

OLIMPIÁDA
MINEIRA

QUÍMICA



Instruções:

- 1 – Esta prova contém 20 questões de múltipla escolha e três questões discursivas.
- 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 cadernos:
 - a) OMQ 2017 Questões – que você poderá levar ao final da prova.
 - b) OMQ 2017 Respostas – que você entregará ao aplicador ao final da prova.**
- 4 – **Responda às questões de 1 a 20 (escolhendo a alternativa adequada) no caderno de respostas. As três questões discursivas (21, 22 e 23) devem ser respondidas no espaço indicado para as respostas, no caderno OMQ 2017 de Respostas.**
- 5 – O tempo de duração da prova é de 3:00 horas.
- 6 – Não será permitido o uso de calculadoras ou de quaisquer outros dispositivos eletrônicos.
- 7 – Preencha os dados (nome, escola, e-mail pessoal e nome do professor) na primeira folha do caderno de respostas **com letra legível**. Esses dados serão usados na divulgação dos resultados. **ESCREVA O E-MAIL USANDO LETRA DE FORMA.**

Realização:



Apoio:



OMQ 2017 QUESTÕES

PROVA PARA O SEGUNDO ANO

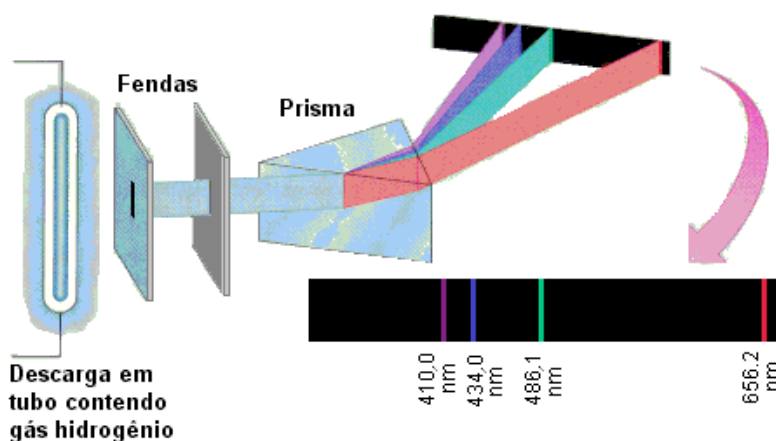
Classificação Periódica dos Elementos

1 Hidrogênio H 1,01																	18 Hélio He 4,00
3 Lítio Li 6,94	4 Berílio Be 9,01											5 Boro B 10,8	6 Carbono C 12,0	7 Nitrogênio N 14,0	8 Oxigênio O 16,0	9 Fluor F 19,0	10 Neônio Ne 20,2
11 Sódio Na 23,0	12 Magnésio Mg 24,3											13 Alumínio Al 27,0	14 Silício Si 28,1	15 Fósforo P 31,0	16 Enxofre S 32,1	17 Cloro Cl 35,5	18 Argônio Ar 39,9
19 Potássio K 39,1	20 Cálcio Ca 40,1	21 Escândio Sc 45,0	22 Titânio Ti 47,9	23 Vanádio V 50,9	24 Cromo Cr 52,0	25 Manganês Mn 54,9	26 Ferro Fe 55,8	27 Cobalto Co 58,9	28 Níquel Ni 58,7	29 Cobre Cu 63,5	30 Zinco Zn 65,4	31 Gálio Ga 69,7	32 Germânio Ge 72,6	33 Arsênio As 74,9	34 Selênio Se 79,0	35 Bromo Br 79,9	36 Criptônio Kr 83,8
37 Rubídio Rb 85,5	38 Estrôncio Sr 87,6	39 Ítrio Y 88,9	40 Zircônio Zr 91,2	41 Níbio Nb 92,9	42 Molibdênio Mo 95,9	43 Técnetio Tc [54,9]	44 Rutênio Ru 101	45 Ródio Rh 103	46 Paládio Pd 106	47 Prata Ag 108	48 Cádmio Cd 112	49 Índio In 115	50 Estanho Sn 119	51 Antimônio Sb 122	52 Telúrio Te 128	53 Iodo I 127	54 Xenônio Xe 131
55 Césio Cs 133	56 Bário Ba 137	57-71 Lantanóides	72 Háfânio Hf 179	73 Tântalo Ta 181	74 Tungstênio W 184	75 Rênio Re 186	76 Ósmio Os 190	77 Iridio Ir 192	78 Platina Pt 195	79 Ouro Au 197	80 Mercúrio Hg 201	81 Tálio Tl 204	82 Chumbo Pb 207	83 Bismuto Bi 210	84 Polônio Po [209]	85 Astato At [210]	86 Radônio Rn [222]
87 Frâncio Fr [223]	88 Rádio Ra [226]	89-103 Actinóides	104 Rutherfordio Rf [267]	105 Dúbnio Db [268]	106 Seabórgio Sg [269]	107 Bóhrio Bh [270]	108 Hássio Hs [269]	109 Meitnério Mt [278]	110 Darmstádio Ds [281]	111 Roentgênio Rg [281]	112 Copernício Cn [285]	113 Nhônio Nh [286]	114 Fleróvio Fl [289]	115 Moscóvio Mc [288]	116 Livermório Lv [293]	117 Tenessino Ts [294]	118 Oganessônio Og [294]

