

[illegible]

Parte A - 2009

Problema 1. O gás SO_2 é formado na queima de combustíveis fósseis. Sua liberação na atmosfera é um grave problema ambiental, pois através de uma série de reações ele irá se transformar em $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, um ácido muito corrosivo, no fenômeno conhecido como chuva ácida. A sua formação pode ser simplificada representada por:



Quantas toneladas de dióxido de enxofre serão formadas caso ocorra a queima de uma tonelada de enxofre?

- (a) 1 tonelada
- (b) 2 toneladas
- (c) 3 toneladas
- (d) 4 toneladas
- (e) 5 toneladas

Dados: $\text{S} = 32 \text{ g mol}^{-1}$ e $\text{O} = 16 \text{ g mol}^{-1}$.

Problema 2. Uma partida de voleibol da liga mundial teve a duração de 3 horas. Após o jogo, os atletas do país vencedor foram comemorar em um restaurante, onde cada atleta consumiu em média, um valor energético de 6300 kJ de alimentos. Sabendo-se que no voleibol cada jogador gasta por hora, em média, 1400 kJ de energia, quanto tempo ele deverá treinar para iniciar a próxima partida na mesma forma física da anterior?

- (a) 3,0 h
- (b) 6,0 h
- (c) 1,0 h
- (d) 1,5 h
- (e) 2,5 h

Problema 3. Nas condições ambiente, ao inspirar, puxamos para nossos pulmões aproximadamente, 0,5 L de ar, então aquecido na temperatura ambiente de 25°C até a temperatura do corpo de 36°C . Fazemos isso cerca de 16×10^3 vezes em 24 horas. Se, nesse tempo, recebermos por meio da alimentação, $1,0 \times 10^6 \text{ J}$ de energia, a porcentagem aproximada desta energia que será gasta para aquecer o ar inspirado será de:

Ar atmosférico nas condições ambiente: densidade = $1,2 \text{ g L}^{-1}$, calor específico = $1,0 \text{ J g}^{-1} ^\circ\text{C}^{-1}$.

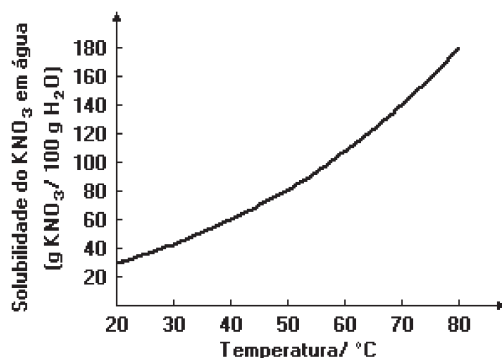
- (a) 3,0 %
- (b) 2,0 %
- (c) 1,0 %
- (d) 10,0 %
- (e) 15,0 %

Problema 4. Realizaram-se dois experimentos de combustão de uma amostra de 1 g de magnésio para avaliar o rendimento do óxido de magnésio produzido: o primeiro em oxigênio puro e o segundo ao ar. No primeiro experimento observou-se um acréscimo de 0,64 g no peso da amostra, enquanto que no segundo, aumentou menos que 0,64 g no peso da amostra.

Essa diferença ocorreu por que:

- (a) a combustão ao ar é incompleta.
- (b) houve um erro na pesagem do produto do segundo experimento.
- (c) a combustão ao ar leva à formação de sub-produtos.
- (d) o magnésio reage com o CO_2 presente no ar.
- (e) parte do óxido formado foi consumido na reação reversível.

Problema 5. Uma solução saturada de nitrato de potássio (KNO_3) constituída, além do sal, por 100 g de água, está à temperatura de 70°C . Essa solução é resfriada a 40°C , ocorrendo precipitação de parte do sal dissolvido. Com base nesses dados e no gráfico apresentado abaixo:



Pode-se afirmar que a massa de sal que precipitou foi de aproximadamente:

- (a) 20 g
- (b) 40 g
- (c) 60 g
- (d) 80 g
- (e) 100 g

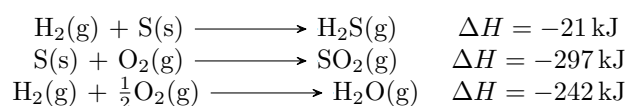
Problema 6. Um elemento X ocorre na forma moléculas diatômicas, X_2 , com massas 70, 72 e 74 e abundâncias relativas na razão de 9 : 6 : 1, respectivamente. Com base nessas informações analise as afirmações abaixo:

- (i) o elemento X possui três isótopos.
- (ii) a massa atômica média desse elemento é 36.
- (iii) esse elemento possui um isótopo de massa 35 com abundância de 75 %.
- (iv) esse elemento é o cloro.

Estão corretas:

- (a) todas as afirmações
- (b) apenas (i) e (ii)
- (c) apenas (ii) e (iv)
- (d) apenas (iii) e (iv)
- (e) apenas (i)

Problema 7. Os produtos da combustão do $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ são $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ e $\text{SO}_2(\text{g})$. Usando as informações dadas nas equações termoquímicas abaixo:



Conclui-se que a energia desprendida na combustão de 1 mol de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ é:

- (a) -67 kJ
- (b) 34 kJ
- (c) -560 kJ
- (d) -34 kJ

(e) -518 kJ

Problema 8. Com relação às equações iônicas abaixo:



Estão corretas:

- (a) todas
- (b) apenas (i) e (ii)
- (c) apenas (i) e (iii)
- (d) apenas (ii) e (iii)
- (e) nenhuma

Problema 9. Com relação ao aquecimento de um mol de gás O_2 encerrado em um cilindro com um pistão que se move sem atrito:

- (i) A massa específica do gás permanece constante.
- (ii) A energia cinética média das moléculas aumenta.
- (iii) A massa do gás permanece a mesma.

Das afirmações feitas, estão corretas:

- (a) (i), (ii) e (iii)
- (b) apenas (i)
- (c) apenas (ii)
- (d) apenas (ii) e (iii)
- (e) nenhuma

Problema 10. Para neutralizar 1,0 mL de ácido clorídrico com $\text{pH} = 4,0$, o volume necessário de hidróxido de sódio com $\text{pOH} = 5,0$ é igual a:

- (a) 8 mL
- (b) 10 mL
- (c) 16 mL
- (d) 20 mL
- (e) 40 mL

Parte B - 2009

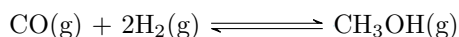
Problema 11. O crescimento e o desenvolvimento normal das plantas exigem a presença de vários minerais entre os quais os chamados macronutrientes (nitrogênio, fósforo e potássio) são particularmente importantes. Estes macronutrientes podem ser fornecidos sob a forma de “um composto fertilizante” ou “NPK”, tipo $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{PO}_4 + \text{KNO}_3$. De acordo com as normas da agroindústria, cada $1,0 \text{ m}^2$ de solo recém-preparado deve conter 5,0 g de nitrogênio, 5,0 g de fósforo e 4,0 g de potássio.

- (a) Calcule a composição percentual em massa de uma mistura de nitrato de potássio e fosfato de amônio que seria ideal para atender os requisitos acima.
- (b) Uma pequena fazenda não tem o fertilizante NPK, mas tem em estoque outros produtos químicos, incluindo KCl, NaNO_3 , NH_4NO_3 , $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Quais destes compostos e em que medida devem ser combinados para preparar fertilizante NPK em quantidade suficiente para tratar 30 ha? Suponha que cada um dos ingredientes listados contém 2% de impureza em massa. Encontrar uma solução ótima, ou seja, a composição que minimiza a massa total da mistura e, portanto, reduz custos de transporte.

Problema 12. O uso do modelo da *Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência* é um bom caminho para prever a geometria de pequenas moléculas, sem a necessidade de usar modernas teorias e computadores potentes.

