que:

- a) O íon Fe^{3+} está coordenado por seis átomos de oxigênio sendo a geometria em volta deste íon do tipo octaédrica.
- b) A carga total do *ferrocromo* é zero, o que facilita ao complexo a sua passagem pelas paredes hidrofóbicas das células.
- c) O *ferrocromo* é solúvel em água porque neste complexo a carga do átomo de ferro (Fe) passa a ser zero.
- d) O *ferrocromo* é uma estrutura cíclica constituída por seis unidades de aminoácidos ligados entre si por ligações peptídicas.

QUESTÕES ABERTAS

Questão 21. O esmalte dos dentes é constituído de um material pouco solúvel em água e cujo principal componente é a hidroxiapatita $[\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}]$, um composto iônico. Em um processo chamado desmineralização, uma quantidade extremamente pequena de hidroxiapatita pode se dissolver (representado pela Equação 1). Esse processo é usual e ocorre naturalmente. O processo inverso, a mineralização, também ocorre de forma natural. Sob algumas condições, a rapidez da desmineralização pode ser maior que a da mineralização, conduzindo à formação de cárie dentária. Na presença dos íons fluoreto (F^-), um outro equilíbrio se estabelece (representado pela Equação 2). Nesse processo uma nova substância é formada, a fluorapatita $[\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}]$. O esmalte passa a ser, então, um material modificado que é menos suscetível ao desenvolvimento de cáries.



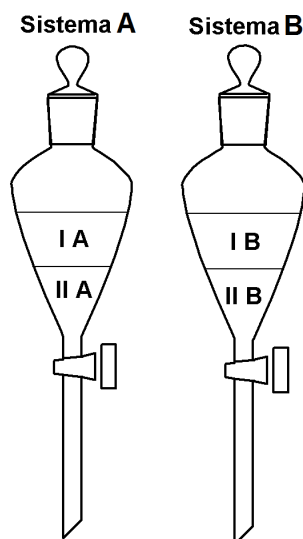
- a) Considerando os processos representados pelas equações 1 e 2, **explique** como o consumo de alimentos ácidos (como os refrigerantes) favorece o surgimento de cáries dentárias.
- b) Explique por que é recomendável ter íons fluoreto na composição de dentífricos em pasta.
- c) Escreva a fórmula e o nome químico para as substâncias que podem ser formadas entre os seguintes pares de íons:
- c.1) Ca^{2+} e PO_4^{3-}
- c.2) Ca^{2+} e F^-
- d) Qual, dentre as substâncias formadas no item (c), deve possuir maior temperatura de fusão?

Questão 22. A salmoura é uma solução aquosa saturada de cloreto de sódio. Esta solução sofre eletrólise produzindo o cloro e o hidrogênio gasosos e o hidróxido de sódio aquoso.

- a) Escreva a equação química que representa esta eletrólise.

- b) Calcule a quantidade de matéria (em mols) de gás cloro que é produzida pela eletrólise de uma solução aquosa que contenha uma tonelada de cloreto de sódio.
- c) “A massa de hidrogênio produzida por meio da eletrólise de uma solução aquosa que contenha uma tonelada de cloreto de sódio é menor que a de cloro”. Indique se essa afirmativa é verdadeira ou falsa e justifique-a por meio de cálculos estequiométricos.
- d) Explique porque a temperatura de fusão da salmora é menor que 0°C .

Questão 23. Em um laboratório, dois alunos receberam uma amostra de cloreto de sódio (NaCl) contaminada por uma pequena quantidade de iodo (I_2). Os alunos dissolveram a amostra em água. A seguir, as soluções foram transferidas para dois funis de decantação, um contendo tetracloreto de carbono (CCl_4 , SISTEMA I) e o outro contendo hexano (C_6H_{14} , SISTEMA II). Após agitação e repouso das misturas, foram obtidas duas fases líquidas mostradas na Figura a seguir.



Representação dos sistemas gerados nos experimentos de cada estudante.

Com as informações apresentadas acima e os dados do quadro a seguir, responda os itens a, b e c.

Composto	Estrutura	Densidade (g cm^{-3})
Tetracloreto de carbono	$ \begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array} $	1,58
Hexano	$ \begin{array}{ccccccc} & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \\ & & & & & & \\ \text{H}_3\text{C} & - \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \end{array} $	0,655

- a) No sistema A, o iodo está presente em maior quantidade na fase IA ou IIA?
- b) No sistema B, o iodo está presente em maior quantidade na fase IB ou IIB? Justifique sua resposta.
- c) Indique uma forma para se recuperar o cloreto de sódio da fase aquosa.