LANTANÓIDES ▶	57 Lantânio La 140	58 Cério Ce 140	59 Praseodímio Pr 141	60 Neodímio Nd 144	61 Promécio Pm [145]	62 Samário Sm 150	63 Európio Eu 152	64 Gadolínio Gd 157	65 Térbio Tb 159	66 Disprósio Dy 163	67 Hólmio Ho 165	68 Érbio Er 167	69 Túlio Tm 169	70 Ítrbio Yb 173	71 Lutécio Lu 175
ACTINÓIDES ▶	89 Actínio Ac [227]	90 Tório Th 232,04	91 Protactínio Pa 231,04	92 Urânio U 238,03	93 Netúnio Np (237)	94 Plutônio Pu [244]	95 Amérvio Am [243]	96 Cúrio Cm [247]	97 Berquélio Bk [247]	98 Califórnia Cf [251]	99 Einsteinio Es [252]	100 Férmio Fm [257]	101 Mendelevio Md [258]	102 Nobélio No [259]	103 Laurêncio Lr [262]

Questões de Múltipla Escolha

Questão 1. A evidência da quantização da energia veio primeiramente do estudo dos espectros atômicos. Quando uma corrente elétrica é passada através de uma amostra de gás hidrogênio à baixa pressão, a amostra emite luz. A corrente elétrica, que é semelhante a uma tempestade de elétrons, quebra a ligação química das moléculas de H_2 e excita, para altas energias, os elétrons dos átomos de hidrogênio resultantes. Os elétrons excitados dos átomos descarregam seu excesso de energia emitindo luz e depois os átomos se combinam para formar outra vez as moléculas de H_2 . Quando a luz emitida atravessa um prisma, verifica-se que ela consiste de um número de componentes, ou linhas espectrais, conforme representado na figura a seguir.



Fonte: http://www.feiradeciencias.com.br/sala23/23_MA02.asp

As séries de linhas discretas que constituem o espectro atômico do hidrogênio eram altamente enigmáticas, pois mostravam que o átomo de hidrogênio podia emitir somente frequências particulares de radiação eletromagnética e não todas as frequências possíveis. Este fato sugeria que um elétron pode existir somente em uma série de níveis discretos, exatamente como a mecânica quântica prediz. Uma série de equações empíricas foram propostas para prever os comprimentos de onda observados nos espectros de linha do hidrogênio. Essas equações podem ser generalizadas pela equação de Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

em que R_H é a constante de Rydberg e vale $0,010968 \text{ nm}^{-1}$, n_f é o nível energético final em uma transição eletrônica e n_i é o nível energético inicial ($n_i > n_f$). Essa equação foi comprovada teoricamente posteriormente pelo modelo atômico de Bohr. Sabendo que a série de Lyman corresponde às transições eletrônicas para o primeiro nível de energia ($n_f = 1$), a série de Balmer corresponde a transições para $n_f = 2$, a série de Paschen corresponde a transições para $n_f = 3$, a série de Brackett corresponde a transições para $n_f = 4$, e que o espectro visível se dá entre os comprimentos de onda 400 nm e 750 nm, qual das séries citadas corresponde a transições que ocorrem no visível?

- a) Paschen.
- b) Lyman.
- c) Brackett.
- d) Balmer.

Questão 2. Os fornos de microondas são aparelhos que emitem radiações eletromagnéticas (as microondas). Quando essas radiações interagem com a matéria não removem elétrons, ou seja, não formam íons. Elas apenas provocam um rápido aquecimento da matéria. Este ocorre de forma significativa quando moléculas polares e/ou íons estão presentes no meio onde essa radiação incide. Considerando estes fatos, é correto afirmar que **NÃO** seria observada variação de temperatura quando fosse expost(o)a a esta radiação:

- a) o ácido muriático.
- b) a glicose.
- c) o tetracloreto de carbono.
- d) uma solução aquosa de NaCl.

Questão 3. Uma **molécula polar** é aquela com momento de dipolo elétrico diferente de zero. Uma **molécula não-polar** é aquela que tem momento de dipolo elétrico igual a zero. Quando se considera moléculas poliatômicas, é importante fazer a distinção entre uma **molécula polar** e uma **ligação química polar**. Embora cada ligação de uma molécula poliatômica possa ser polar, a molécula como um todo será não-polar se os dipolos das ligações individuais se cancelarem. A geometria de uma molécula irá definir se ela é ou não polar. Identifique, dentre as moléculas seguintes, aquela que é **não-polar**:

- a) ClF_3
- b) IF_5
- c) SF_4
- d) XeF_4

Questão 4. Uma solução na qual o pH varia muito pouco quando ácidos ou bases fortes são adicionadas a ela é chamada de **solução tampão**. Um tampão ácido consiste de um ácido fraco e sua base conjugada fornecida por meio de um sal. Um tampão básico consiste de uma base fraca e seu ácido conjugado fornecido por meio de um sal. O pH de uma solução tampão formada por um ácido HA e sua base conjugada A^- pode ser calculado por meio da seguinte equação:

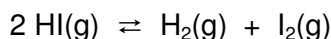
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log [\text{A}^-]/[\text{HA}]$$

Com base nas informações acima determine o pH de uma solução obtida quando se misturam 250 mL de ácido acético $0,06 \text{ mol L}^{-1}$ com 250 mL de uma solução $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH.