- (a) Usando este modelo prediga as estruturas dos seguintes compostos: difluoreto de xenônio, tetrafluoreto de xenônio, trióxido de xenônio, tetróxido de xenônio, trifluoreto de boro e tetrafluoreto de enxofre.
- (b) Em cada caso, explique se a estrutura é ou não é distorcida em relação à geometria ideal.
- (c) Represente, em cada caso, os pares de elétrons não ligantes sobre o átomo central se existirem.
- (d) Sugira equações para as sínteses dos fluoretos de xenônio mencionados em (a) e para o trióxido de xenônio, este último a partir do hexafluoreto de xenônio.
- (e) Explique porque os gases nobres hélio, neônio e argônio não formam tais compostos em similares condições.

Problema 13. A reação de metanol a partir de hidrogênio e monóxido de carbono (equação seguinte) é exotérmica:



Essa reação está em equilíbrio a 500 K e 10 bar. Assumindo que todos os gases são ideais, prediga as mudanças observadas nos valores de:

- (a) Kp.
- (b) pressão parcial de $\text{CH}_3\text{OH(g)}$.
- (c) número de mols de $\text{CH}_3\text{OH(g)}$.
- (d) fração molar de $\text{CH}_3\text{OH(g)}$.

Quando, acontece cada um dos seguintes eventos:

- (i) a temperatura é aumentada.
- (ii) a pressão é aumentada.
- (iii) um gás inerte é adicionado a volume constante.
- (iv) CO(g) é adicionado a pressão constante.

Problema 14. Considere as seguintes informações:

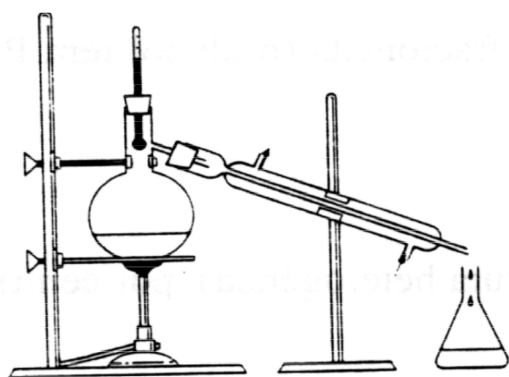
- (i) Um composto A reage com um gás B, formando um gás venenoso C, com densidade específica igual a 2,321 g/L.
- (ii) Quando A reage com o gás D forma-se o gás E, um outro gás venenoso.
- (iii) A reação do composto E com o composto F produz o composto G, extremamente venenoso e que é um ácido fraco.
- (iv) O composto A e os gases B e D são compostos elementares, sendo B e D diatômicos.

- (v) O composto G pode ser sintetizado a partir da reação de C com hidrogênio.
- (vi) A combustão de F, ao ar, leva à formação do gás B.
- (a) Identifique os compostos de A a G.
- (b) Escreva as equações das citadas acima, em i, ii, iii, v e vi.

Problema 15. 10 mL de solução de sulfato de amônio foram tratados com excesso de hidróxido de sódio. O gás que se formou foi absorvido em 50 mL de ácido clorídrico 0,100 mol/L. Na titulação do excesso de ácido clorídrico foram gastos 21,5 mL de hidróxido de sódio 0,098 mol/L.

- (a) Escreva as equações químicas das reações citadas no texto
- (b) Calcule a concentração, em quantidade de matéria (mol/L), da solução de sulfato de amônio?

Problema 16. Analise a figura abaixo, e corrija o texto explicativo desta ilustração. Reescreva o texto *grifando* o que você corrigiu:



A destilação fracionada é um processo de separação que se baseia na densidade dos componentes de uma mistura sólida. A solução é aquecida até a ebulição, ocorrendo a vaporização apenas da fase que possui menor densidade. O vapor, ao ser expulso do balão volumétrico, dirige-se para a coluna de fracionamento, que é refrigerado com água; a água entra pela parte superior da coluna de fracionamento, resfriando o vapor que retorna ao estado sólido. Este sólido é recolhido num balão de destilação.

Parte A - 2010

Problema 1. No maçarico de acetileno ocorre a reação de combustão, representada pela equação química (não balanceada), abaixo:



Para que ocorra uma combustão “perfeita” do acetileno, a razão entre os números de mols de acetileno e oxigênio deve ser:

- (a) 2/1
- (b) 3/1
- (c) 2/5
- (d) 3/5
- (e) 5/2

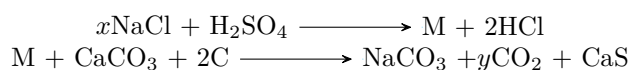
Problema 2. Quando um pequeno pedaço de sódio metálico é colocado na água ocorre (I). Com este processo forma-se (II). A alternativa que preenche corretamente à frase é:

- (a) (I) liberação de oxigênio e (II) hidróxido de sódio.
- (b) (I) fusão do sódio e (II) óxido de sódio.
- (c) (I) eletrólise e (II) hidreto de sódio.
- (d) (I) hidrólise e (II) íons hidrônio
- (e) (I) liberação de hidrogênio e (II) hidróxido de sódio.

Problema 3. Os cloretos são uma classe abundante de compostos. São conhecidos cloretos de diversos elementos e até mais de um cloreto de um mesmo elemento. Dentre os diversos cloretos conhecem-se os tetracloretos de silício, de enxofre e de xenônio. Nas moléculas desses compostos, os átomos centrais apresentam, respectivamente, hibridação do tipo:

- (a) sp^3 , sp^3 e sp^3
- (b) sp^3 , sp^3 e sp^3d
- (c) sp^3 , sp^3d e sp^3d^2
- (d) sp^3d^2 , sp^3 e sp^3d
- (e) sp^3d^2 , sp^3d e sp^3

Problema 4. O carbonato de sódio, Na_2CO_3 , é um sal branco e translúcido, usado principalmente na produção de vidro, em sínteses químicas, em sabões e detergentes etc. Em 1791, o químico francês Nicolas Leblanc patenteou um método de produção que utilizava como matérias primas sal marinho (NaCl), por meio das reações a seguir:



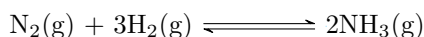
As equações ficarão corretas se x , M e y forem substituídos respectivamente por:

- (a) 1, Na_2SO_4 e 1.
- (b) 2, Na_2SO_4 e 2.
- (c) 1, NaHSO_4 e 1.
- (d) 2, NaHSO_4 e 1.
- (e) 2, NaHSO_4 e 2.

Problema 5. Uma das fases do processo de tratamento de água é a fluoretação, que tem como objetivo contribuir para a prevenção da cárie dentária. Um reagente empregado nesse processo é o ácido hexafluorossilícico, também chamado, simplesmente, ácido fluorossilícico (H_2SiF_6). Segundo norma do Ministério da Saúde, o valor máximo permitido de fluoreto em água para consumo humano é de 1,5 mg/L. Assim considerando que o ácido fluossilícico é utilizado na forma de uma solução aquosa de H_2SiF_6 a 23%, com densidade igual a 1,19 g/mL, e que todo o flúor presente é disponibilizado na forma de fluoreto, o volume máximo dessa solução que pode ser adicionado a cada m^3 de água para consumo humano está entre:

- (a) 5 e 9 ml
- (b) 9 e 13 ml
- (c) 13 e 17 ml
- (d) 17 e 21 ml
- (e) 21 e 26 ml

Problema 6. A amônia é uma matéria prima importante para a produção de fertilizantes inorgânicos e pode ser obtida através da reação, representada pela equação abaixo:



Se essa reação é realizada em um recipiente fechado, e em determinado instante constata-se a existência de um mesmo número de mols de cada um dos reagentes e do produto, pode-se afirmar que a razão inicial entre os números de mols $\text{N}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$ era de:

- (a) 1 : 1
- (b) 2 : 3
- (c) 1 : 3
- (d) 3 : 1
- (e) 3 : 5

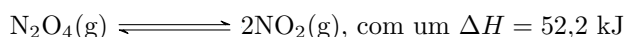
Problema 7. Assinale a opção que apresenta a equação química da reação, cuja entalpia é a entalpia padrão de formação do gás etano (C_2H_6).