Dados: $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,74$; $\log 2 = 0,30$.

- a) 1,70
- b) 4,44
- c) 4,74
- d) 5,04

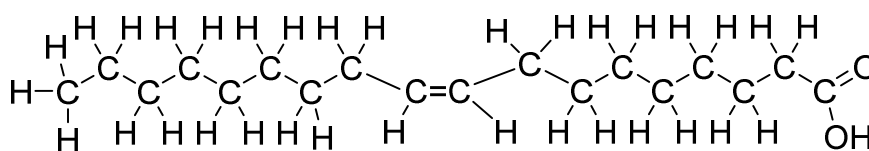
Questão 5. Considere a reação química representada a seguir:



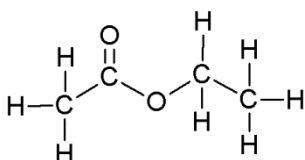
À temperatura de 445 °C o valor da constante de equilíbrio (K) dessa reação é 0,020. Quando essa reação foi estudada à essa temperatura, determinou-se que as concentrações das espécies em um cilindro de reação eram: $[\text{H}_2] = 0,50 \text{ mol L}^{-1}$, $[\text{I}_2] = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$ e $[\text{HI}] = 2,0 \text{ mol L}^{-1}$. Considerando o quociente de reação (Q), qual das seguintes afirmativas é verdadeira?

- Q é menor do que K, logo H_2 e I_2 serão produzidos até o equilíbrio ser estabelecido.
- Q é menor do que K, logo HI será produzido até o equilíbrio ser estabelecido.
- Q é maior do que K, logo H_2 e I_2 serão produzidos até o equilíbrio ser estabelecido.
- Q é maior do que K, logo HI será produzido até o equilíbrio ser estabelecido.

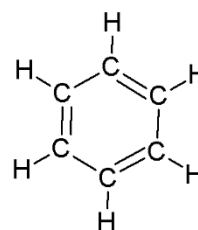
Questão 6. A seguir são apresentadas as estruturas de três moléculas: ácido oleico (principal constituinte do azeite de oliva), acetato de etila e benzeno.



ácido oleico



acetato de etila



benzeno

Considere que sejam feitas as seguintes misturas líquidas:

- heterogênea de azeite de oliva e água
- homogênea de benzeno e dióxido de carbono
- heterogênea de benzeno e água
- heterogênea de acetato de etila e água

Considerando as misturas descritas anteriormente, o número de misturas que **NÃO** obedecem à generalização de “*semelhante dissolve semelhante*” é:

- 1.
- 2.
- 3.
- 4.

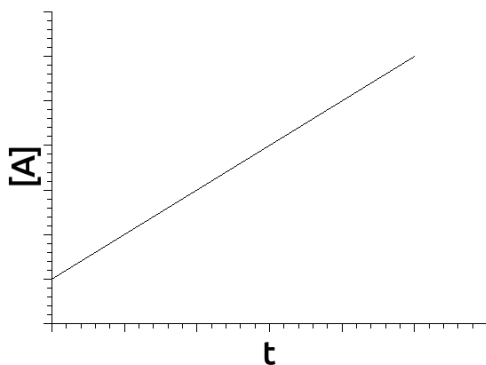
Questão 7. Muitas vezes verifica-se que a velocidade de uma reação é proporcional às concentrações dos reagentes elevadas a certas potências. Por exemplo, a velocidade de uma reação pode ser proporcional à concentração, em mol L^{-1} , do reagente A elevada à primeira potência, de modo que escrevemos

$$v = k[A]$$

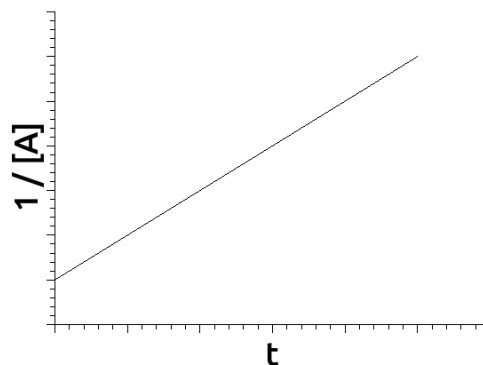
A constante k é a constante de velocidade da reação, e não depende das concentrações, mas apenas da temperatura. Uma equação desse tipo, determinada experimentalmente, é uma **lei de velocidade** da reação. No caso particular do exemplo dado, quando a velocidade da reação depende apenas da concentração de um reagente elevada à primeira potência, dizemos que a reação é de **primeira ordem**. A aplicação prática da lei de velocidade é que, uma vez conhecida a lei de velocidade e o valor da constante de velocidade, podemos prever a velocidade da reação a partir da composição da mistura de reação. Além disso, podemos prever a composição da mistura de reação em qualquer instante do tempo. No caso de uma reação de primeira ordem, a dependência da concentração do reagente A com o tempo é dada pela seguinte equação

$$[A] = [A]_0 e^{-kt}$$

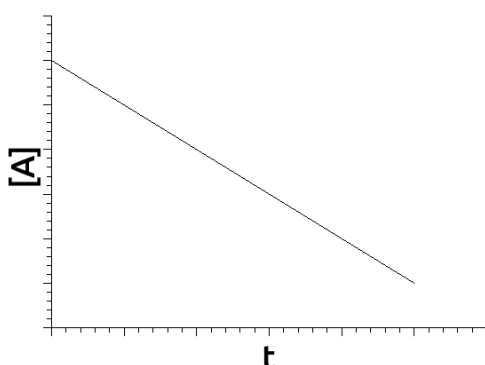
em que $[A]_0$ é a concentração inicial de A (quando $t = 0$). Com base nas informações acima, identifique entre as alternativas aquela que contém o gráfico que representa corretamente como varia a concentração do reagente A ao longo do tempo:



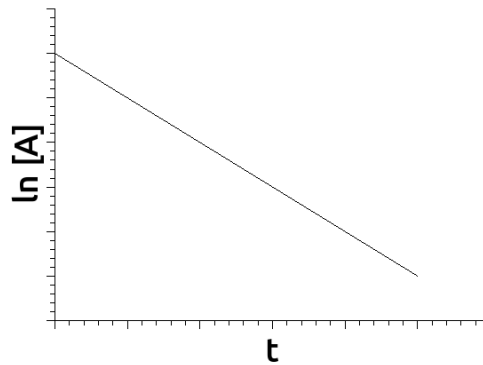
(a)



(b)

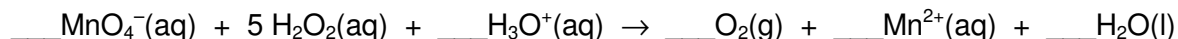


(c)



(d)

Questão 8. A concentração de uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio pode ser determinada por titulação com uma solução aquosa de permanganato de potássio, em meio ácido, conforme representado pela equação **NÃO BALANCEADA** a seguir.



10 mL de solução 0,10 mol L⁻¹ de permanganato reagem completamente com 10 mL de solução de peróxido de hidrogênio. Com base nessas informações pode-se afirmar que a soma dos coeficientes para a equação dada e a concentração da solução de peróxido de hidrogênio são:

- a) 28 e 0,25 mol L⁻¹, respectivamente.
- b) 28 e 0,50 mol L⁻¹, respectivamente.
- c) 34 e 0,25 mol L⁻¹, respectivamente.
- d) 34 e 0,50 mol L⁻¹, respectivamente.

Questão 9. Uma amostra sólida de naftaleno (C₁₀H₈) com massa 0,64 g, é queimada em um calorímetro de volume constante, que tem capacidade calorífica de 8,58 kJ K⁻¹, formando gás carbônico e água líquida. A temperatura do calorímetro aumenta de 15,73 °C para 18,73 °C. A entalpia-padrão de formação do naftaleno é:

- a) 64 kJ mol⁻¹
- b) 69 kJ mol⁻¹
- c) 5019 kJ mol⁻¹
- d) 5148 kJ mol⁻¹

Dados: Constante universal dos gases perfeitos: R = 8,314 J K⁻¹ mol⁻¹; Temperatura nas condições padrão: 25 °C; Δ_fH^o[CO₂(g)] = - 394 kJ mol⁻¹; Δ_fH^o[H₂O(l)] = - 286 kJ mol⁻¹, Q_v = C_vΔT, ΔH = ΔU + ΔnRT.

Questão 10. A hemoglobina (Hb), de cor azulada, é uma macromolécula responsável pelo transporte de oxigênio no corpo humano. A combinação do oxigênio com a hemoglobina é uma reação que pode ser representada pela seguinte equação:



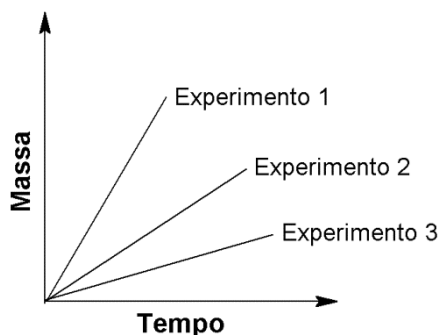
em que HbO₂ é a oxi-hemoglobina, de cor vermelha, que transporta o oxigênio até os tecidos. Considerando as informações apresentadas, algumas afirmações são feitas:

- I. em altitudes elevadas, o equilíbrio químico é deslocado no sentido dos reagentes.
- II. ao nível do mar, a produção de hemoglobina é favorecida.
- III. em uma condição de hipóxia tem-se um aumento na concentração de hemoglobina.
- IV. em uma câmara hiperbárica a produção de oxi-hemoglobina é favorecida.

O número de afirmações corretas é:

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

Questão 11. Um grupo de estudantes avaliou a oxidação do ferro metálico pelo oxigênio atmosférico. Os estudantes usaram 3 massas idênticas de ferro em formas distintas: barra, esferas e em pó. O experimento consistiu em medir a massa das três porções de ferro ao longo do tempo. Os resultados estão sumariados na figura a seguir.