- (a) $2\text{C}(\text{g}) + 6\text{H}(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
- (b) $2\text{C}(\text{s}) + 6\text{H}(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
- (c) $2\text{C}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
- (d) $2\text{C}(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
- (e) $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$

Problema 8. O ácido fórmico (HCOOH) recebe esse nome porque foi obtido pela primeira vez a partir da “destilação destrutiva” de formigas. Trata-se de um ácido monoprótico, moderadamente fraco, cujo valor de K_a é igual a $1,8 \times 10^{-4}$. Em uma solução de ácido fórmico de concentração igual $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, a porcentagem de moléculas ionizadas está entre:

- (a) 20 e 30%
- (b) 30 e 40%
- (c) 40 e 50%
- (d) 50 e 60%
- (e) 60 e 70%

Problema 9. Em um recipiente fechado, tem-se o seguinte equilíbrio:



A concentração de $\text{NO}_2(\text{g})$, no equilíbrio, aumentará se:

- (a) A temperatura do recipiente for aumentada.
- (b) O volume do recipiente for diminuído.
- (c) Se a pressão do sistema for aumentada.
- (d) Se um gás inerte for adicionado.
- (e) A temperatura do recipiente for diminuída.

Problema 10. Em um laboratório, há 5 frascos idênticos numerados de I a V, eles contêm amostras de gases à mesma temperatura.

I: 0,10 mol de H_2 . II: 0,10 mol de N_2 . III: 0,10 mol de O_2 . IV: 0,05 mol de NO_2 . V: 0,05 mol de CO_2 .

Considerando que todos são gases ideais, assinale a alternativa correta.

- (a) Os frascos I, III e V contêm o mesmo número de átomos.
- (b) Os frascos que contêm as maiores densidades de gás são os frascos IV e V.
- (c) Os frascos II e IV contêm o mesmo número de moléculas.
- (d) A pressão exercida pelos gases dos frascos IV e V é menor do que a pressão exercida pelos outros gases.
- (e) O frasco IV contém a maior massa de gases.

Parte B - 2010

Problema 11. A apatita é o nome dado a um grupo de minerais de fórmula geral $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$. Dependendo de $\text{X} = \text{F}$, Cl ou OH , tem-se a fluoroapatita, a cloroapatita ou hidroxiapatita, respectivamente. Todos esses minerais são insolúveis em água, mas, solúveis em ácido mineral. A hidroxiapatita tem uma densidade de $3,156 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ e dissolve em ácido de acordo com a reação, representada pela equação (não balanceada) abaixo:



O esmalte dentário é composto principalmente de hidroxiapatita, e sua espessura na superfície de mastigação dos dentes molares é de cerca de 2,5 mm. A cárie é resultante da destruição do esmalte dos dentes, sob a ação de agentes ácidos. Um dos principais destruidores do esmalte é o ácido láctico ($\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$, ácido 2-hidroxipropânico), que é produzido após a degradação da sacarose, sob a ação de bactérias contidas na cavidade oral.

- (a) Reescreva a equação acima, balanceada;
- (b) Quantos miligramas de ácido láctico irão causar uma cárie com área (da cavidade) de 1 mm^2 ?

O lactato de cálcio é um sal de ácido láctico, que tem ação anti-ácido, podendo neutralizar os ácidos do estômago devido à sua capacidade de converter ácido clorídrico do suco gástrico (ácido forte) no ácido mais fraco e menos irritante, ácido láctico.

- (c) Escreva as fórmulas estruturais do ácido láctico e do lactato de cálcio;
- (d) Qual a área da cavidade dentária que seria necessária para produzir lactato de cálcio em quantidade suficiente para a neutralização do ácido clorídrico contido em 47,5 mL de suco gástrico, se a concentração de ácido clorídrico no suco gástrico é $0,12 \text{ g} / \text{L}$?

Problema 12. O cromo ocorre na natureza em minérios, tais como as cromitas, constituídas por proporções variadas de óxidos de cromo, ferro, alumínio e magnésio, além de outros elementos em quantidades mínimas, da ordem de ppm, como vanádio, níquel, zinco, titânio, manganês e cobalto. Em função da composição dos óxidos presentes, se distinguem as seguintes espécies minerais mais importantes: a cromita propriamente dita, $\text{Cr}_2\text{O}_3\cdot\text{FeO}$, a magnesiocromita, $(\text{Mg},\text{Fe})\text{Cr}_2\text{O}_4$, a aluminocromita, $\text{Fe}(\text{Cr},\text{Al})_2\text{O}_4$ e a cromopicotita, $(\text{Mg},\text{Fe})(\text{Cr},\text{Al})_2\text{O}_4$. A partir da cromita, o cromo metálico pode ser obtido por aquecimento com carvão em forno elétrico, de acordo com a equação química (não balanceada) abaixo:



Por ser um metal resistente aos agentes corrosivos comuns, o cromo é muito empregado no revestimento de peças de outros metais, através de um processo de eletrodeposição, pelo sistema de imersão. Pode-se aplicar um revestimento de cromo em uma peça metálica por imersão dessa peça em um tanque que há uma solução de dicromato de potássio e aplicação de uma corrente elétrica.

- (a) indique o estado de oxidação do Cr na cromita propriamente dita
- (b) escreva a equação química acima balanceada

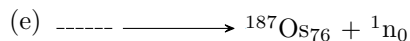
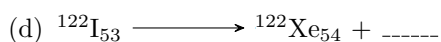
Se uma peça de aço é imersa em um tanque que contém 1 litro de uma solução $0,500 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de dicromato de potássio e submetida a uma corrente elétrica de 0,500 A, durante 20,00 minutos.

- (c) Qual a massa de cromo que será depositada?
- (d) Qual será a concentração da solução de dicromato de potássio remanescente?

Problema 13. A primeira observação da transmutação de um núcleo foi observada por Ernest Rutherford, em 1919 e consistiu na transformação de núcleos de nitrogênio-14 em oxigênio-17. Sabendo que as reações de transmutação nuclear são representadas por uma equação onde são mencionados, nesta ordem, o núcleo alvo, a partícula projétil, o núcleo remanescente e a partícula ejetada, escreva:

- (a) A equação nuclear da transmutação de nitrogênio-14 em oxigênio-17.
- (b) Escreva a equação da transmutação de alumínio-27 em magnésio-24.

Complete e equilibre as seguintes equações nucleares:



Problema 14. Considere uma solução de um ácido hipotético H_2X $0,010\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e calcule:

- (a) O pH dessa solução, admitindo a ionização de apenas 1 próton;
- (b) O pH da mesma solução, admitindo que os dois prótons se ionizam completamente;

Se em um experimento determina-se que o pH de uma solução $0,050\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ desse ácido é 1,26:

- (c) Compare as forças dos ácidos H_2X e HX^- ;
- (d) Uma solução do sal NaHX seria ácida, básica ou neutra?

Dados: $\log 2 = 0,30$; $\log 5 = 0,70$; $\log 6 = 0,77$.

Problema 15. Em um laboratório há uma amostra de carbonato de bário contaminada com sulfato de bário. Para determinar a porcentagem de contaminante um técnico tomou 10 g dessa amostra e reagiu com excesso de ácido clorídrico, produzindo 10,55 g de precipitado de cloreto de bário.

- (a) Escreva a equação da reação de carbonato de bário com o ácido clorídrico;
- (b) Calcule o volume de gás despreendido em condições ambientes (1 atm e $27\text{ }^\circ\text{C}$);
- (c) Determine a porcentagem de sulfato de bário na amostra

Problema 16. Calcule quantos mililitros de uma solução de HCl $0,250\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, são necessários para:

- (a) Preparar 100 mL de uma solução de HCl $0,100\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- (b) Neutralizar 50 mL de uma solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ $0,200\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- (c) Dissolver 0,200 g de $\text{CaCO}_3(\text{s})$, de acordo com a reação:



Parte A - 2011

Problema 1. É comum encontrarmos objetos que brilham no escuro, particularmente, brinquedos de crianças. Tais objetos podem apresentar o sulfeto de zinco em sua constituição. Este fenômeno ocorre em razão de que alguns elétrons destes átomos absorvem energia luminosa e com isso saltam para níveis de energia mais externos. Esses elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberando energia luminosa e, no escuro, é possível observar o objeto brilhar. Essa característica pode ser explicada considerando o modelo atômico proposto por:

- (a) Thomson
- (b) Rutherford
- (c) Bohr
- (d) Marie Curie
- (e) Planck

Problema 2. Até 1982, a pressão padrão era tomada como uma atmosfera (1 atm ou 101325 Pa) e a temperatura como 0 °C (273,15 K) e, portanto, o volume molar de um gás nas CNTP era 22,4 L/mol. A partir de 1982, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) alterou o valor da pressão padrão, de forma que as novas condições normais de temperatura e pressão passaram a ser: $t = 0^{\circ}\text{C}$ ou $T = 273,15\text{ K}$ e $p = 100.000\text{ Pa}$ ou 1 bar. Assim, o valor recomendado hoje pela IUPAC, para o volume molar é:

- (a) $v_m = 0,021631\text{ m}^3\text{ mol}^{-1}$
- (b) $v_m = 0,035845\text{ m}^3\text{ mol}^{-1}$
- (c) $v_m = 0,022711\text{ m}^3\text{ mol}^{-1}$
- (d) $v_m = 0,035745\text{ m}^3\text{ mol}^{-1}$
- (e) $v_m = 0,027211\text{ m}^3\text{ mol}^{-1}$

Problema 3. Dentre os principais fatores que influenciam na produção agropecuária, podemos citar: o clima, o material genético, o manejo de pragas, as doenças e plantas daninhas e o manejo do solo, com especial ênfase no manejo químico como base para a nutrição das plantas. Em razão da produção de alimentos em escala cada vez maior, os nutrientes do solo que dão vida às plantas vão se esgotando. Para supri-los, produtos químicos conhecidos como fertilizantes são incorporados à terra em quantidades crescentes. Para correção da acidez do solo, o procedimento de rotina é a calagem através da incorporação de um óxido básico. É correto afirmar que esse óxido básico pode ser:

- (a) MgO_2
- (b) CaO
- (c) SO_2
- (d) NaO
- (e) CO

Problema 4. A porcentagem de álcool adicionado à gasolina é regulamentada por Lei, e recentemente foi estabelecido um novo padrão que é de 18 a 24% (volume/volume). Quando 50 mL de água forem misturados a 50 mL de gasolina comercializada nos postos de serviço com o máximo teor permitido de álcool, será observada a formação de:

- (a) 100 mL de uma mistura homogênea.
- (b) Duas fases de 50 mL cada.
- (c) Duas fases, sendo a mais densa de 38 mL.
- (d) Duas fases, sendo a mais densa de 62 mL.
- (e) Duas fases, sendo a mais densa de 74 mL.

Problema 5. Supondo que a seguinte reação ocorra por meio de um mecanismo de uma única etapa elementar nas duas direções:



Sendo k_1 e k_2 as constantes, a uma determinada temperatura, para as reações direta e inversa, respectivamente, assinale a alternativa correta.

(a) $k_1/k_2 = k = \frac{[AB_2]}{[A][B]^2}$

(b) $k_1/k_2 = k = \frac{[A][B]^2}{[AB_2]}$

(c) $k_2/k_1 = k = \frac{[AB_2]^2}{[A][B]}$

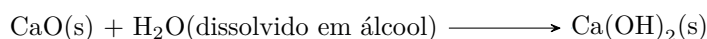
(d) $k_2/k_1 = k = \frac{[A][B]^2}{[AB_2]^2}$

(e) $k_2 + k_1 = k' = \frac{[AB_2]}{[A][B]^2}$

Problema 6. O volume de ácido nítrico $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ necessário para neutralizar uma mistura $0,40 \text{ g}$ de hidróxido de sódio e $1,71 \text{ g}$ de hidróxido de bário é:

- (a) 20 ml (b) 30 ml (c) 50 ml (d) 200 ml (e) 300 ml

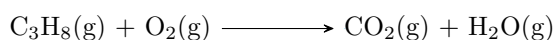
Problema 7. O etanol anidro, ou seja, etanol isento de água, pode ser obtido a partir do etanol 96° GL por tratamento com cal virgem – CaO . A cal virgem reage com a água conforme a equação abaixo, desidratando o etanol.



Sobre esse processo é *correto* afirmar que:

- (a) o hidróxido de cálcio formado reage com o etanol.
(b) o óxido de cálcio reage com etanol para retirar a água.
(c) o hidróxido de cálcio formado pode ser separado por filtração.
(d) a mistura obtida após a reação é uma mistura homogênea.
(e) o óxido de cálcio atua como um agente redutor.

Problema 8. A combustão completa do propano ocorre segundo a reação, representada pela equação não balanceada, abaixo:



A relação entre os volumes de $\text{O}_2\text{(g)}$ consumido e de $\text{CO}_2\text{(g)}$ produzido é de:

- (a) $1 : 1$
(b) $2 : 3$
(c) $3 : 1$
(d) $3 : 2$
(e) $5 : 3$

Problema 9. A quantidade de gás carbônico produzida pela respiração de seres vivos pode ser acompanhada através da reação desse gás com uma solução saturada de hidróxido de bário, medindo-se o aumento de massa dessa solução. Esse aumento de massa se deve à:

- (a) formação de carbonato de bário.
(b) adsorção do CO_2 adsorvido pela água.
(c) formação de ácido carbônico.

- (d) precipitação do hidróxido de bário.
- (e) formação de óxido de bário.

Problema 10. Uma amostra de um ácido diprótico pesando 12,25 g foi dissolvida em água e o volume da solução completado para 500 mL. Se 25,0 mL desta solução são neutralizados com 12,5 mL de uma solução de KOH $1,00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, a massa molar desse ácido, considerando que os dois prótons foram neutralizados, é igual a:

- (a) 2,25
- (b) 24,5
- (c) 49,0
- (d) 98,0
- (e) 122,5

Parte B - 2011

Problema 11. Considerando os 3 elementos (A, B e C) indicados na tabela periódica abaixo, determine:

A simplified periodic table grid is shown. The grid consists of 18 columns and 4 rows. The first two columns are grouped together, and the last two columns are grouped together, with a gap between them. Element A is located in the first column of the second row from the bottom. Element B is located in the 16th column of the second row from the bottom. Element C is located in the second column of the third row from the bottom.

- (a) o átomo que apresenta:
 - (a.i) o maior raio atômico.
 - (a.ii) a maior afinidade eletrônica.
 - (a.iii) a maior energia de ionização.
- (b) a fórmula do composto formado entre:
 - (b.i) o átomo A e o átomo B.
 - (b.ii) o átomo B e o flúor.
 - (b.iii) o átomo C e o oxigênio.

Problema 12. Para cada uma das espécies químicas abaixo:

- (i) NH_4^+ (ii) PCl_3 (iii) CO_3^{2-} (iv) NO_3^- (v) BF_4^-

- (a) Escreva a estrutura de Lewis.
- (b) Indique:
 - (b.i) a hibridação do átomo central.
 - (b.ii) o número de pares de elétrons não ligantes sobre o átomo central.
 - (b.iii) o número de ligações sigma e de ligações pi envolvendo o átomo central.
 - (b.iv) a geometria em torno do átomo central.

Problema 13. Uma macromolécula biológica foi isolada de uma fonte natural em quantidade muito pequena e sua massa molar foi determinada como sendo $4,0 \times 10^5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Para uma solução preparada pela dissolução de 0,8 mg dessa macromolécula em 10,0 g de água.

- (a) Calcule
 - (a.i) o ponto de congelamento.
 - (a.ii) a pressão osmótica, a 25°C .
- (b) Suponha que a massa molar dessa macromolécula não fosse conhecida e que se pretendesse calculá-la a partir da determinação da pressão osmótica da solução citada acima e que fosse cometido um erro de 0,1 torr na medida dessa pressão osmótica, qual seria o valor encontrado para a massa molar da macromolécula?