Considerando os resultados obtidos, algumas afirmações foram feitas.

- I. No experimento 1 foi utilizado o ferro na forma de barra.
- II. No experimento 2 foi utilizado o ferro na forma de esferas.
- III. No experimento 3 foi utilizado o ferro na forma de pó.
- IV. A velocidade de oxidação do ferro no experimento 1 é maior do que no experimento 2.
- V. Após oxidação completa de ferro a massa dos produtos deve ser igual.

O número de afirmações **CORRETAS** é:

- a) duas.
- b) três.
- c) quatro.
- d) cinco.

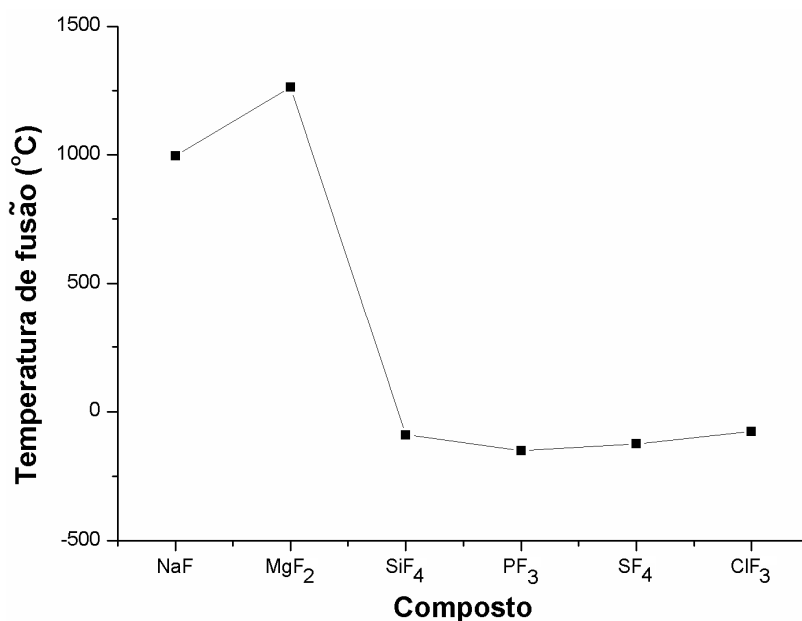
Questão 12. As afirmativas seguintes são relacionadas à radioatividade:

- I) o poder de ionização das partículas alfa é maior que o das partículas beta.
- II) quando um núcleo radioativo emite uma partícula beta, seu número de massa aumenta de uma unidade e o seu número atômico não se altera.
- III) o fenômeno de radioatividade é característico de átomos (nuclídeos) que possuem núcleos atômicos instáveis.
- IV) a velocidade de desintegração radioativa é proporcional ao número de átomos radioativos presentes na amostra.

O número de afirmativas **CORRETAS** é:

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

Questão 13. A figura a seguir apresenta os valores da temperatura de fusão dos fluoretos de elementos do terceiro período da Tabela Periódica.



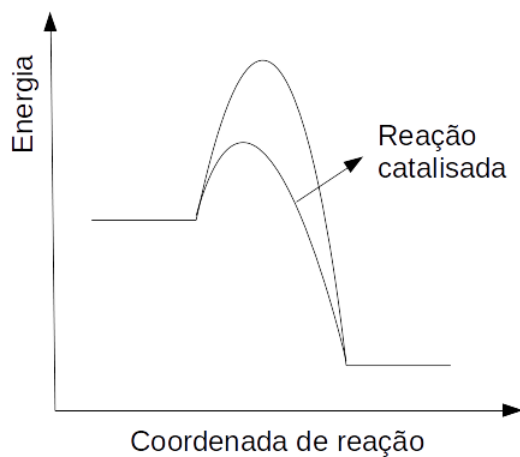
Em relação aos dados apresentados na figura, algumas afirmações são feitas:

- I. Os fluoretos dos metais possuem caráter predominantemente iônico, por isso, apresentam maiores valores para a temperatura de fusão.
- II. Os fluoretos dos não-metais são substâncias moleculares, assim é necessário menos energia para separar as partículas durante a fusão.
- III. Os fluoretos formados por elementos dos grupos 1 e 2, devem se solubilizar em água formando uma mistura condutora de eletricidade.
- IV. Os fluoretos dos não-metais são substâncias covalentes, e por isso são muito solúveis em solventes polares como a água.
- V. Os fluoretos formados por elementos dos grupos 14 e 15 são apolar e polar, respectivamente.

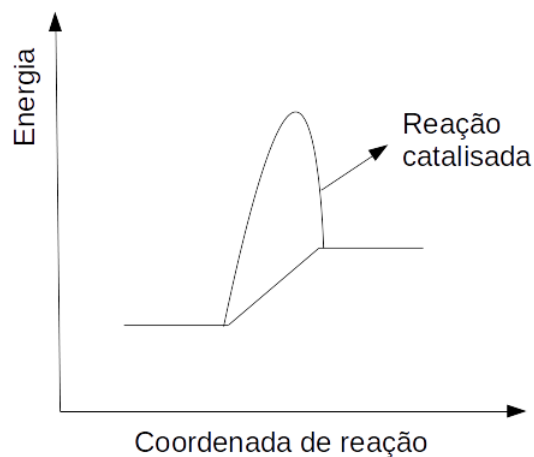
O número de afirmações corretas é:

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

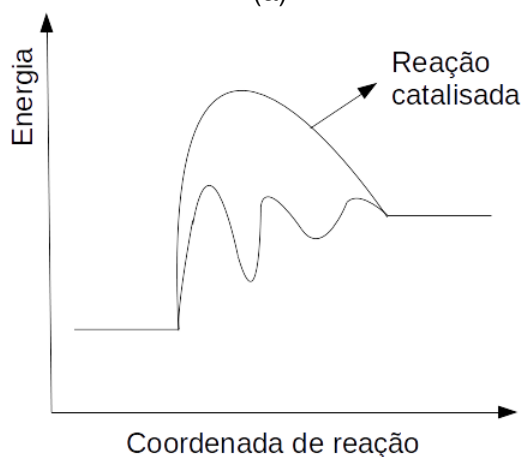
Questão 14. Sabe-se que catalisadores são substâncias utilizadas nas reações com a finalidade de aumentar a velocidade de uma reação e, em geral, não são consumidos durante esse processo. Sabendo-se que em uma determinada reação endotérmica foi utilizado um catalisador, qual dos gráficos poderia representar a reação catalisada e não catalisada?



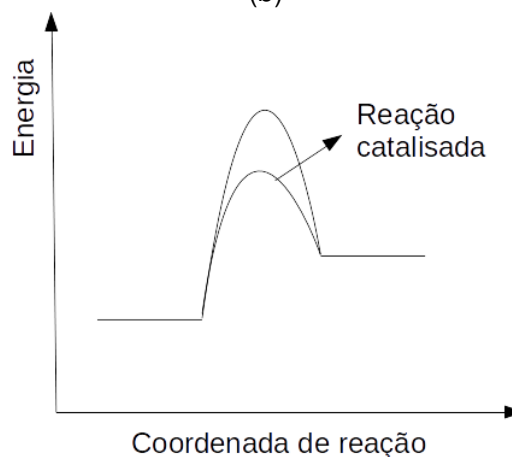
(a)



(b)



(c)



(d)

Questão 15. Plantas, como alfafa, fixam o nitrogênio molecular (espécie 1). As bactérias que vivem nas raízes dessas plantas que removem o nitrogênio molecular do ar e o convertem em amônia (espécie 2), que em presença de água, gera o íon amônio (espécie 3). A nitrificação, realizada por essas bactérias, é o processo de conversão de amônia em íons nitrito (espécie 4) e nitrato (espécie 5). Por outro lado, na desnitrificação as bactérias convertem o íon nitrato em monóxido de nitrogênio (espécie 6), depois em óxido de dinitrogênio (espécie 7) e, finalmente, em nitrogênio molecular. Considerando a fórmula molecular e o número de oxidação do átomo de nitrogênio em cada uma das espécies químicas citadas, pode-se afirmar que a soma algébrica desses números de oxidação é:

- a) 4.
- b) 5.
- c) 6.
- d) 7.

Questão 16. Considere as seguintes afirmações:

I – Quando soluções aquosas de nitrato de prata e de brometo de sódio são misturadas rapidamente, o brometo de prata pode não precipitar devido ao movimento Browniano de partículas pequeninas resultante do constante bombardeamento por moléculas de solventes.

II – Os raios laser são invisíveis. No entanto, eles podem ser vistos quando passam através de meios esfumados.

III – A interação íon-dipolo, característica de íons dissolvidos em solventes polares, permite que moléculas de água separem íons de um sólido quando este é dissolvido.

IV – Quando submetida à ação de um campo elétrico, proteínas em solução podem migrar para apenas um dos eletrodos.

O número de afirmações características dos coloides é:

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

Questão 17. A constante do produto de solubilidade (K_{ps}) de um sal pode ser usada como uma referência para prevermos se numa dada mistura de soluções haverá ou não formação de um precipitado. Para isso deve-se calcular o produto das concentrações dos íons presentes em uma mistura, o chamado **produto iônico (PI)**, e compará-lo com o K_{ps} . Da comparação do produto iônico com o K_{ps} , pode-se inferir que: se o produto das concentrações dos íons, considerando a estequiometria do composto, for menor ou igual ao K_{ps} , a solução ainda não está saturada e, portanto, não haverá formação de precipitado e, se for superior ao K_{ps} , então a solução está supersaturada e a precipitação da substância em análise, na forma de um sólido, deve ocorrer para restabelecer as condições de equilíbrio.