Problema 14. O carbetto de silício (SiC), também conhecido como carborundum, uma substância dura empregada como abrasivo, pode ser obtido a partir da reação de SiO₂ com carbono, a altas temperaturas, conforme a equação química (não balanceada) abaixo:



- (a) Reescreva a equação química acima, devidamente balanceada.

Em um experimento colocou-se para reagir 6,01 g de SiO_2 e 7,20 g de carbono.

- (b) Qual será a massa do reagente limitante?
- (c) Que massa de carborundum poderá ser obtida, considerando o consumo completo do reagente (rendimento de 100%)?
- (d) Que massa restará do reagente em excesso?
- (e) Se, no experimento acima, obtém-se 2,56 g de SiC, qual o rendimento da reação?

Problema 15. Para a reação:



tem-se um $K_c = 0,21 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ a 350°C

Sobre esta reação, responda, com justificativa, as questões abaixo.

- (a) Se $2,0 \times 10^{-3}$ mols de NO, $4,0 \times 10^{-3}$ mols de Br_2 e $4,0 \times 10^{-3}$ mols de BrNO são introduzidos em um recipiente de volume igual a 50,0 mL, 350°C , em que sentido ocorrerá a reação? Justifique sua resposta.
- (b) Qual o valor K_p para essa reação a 350°C ?
- (c) Se o mesmo recipiente contém, no equilíbrio, $1,4 \times 10^{-3}$ mols de NO e $1,4 \cdot 10^{-4}$ mols de BrNO a 350°C , que quantidade de Br_2 estará presente?
- (d) Se ao sistema descrito em (c) se adiciona um gás inerte, de modo que a pressão total dentro do recipiente passe a ser de 3 atm, a 350°C :
- (d.i) Ocorrerá mudanças nas concentrações dos componentes da mistura?
- (d.ii) O equilíbrio será deslocado?
- (d.iii) Se ocorre deslocamento, em que sentido será?

Problema 16. Um técnico de laboratório dispõe de uma solução de NaOH que não era utilizada há muito tempo, e em cujo rótulo está escrito: NaOH $0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Como esta solução é instável, antes de usá-la o técnico decidiu titular 25,0 mL dessa solução com uma solução de HCl $0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e gastou 22,5 mL desta última solução. Responda:

- (a) Por que a solução de NaOH é instável?
- (b) A concentração indicada no rótulo está correta?
- (c) Como você poderia preparar 250 mL de uma solução exatamente $0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a partir da solução anterior? (considere que você dispõe de água destilada e de NaOH sólido e que a adição de NaOH sólido não altera o volume da solução.)

Dados:

- $R = 0,082 \text{ dm}^3\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Constante crioscópica da água (KC) = $1,86 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Massas atômicas aproximadas:
 $\text{H} = 1,0$; $\text{C} = 12,0$; $\text{O} = 16,0$; $\text{Na} = 23,0$; $\text{Si} = 28,1$; $\text{Ba} = 137,3$.
- Números atômicos:
 $\text{H} = 1$; $\text{B} = 5$; $\text{C} = 6$; $\text{N} = 7$; $\text{O} = 8$; $\text{F} = 9$; $\text{P} = 15$; $\text{Cl} = 17$.

Parte A - 2012

Problema 1. Certo óxido foi dissolvido em água dando origem a uma solução incolor. Borbulhou-se gás carbônico através da solução sendo observada a formação de precipitado branco. A mistura foi levada a uma centrífuga e separou-se o sólido do filtrado. Ao sólido foi acrescentado 5,0 mL de uma solução de ácido clorídrico 10% (m/v). Observou-se a liberação de gás e, ao final do processo, o sólido foi inteiramente consumido.

Dentre os elementos abaixo, o único que forma um óxido com as características descritas no experimento é o:

- (a) alumínio
- (b) bário
- (c) enxofre
- (d) fósforo
- (e) potássio.

Problema 2. Certo óxido foi dissolvido em água dando origem a uma solução incolor. Borbulhou-se gás carbônico através da solução sendo observada a formação de precipitado branco. A mistura foi levada a uma centrífuga e separou-se o sólido do filtrado. Ao sólido foi acrescentado 5,0 mL de uma solução de ácido clorídrico 10% (m/v). Observou-se a liberação de gás e, ao final do processo, o sólido foi inteiramente consumido.

A fórmula química do gás liberado ao acrescentar ácido clorídrico ao sólido é:

- (a) H_2
- (b) Cl_2
- (c) O_2
- (d) CO_2
- (e) H_2O

Problema 3. Certo óxido foi dissolvido em água dando origem a uma solução incolor. Borbulhou-se gás carbônico através da solução sendo observada a formação de precipitado branco. A mistura foi levada a uma centrífuga e separou-se o sólido do filtrado. Ao sólido foi acrescentado 5,0 mL de uma solução de ácido clorídrico 10% (m/v). Observou-se a liberação de gás e, ao final do processo, o sólido foi inteiramente consumido.

A quantidade de matéria, em mol, de ácido clorídrico adicionada foi de:

- (a) $1,4 \times 10^{-2}$
- (b) $4,2 \times 10^{-2}$
- (c) $1,8 \times 10^{-1}$
- (d) $2,7 \times 10^{-1}$
- (e) $5,0 \times 10^{-1}$

Problema 4. A queima de 1,6163 g uma substância líquida formada apenas por C, H e O em um laboratório de Química formou 1,895 g de H_2O e 3,089 g de CO_2 . Com base nas informações, podemos concluir que a fórmula empírica da substância queimada é:

- (a) CH_4O
- (b) $C_3H_4O_2$
- (c) $C_2H_4O_2$
- (d) C_2H_6O
- (e) C_2H_4O

Problema 5. O Cloreto de Hidrogênio, $HCl(g)$, é um gás incolor, irritante, corrosivo e altamente tóxico à temperatura ambiente. Suponha que o Cloreto de Hidrogênio seja um gás ideal, qual o tipo de interação ocorreria entre as moléculas de Cloreto de Hidrogênio?

- (a) Dipolo-Dipolo

- (b) Dipolo-Induzido
- (c) Ligação de Hidrogênio
- (d) Forças de London
- (e) Nenhuma das alternativas

Problema 6. Um acidente em um laboratório provocou a intoxicação de um grupo de pessoas por inalação de um gás. Um analista coletou uma amostra desse gás e a introduziu em um recipiente inelástico de 1 dm^3 , à temperatura de 27°C . A amostra de gás contida no recipiente pesou $1,14 \text{ g}$ e a pressão medida no recipiente foi de 1 atm . Assim, pode-se afirmar que este gás é:

Dados: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{l}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- (a) CO (b) C_2H_2 (c) H_2S (d) NO (e) NO_2

Problema 7. Na reação de Landolt, uma solução de iodato de potássio é adicionada a uma solução acidificada de bissulfito de sódio contendo amido. Um dos produtos gerados continua a reagir com o bissulfito. Quando este é totalmente consumido, forma-se um íon. Por fim, um complexo azul será formado com o amido e a espécie iônica. Sobre este íon, assinale a alternativa que indica a hibridização do átomo central e a sua geometria molecular.

- (a) sp , linear.
- (b) sp^2 , angular.
- (c) sp^3d , bipirâmide trigonal.
- (d) sp^3d , linear.
- (e) sp^2 , linear.

Problema 8. Um metal M é dissolvido em ácido clorídrico concentrado e observa-se a liberação de um gás A. À solução obtida foi adicionada tioacetamida formando um precipitado amarelo. A solução foi centrifugada e o sobrenadante separado. Ao sobrenadante foi adicionada uma solução de nitrato de prata e percebeu-se a precipitação de um sólido B branco. As espécies M, A e B são, respectivamente:

- (a) Cu, gás hidrogênio e cloreto de prata.
- (b) Cd, gás oxigênio e clorato de prata.
- (c) Co, gás hidrogênio e cloreto de prata.
- (d) Cd, gás hidrogênio e cloreto de prata.
- (e) Cu, gás oxigênio de cloreto de prata.

Problema 9. Um estudante, a pedido de seu professor, precisa preparar 400 mL de uma solução de amônia 5 mol/L . No rótulo do frasco de amônia, lacrado, que utilizará para preparar sua solução, o estudante observou as seguintes informações:

- Concentração (m/m): $29,0\%$
- Densidade: $0,9 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$
- Massa molar: $17,02 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

A partir dessas informações, deduz-se que o volume de solução concentrada, medida pelo estudante, para preparar a solução solicitada pelo professor foi de:

- (a) $86,00 \text{ mL}$ (b) $94,15 \text{ mL}$ (c) $112,03 \text{ mL}$ (d) $130,42 \text{ mL}$ (e) $145,31 \text{ mL}$

Problema 10. A decomposição do N_2O_4 em NO_2 é dada pela seguinte reação:



Coloca-se n mols de N_2O_4 em um recipiente de pressão p e temperatura T e espera-se o equilíbrio ser atingido. Sabendo que o grau de decomposição é α , a constante de equilíbrio K_c pode ser expressa como:

- (a) $K_c = \frac{2\alpha}{pRT(n - \alpha)^2}$

$$(b) \ Kc = \frac{4p\alpha^2}{RT(n^2 - \alpha^2)}$$

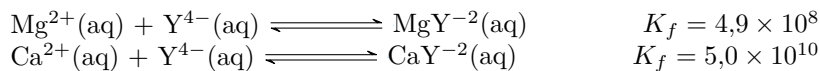
$$(c) \ Kc = \frac{\alpha}{4pRT(n^2 + \alpha^2)}$$

$$(d) \ Kc = \frac{4p\alpha}{((RT)(n + a))^2}$$

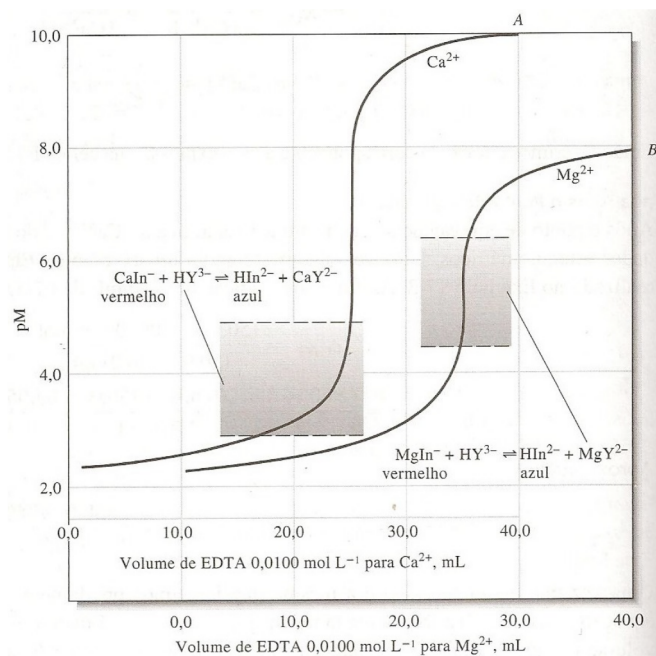
$$(e) \ Kc = \frac{4\alpha pRT}{n^2 - \alpha^2}$$

Parte B - 2012

Problema 11. Em química analítica, é possível determinar satisfatoriamente a concentração de metais em solução usando agentes complexantes. O agente quelante mais utilizado é o EDTA, visto que ele reage com os cátions metálicos em uma proporção bem definida de 1 : 1. O EDTA é um ácido poliprótico com quatro prótons ionizáveis, cuja estrutura pode ser simplificada pela fórmula H_4Y . Títulações com EDTA são feitas comumente em soluções tamponadas de $pH = 10$, para que não haja competição entre os íons metálicos e os íons H^+ , garantindo a formação de um complexo estável. Uma das grandes utilidades do uso de EDTA é para a determinação de cálcio e magnésio. As reações de complexação e suas respectivas constantes de equilíbrio são apresentadas abaixo.



No processo de titulação é utilizado o indicador negro de Ericromo T (H_3In em sua forma protonada), que forma complexos de cor vermelho-vinho com os metais em solução. Em $pH = 10$, quando deslocado pelo EDTA, o indicador encontra-se na forma HIn^- – de cor azul. Logo, o final da titulação é tido quando a solução assume uma coloração azul indicando o excesso do indicador livre. O gráfico para a titulação complexométrica de cálcio e magnésio, em $pH = 10$, é apresentado a seguir.

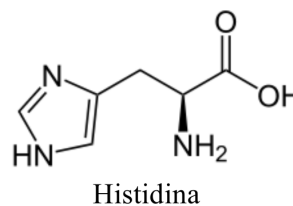
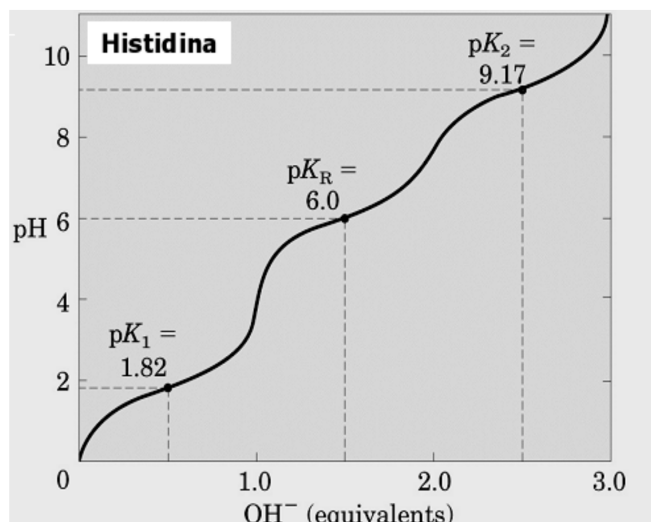


Para se determinar a concentração de uma solução de Ca^{2+} , foi preparada uma solução de EDTA dissolvendo $Na_2H_2Y \cdot H_2O$ em água e completando o volume do balão até 250 mL. Como a concentração de EDTA era desconhecida, foi usada uma solução de Mg^{2+} de concentração 0,0050 M para padronização. O volume gasto na padronização de 25,0 mL da solução de EDTA foi de 18,5 mL da solução de Mg^{2+} . Antes de iniciar a titulação da solução cálcio, 50,0 mL dessa solução foram misturados com 50,0 mL da solução de magnésio utilizada na padronização do EDTA. A nova solução foi diluída em balão volumétrica até o volume de 500 mL. Uma alíquota de 50 mL foi então tamponada em $pH = 10$ e titulada com a solução de EDTA gastando 9,7 mL para que a solução ficasse azul.

- Explique analiticamente o porquê da adição de magnésio à solução de cálcio antes da titulação.
- Calcule a concentração de Ca^{2+} da solução inicial. Expresse o resultado em $mol \cdot L^{-1}$ e em ppm.

Problema 12. Equilíbrio ácido-base.

O gráfico abaixo representa o progresso da titulação do aminoácido com equivalentes de NaOH.



- (a) Apresente todos os equilíbrios de ionização relevantes para a histidina, indicando para cada um deles o pK relacionado. Indique, também, as zonas de maior capacidade tamponante para este aminoácido.
- (b) Para reproduzir o meio intracelular em laboratórios de bioquímica, tampões de fosfato são utilizados. Considerando que o pH intracelular seja igual a 7,4 e que a solução utilizada para o preparo do tampão tenha $[\text{PO}_4^{3-}] = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, calcule o volume de $\text{HCl } 6,00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ que deve ser adicionado a 500 mL dessa solução, para obtenção da solução desejada.

Problema 13. Uma fábrica que produz cal (CaO) necessita reduzir o custo de produção para se manter no mercado com preço competitivo para o produto. A direção da fábrica solicitou ao departamento técnico o estudo da viabilidade de reduzir a temperatura do forno de calcinação de Carbonato de Cálcio dos atuais 1500 K para 800 K.

- (a) Considerando apenas o efeito termodinâmico, pergunta-se: O departamento técnico pode aceitar a nova temperatura de calcinação?
- (b) Em caso afirmativo, o departamento técnico pode fornecer outra temperatura de operação que proporcione maior economia?
- (c) Em caso negativo, qual é a temperatura mais econômica para se operar o forno de calcinação?