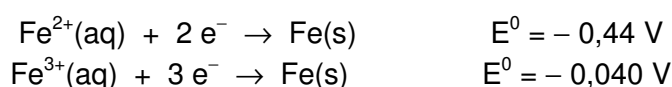
Considerando-se essas informações é **CORRETO** afirmar que:

- a) haverá a formação de um precipitado de AgCl ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$) numa mistura formada pela adição de 500 mL de solução $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ de nitrato de prata e 500 mL de solução $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ de cloreto de sódio.
- b) haverá a formação de um precipitado de PbCl_2 ($K_{ps} = 1,6 \times 10^{-5}$) numa mistura formada pela adição de 100 mL de solução $0,010 \text{ mol L}^{-1}$ de nitrato de chumbo(II) e 100 mL de solução $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de cloreto de sódio.
- c) não haverá a formação de um precipitado de CuCrO_4 ($K_{ps} = 3,6 \times 10^{-6}$) numa mistura formada pela adição de 2,0 mL de sulfato de cobre(II) $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ com 2,0 mL de cromato de potássio $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.
- d) não haverá a formação de um precipitado de CaF_2 ($K_{ps} = 4,0 \times 10^{-11}$) se misturamos volumes iguais de soluções de nitrato de cálcio $0,030 \text{ mol L}^{-1}$ e fluoreto de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$.

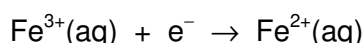
Questão 18. Uma função de estado é aquela que não depende do caminho de uma transformação, mas apenas dos estados inicial e final do sistema. É o caso, por exemplo, da entalpia (H) e da energia livre de Gibbs (G). Para as funções de estado, pode-se usar a lei de Hess, em que as equações químicas podem ser tratadas como equações matemáticas, ou seja, podem ser somadas, subtraídas ou multiplicadas, sendo que as operações aplicadas às equações químicas devem ser também aplicadas aos respectivos valores das funções de estado. Esse não é o caso do potencial padrão de redução (E^0). No entanto, o potencial padrão de redução está relacionado a uma função de estado, a energia livre de Gibbs, segundo a equação:

$$G = -nFE^0$$

em que n representa o número de elétrons, F é a constante de Faraday ($96.485 \text{ C mol}^{-1}$). Com base nas informações acima e dadas as seguintes semi-equações



qual é o valor do potencial padrão de redução para a semi-equação representada a seguir?



- a) $-0,48 \text{ V}$.
- b) $-0,40 \text{ V}$.
- c) $+0,40 \text{ V}$.
- d) $+0,76 \text{ V}$.

Questão 19. O modelo cinético dos gases considera que não existem interações entre as partículas de um gás e que essas partículas são pontos infinitesimalmente pequenos. No entanto, muitos gases estão longe de exibir essas características. O cientista holandês Johannes van der Waals investigou muitos gases reais. Com base em suas observações, ele propôs uma equação simples que dá predições mais precisas que a lei do gás ideal. A **equação de van der Waals** é

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

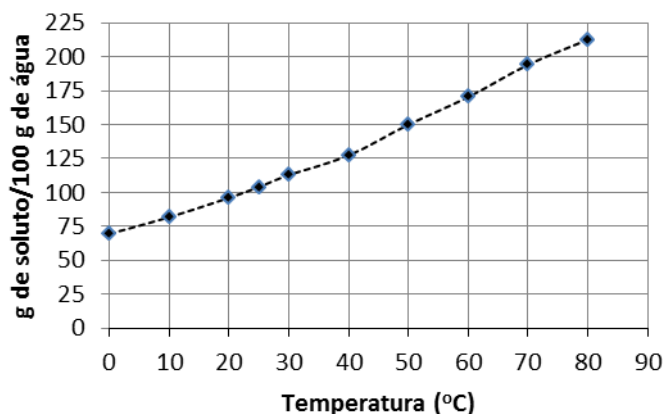
Os **parâmetros de van der Waals**, a e b , são únicos para cada gás e são determinados experimentalmente. O parâmetro a representa o papel das atrações, assim é relativamente grande para partículas que se atraem fortemente. O parâmetro b representa o papel das repulsões, e pode ser pensado como representando o volume de uma partícula individual. A tabela a seguir mostra os valores dos parâmetros a e b para 3 gases:

Gás	$a / \text{L}^2 \text{ atm mol}^{-1}$	$b / 10^{-2} \text{ L mol}^{-1}$
I	4,225	3,707
II	1,363	3,219
III	3,640	4,267

É correto afirmar que os gases I, II e III são, respectivamente:

- a) amônia, argônio e dióxido de carbono.
- b) amônia, dióxido de carbono e argônio.
- c) argônio, dióxido de carbono e amônia.
- d) dióxido de carbono, argônio e amônia.

Questão 20. A figura a seguir contém a curva de solubilidade para o nitrito de lítio.



Considere que inicialmente se tenha um sistema homogêneo, à temperatura de 50 °C, no qual 160 g de nitrito de lítio estão dissolvidos em 100 g de água. Ao se adicionar mais 10 g de nitrito de lítio ao sistema descrito, mantendo-se a temperatura constante, se observou a formação de um precipitado. Em relação ao processo descrito, algumas afirmações são feitas:

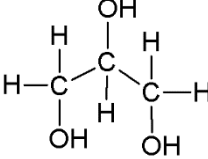
- I. No sistema final são formados 20 g de precipitado.
- II. O sistema final consiste de uma solução saturada.
- III. O sistema inicial consiste de uma solução supersaturada.
- IV. A concentração da solução inicial é de aproximadamente 30 mol kg^{-1} .
- V. A soma da concentração dos íons na solução final é de aproximadamente 28 mol kg^{-1} .