Dados a 25°C:

Substância	$\Delta S / \text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	$\Delta H^0 / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
$\text{CaCO}_3(\text{s})$	92,2	-1206,9
$\text{CaO}(\text{s})$	39,8	-635,1
$\text{CO}_2(\text{g})$	213,6	-393,5

OBS: desconsidere a variação das propriedades com a temperatura.

Problema 14. Uma grande diferença entre os elementos do segundo período para os demais é a falta de capacidade de formar um grande número de ligações químicas. São observados moléculas ou íons como o SiF_6^{2-} , PF_6^- e SF_6 , mas nenhum análogo é observado para carbono, nitrogênio ou oxigênio.

- (a) Utilizando de conceitos da Teoria da Ligação de Valência, explique por que os elementos silício, fósforo e enxofre podem fazer um maior número de ligações que o máximo possível para carbono, nitrogênio ou oxigênio. Além do SF_6 , o enxofre forma uma vasta série de compostos com o flúor: S_2F_2 , SOF_2 , SF_4 , SOF_4 e o S_2F_{10} .
- (b) Existem dois compostos com fórmula química S_2F_2 , um dos exemplos de isomeria mais simples da química inorgânica. Escreva a estrutura de Lewis para os dois isômeros.

As moléculas SF_4 e SOF_4 possuem igual número pares de elétrons ao redor do átomo central, para esses pares está prevista uma geometria de bipirâmide trigonal.

- (c) Represente espacialmente o arranjo bipirâmide de base trigonal e identifique as posições axiais (ax) e equatoriais (eq) em sua representação. Defina os ângulos teóricos formados entre as posições equatoriais e entre uma axial e uma equatorial.
- (d) O SOF_4 tem, obviamente, uma ligação diferente das demais. Represente essa molécula considerando o seu arranjo espacial e explique a sua escolha para a posição dessa ligação.
- (e) Entre as moléculas SF_4 e XeF_4 , qual apresentará o menor ângulo entre as ligações? Justifique sua resposta.

Problema 15. A amônia, nas condições ambientes, é um composto gasoso, usado como matéria-prima para diversas substâncias, por exemplo, na fabricação de fertilizantes agrícolas, explosivos para fins militares, gás de refrigeração, etc. É preparada através de síntese direta com gás hidrogênio (processo Haber-Bosch). Na fabricação de fertilizantes e de explosivos, usa-se um sal, obtido a partir da sua reação com ácido nítrico. Com relação à amônia:

- (a) Qual a sua geometria molecular?
- (b) Escreva a equação de ionização que ocorre, quando é dissolvida em água, citando o nome comercial da solução obtida.
- (c) Ao entrar em contato com gás clorídrico, produz um determinado sal. Qual a cor que a solução aquosa desse sal desenvolverá, na presença de fenolftaleína? Explique.
- (d) Escreva as reações de síntese da amônia e da formação de seu sal, conforme texto acima.

Problema 16. Em uma estação padrão de tratamento de água para consumo humano, a água, após sua captação de um rio ou represa, passa pela seguinte sequência de processos:

- (i) Adição de sulfato de alumínio para reagir com a alcalinidade da água e agregar as impurezas dissolvidas e em suspensão na água.
 - (ii) Processo de agitação lenta (mistura lenta) da água para aumentar o tamanho das partículas formadas no processo anterior.
 - (iii) Processo de separação por sedimentação das partículas formadas nos processos anteriores ficando a água superficial límpida.
 - (iv) Processo destinado a remover partículas em suspensão em meio filtrante constituído de areia.
 - (v) Processo no qual é utilizado cloro para matar os microorganismos patogênicos.
 - (vi) Processo em que é adicionado ácido fluorsilícico.
 - (vii) Adição de uma suspensão de cal hidratada para eliminar a acidez da água.
- (a) Identifique cada um desses processos.
 - (b) Escreva a fórmula do ácido fluorsilícico (ácido hexafluorossilícico).
 - (c) Segundo norma do Ministério da Saúde, o valor máximo permitido de fluoreto em água para consumo humano é de 1,5 mg/L. Considerando que o ácido fluossilícico, adicionado à água, é utilizado na forma de uma solução aquosa a 23%, com densidade igual a 1,19 g/mL, e que todo o flúor presente é disponibilizado na forma de fluoreto, calcule o volume máximo dessa solução que pode ser adicionado a cada m^3 de água para consumo humano.

Parte A - 2013

Problema 1. A dose diária recomendada (DDR) de vitamina C ($C_6H_8O_6$) para homens e mulheres, a partir dos 15 anos, é de 60 mg; no entanto, o cientista Linus Pauling, um grande defensor do consumo dessa vitamina, recomendava doses bem maiores. Um seguidor de Linus Pauling ingeria diariamente 6,82 mols de vitamina C. Essa dose é quantas vezes maior que a recomendada?

Dados: C = 12 g/mol, H = 1 g/mol, O = 16 g/mol.

- (a) 200
- (b) 1000
- (c) 2000
- (d) 10000
- (e) 20000

Problema 2. Para verificar se o teor de álcool misturado na gasolina está de acordo com os padrões um teste muito simples é realizado: Em um funil de separação adiciona-se uma quantidade conhecida de água à gasolina a ser testada, agita-se a mistura até a formação de duas fases, em cima fica a fase rica em gasolina, embaixo fica a fase rica na mistura água + álcool. Subtrai-se o volume da fase rica em gasolina do volume inicial da mistura gasolina + álcool e determina-se o teor de álcool na gasolina. A respeito do texto acima assinale a alternativa correta:

- (a) A água é completamente miscível no álcool e na gasolina.
- (b) O processo de separação de misturas descrito é a filtração.
- (c) Quando a água é adicionada forma-se uma mistura homogênea dos três componentes.
- (d) O álcool se desloca da gasolina para a água quando esta é adicionada devido a maior afinidade entre as moléculas de álcool e água por serem polares.
- (e) As operações realizadas são insuficientes para determinar o teor de álcool na gasolina.

Problema 3. No início de 2013, uma tragédia abalou a cidade universitária de Santa Maria - RS. O incêndio na Boate Kiss resultou na morte de mais de 240 jovens, que foram provocadas principalmente pela ingestão de gases tóxicos provenientes da queima do material que revestia o teto da casa noturna. Os laudos da perícia comprovaram a presença de cianeto nos corpos das vítimas. Qual a fórmula molecular do produto da reação de combustão da espuma de poliuretano (EPU)?

- (a) HCN
- (b) NaCN
- (c) KCN
- (d) CH_2CN
- (e) C_8H_7N

Problema 4. Em geral, os fogos de artifícios são utilizados em eventos esportivos, como na Copa do Mundo. Sabe-se que a coloração resultante da queima dos mesmos está relacionada com a emissão de radiação luminosa. Se a diferença de energia entre dois níveis eletrônicos é 1,2 eV, a frequência da luz emitida quando um elétron cai do nível mais elevado para o nível de menor energia, vale:

Dados: $h = 6,626 \times 10^{-34}$ J·s; 1 eV = $1,6 \times 10^{-19}$ J.