O número de afirmações corretas é:

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

Questões Discursivas

Questão 21. Aditivo alimentar é qualquer ingrediente adicionado intencionalmente aos alimentos com o objetivo de modificar as características físicas, químicas, biológicas ou sensoriais, durante as diferentes etapas de produção. O quadro seguinte apresenta informações sobre alguns aditivos alimentares.

Aditivo	Fórmula Química	INS*	Função
1	SiO_2	551	Antiumectante
2	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	342i	Regulador de acidez
3		422	Umectante

*Sistema Internacional de Numeração de aditivos.

- Explique, quimicamente, como o aditivo 1 pode atuar como um antiumectante.
- Explique, quimicamente, como o aditivo 3 pode atuar como um umectante.
- Explique, quimicamente, como o aditivo 2 pode atuar como um regulador de acidez.

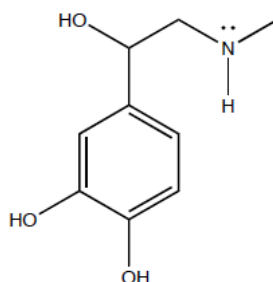
Questão 22. Em estudos de atividade biológica o coeficiente de partição octan-1-ol/água, representado por P (vide fórmula a seguir), informa o quanto uma substância se distribui entre as fases formadas por octan-1-ol e água é bastante utilizado.

$$P = [\text{fase orgânica}]/[\text{fase aquosa}]$$

Os valores são usualmente tabelados como $\log P$.

Se $\log P = 0$, então $P = 1$ e, portanto, a substância tem a mesma afinidade por ambas as fases. Se $\log P < 0$, então $P < 1$ e a substância se dissolve preferencialmente na fase aquosa. Quanto menor $\log P$, mais hidrofílica é a substância. Se $\log P > 0$, então $P > 1$ e a substância se dissolve preferencialmente na fase orgânica. Quanto maior $\log P$, mais hidrofóbica é a substância.

A epinefrina (representada a seguir), também conhecida como adrenalina, é muito utilizada como estimulante cardíaco e administrada por via intravenosa.



Para determinar o $\log P$ da epinefrina, titula-se a fase aquosa com uma solução aquosa padrão de ácido perclórico. Para isso, foram preparados 500 mL de solução aquosa de ácido perclórico (HClO_4 ,

$M = 100,5 \text{ g mol}^{-1}$) pela diluição de 4,20 mL de uma solução concentrada de ácido perclórico (70% em massa e densidade de $1,40 \text{ g mL}^{-1}$) em água destilada.

a) Indique a vidraria que deve ser usada para a medida do volume da solução concentrada de ácido perclórico.

b) Calcule a concentração da solução recém-preparada de ácido perclórico, em mol L^{-1} .

Na determinação quantitativa da concentração da solução recém preparada de ácido perclórico (padronização da solução) utilizaram-se 100,3 mg de carbonato de sódio ($M = 106,0 \text{ g mol}^{-1}$) como padrão primário. A titulação do padrão consumiu 20,40 mL da solução de HClO_4 . Sobre as etapas descritas, pede-se:

c) Escreva a equação balanceada que representa a reação entre HClO_4 e carbonato de sódio.

d) Calcule a concentração, em mol L^{-1} , da solução de HClO_4 após a padronização.

Após a padronização do ácido, uma alíquota de 20,00 mL de solução aquosa de epinefrina foi titulada com a solução de ácido perclórico e foram consumidos 35,00 mL da solução titulante. Sobre esta determinação, pede-se:

e) Calcule a concentração, em mol L^{-1} , da solução de epinefrina.

Questão 23. Uma reação orgânica de adição é aquela na qual um átomo ou grupo de átomos se adiciona à molécula orgânica. Evidentemente, essa adição só será possível se a molécula orgânica tiver “lugares vagos” em sua estrutura, como os representados por insaturações (ligações duplas ou triplas). A reação de hidrogenação é um exemplo de reação de adição na qual átomos de hidrogênio são adicionados a moléculas de hidrocarbonetos quebrando suas insaturações. Um exemplo de reação de hidrogenação é a produção de margarina a partir de óleos vegetais.

a) Escreva a equação química balanceada que representa a reação de hidrogenação do acetileno (C_2H_2) que gera o etano (C_2H_6).

b) Sabendo que as entalpias padrão de hidrogenação a 25°C do acetileno a etileno (C_2H_4) e do etileno a etano são, respectivamente, $-174,47 \text{ kJ mol}^{-1}$ e $+32,42 \text{ kJ mol}^{-1}$, determine a entalpia da reação do item (a).

c) Sabendo que as entropias padrão molares de acetileno, etano e hidrogênio são, respectivamente, $200,94 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $229,60 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ e $130,68 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ determine a variação de entropia para a reação do item (a).

d) O sinal da variação de entropia que você calculou no item (c) está de acordo com o que você deveria esperar qualitativamente? Justifique.