- (a) $2,90 \times 10^{14}$ Hz
- (b) $1,45 \times 10^{14}$ Hz
- (c) $5,80 \times 10^{14}$ Hz
- (d) $2,44 \times 10^{14}$ Hz
- (e) $3,80 \times 10^{14}$ Hz

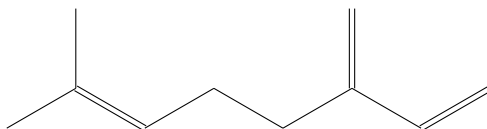
Problema 5. Passaram-se muitos séculos, durante os quais o homem foi acumulando observações e experiências. Diversos processos empíricos foram realizados por distintos cientistas, a fim de contribuir para a construção do modelo atômico atual. De acordo com o exposto, considere as afirmações abaixo:

- (I) A Lei de Lavoisier (Conservação das Massas) e a Lei de Proust (Proporções Definidas) serviram de base de sustentação para a Teoria Atômica de Dalton.
- (II) A massa atômica do elemento é calculada pela média ponderada do número de massa dos isótopos naturais do elemento multiplicado pela respectiva abundância de cada isótopo na natureza.
- (III) O número máximo de elétrons em um subnível é dado pela seguinte expressão matemática: $4L + 2$, onde L é o número quântico secundário. Enquanto a expressão N^2 , onde N é o número quântico principal determina o número de orbitais em um nível.
- (IV) A distribuição eletrônica do átomo de cobre ($Z = 29$) não obedece ao diagrama de Linus Pauling. Logo, pode-se afirmar que o conjunto de números quânticos para o elétron de diferenciação do átomo de cobre é dado por: $n = 4$, $L = 2$, $m = 2$ e $s = +\frac{1}{2}$, tendo propriedades ferromagnéticas.
- (V) A realização de experiências com descargas elétricas em tubo de vidro fechado contendo gás a baixa pressão produz os raios catódicos que, por sua vez, são constituídos por um feixe de elétrons cuja carga elétrica foi determinada por Milikan.

Estão corretas somente as afirmações:

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

Problema 6. Uma das preocupações das autoridades policiais durante eventos esportivos é o aumento do consumo de bebidas alcoólicas, principalmente a cerveja. A cerveja é, em geral, ingerida numa baixa temperatura para mascarar o seu gosto amargo. Esse gosto é devido à presença do mirceno, que está presente nas folhas de lúpulo, um dos componentes da bebida. Considerando a sua fórmula estrutural: $C_{10}H_{16}$



Qual o total de ligações sigma (σ) + pi (π) presentes no mirceno?

- (a) 12
- (b) 17
- (c) 18
- (d) 25
- (e) 28

Problema 7. A prática de mudar a cor do cabelo é muito comum atualmente, mas ela já é conhecida há mais de 2000 anos. Os saxões, por exemplo, eram povos que gostavam de tingir suas barbas de cores fortes e diferentes, tais como azul, verde e alaranjado. Os tipos de coloração podem ser classificados de acordo com as formulações e as substâncias químicas presentes na tintura. Como um dos principais produtos, destaca-se o hidróxido de amônio, que possui toxicidade aguda mesmo em baixas concentrações e a sua inalação pode causar dificuldades respiratórias.

(Adaptação de <http://www.brasilecola.com/quimica/quimica-no-tingimento-dos-cabelos.htm> acessado em 08 de março de 2013)

Adicionando-se 0,12 mol de NH_4OH a 0,09 mol de NH_4^+ de modo a obter 500 mL de uma solução tampão.

Dados: $\log 1,8 = 0,26$ e $\log 0,75 = -0,12$.

Se $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$, o pH deste tampão é igual a:

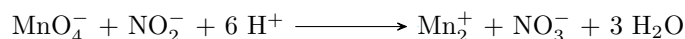
- (a) 9,38

- (b) 4,62
- (c) 3,98
- (d) 5,44
- (e) 6,75

Problema 8. À temperatura ambiente e pressão atmosférica ao nível do mar, a água encontra-se na fase líquida. Ela passa para a fase gasosa, numa temperatura que é 200°C acima daquela que se esperaria, teoricamente, na ausência de ligações de hidrogênio. Pode-se concluir, portanto:

- (a) Essas ligações são muito fortes entre átomos de moléculas diferentes; por isso, a água encontra-se na fase líquida nessas condições.
- (b) A massa da molécula de água é grande em relação ao seu tamanho; por isso, a água é compactada e torna-se líquida.
- (c) A densidade da água é maior que a soma da densidade do gás oxigênio e do gás hidrogênio; por isso, a massa é maior e faz com que as moléculas se aproximem, formando a fase líquida.
- (d) As ligações covalentes polares entre os átomos de hidrogênio e de oxigênio são mais fortes do que as covalentes apolares entre os átomos de hidrogênio; assim, a repulsão é maior do que a atração, formando a fase líquida.
- (e) Essas ligações são chamadas de pseudo-iônicas; ao invés de formarem uma fase sólida, formam uma fase líquida.

Problema 9. O permanganato de potássio serve para eliminar as bactérias e os fungos da pele, sendo também um bom cicatrizante para as feridas devido as suas propriedades oxidantes. Comumente, é utilizado diluído em água, para tratamento de cataporas e feridas generalizadas. Diante desta afirmação, tem-se a seguinte equação de óxido-redução, que é representada apenas pelas espécies iônicas que participam ativamente do fenômeno de transferência de elétrons:



Faça o balanceamento correto dessa equação e calcule a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies químicas envolvidas.

- (a) 23
- (b) 20
- (c) 26
- (d) 47
- (e) 34

Problema 10. Na natureza encontram-se certos elementos químicos que estabelecem um número de ligações covalente maior do que aquele previsto pela sua configuração eletrônica no estado fundamental. É o caso do carbono, berílio, boro e iodo, por exemplo. O carbono que, na maioria dos compostos, estabelece 4 ligações covalentes comuns mesmo tendo apenas 2 elétrons desemparelhados no estado fundamental. Para explicar o que acontece, foi proposta a Teoria da Hibridização, que consiste na interpenetração de orbitais puros. Considerando a teoria da repulsão dos pares eletrônicos, as polaridades das ligações, as estruturas moleculares e a hibridização, analise as afirmações abaixo:

- (I) Podemos afirmar que a molécula de NH_3 é: polar, piramidal e tem hibridização sp^3 enquanto a molécula de CO_2 é apolar, linear e possui hibridização sp^2 .
- (II) Os compostos BF_3 , PCl_5 , BeH_2 e IF_7 são moléculas que desobedecem a regra do octeto e apresentam hibridização, respectivamente: sp^3 , sp^3d , sp e sp^3d^2 .
- (III) No gás acetileno, C_2H_2 muito usado em soldas, ocorre uma ligação sigma (dsp^2) entre os átomos de carbono.
- (IV) Quando colocamos um refrigerante no congelador, por um tempo prolongado, ocorre a expansão de seu conteúdo como consequência da reorganização das moléculas de água em uma estrutura cristalina hexagonal e da formação de ligações de hidrogênio.

Após a análise, assinale a alternativa correta.

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

Parte B - 2013

Problema 11. Uma fábrica que produz cal (CaO) necessita reduzir o custo de produção para se manter no mercado com preço competitivo para o produto. A direção da fábrica solicitou ao departamento técnico o estudo da viabilidade de reduzir a temperatura do forno de calcinação de Carbonato de Cálcio dos atuais 1500 K para 800 K.

- (a) Considerando apenas o efeito termodinâmico, pergunta-se: O departamento técnico pode aceitar a nova temperatura de calcinação?
- (b) Em caso afirmativo, o departamento técnico pode fornecer outra temperatura de operação que proporcione maior economia?
- (c) Em caso negativo, qual é a temperatura mais econômica para se operar o forno de calcinação?

Dados a 25°C:

Substância	$\Delta S / \text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	$\Delta H^0 / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
$\text{CaCO}_3(\text{s})$	92,2	-1206,9
$\text{CaO}(\text{s})$	39,8	-635,1
$\text{CO}_2(\text{g})$	213,6	-393,5

OBS: desconsidere a variação das propriedades com a temperatura.

Problema 12. Duas fontes de cobre são cuprita, que tem o nome IUPAC de óxido de cobre (I), e malaquita, que tem a fórmula $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$. O cobre é utilizado em fiação predial e motores elétricos porque tem boa condutividade elétrica. Outros usos do cobre não relacionados com a sua condutividade elétrica são as moedas, encanamentos, telhados e painéis de cozinha. Alumínio é também utilizado para fabricação de painéis. À temperatura ambiente, a condutividade elétrica de um fio de cobre é 1,6 vezes maior do que um fio de alumínio com o mesmo comprimento e seção transversal. À temperatura ambiente, a condutividade térmica do cobre é 1,8 vezes maior do que a condutividade de calor de alumínio.

Em temperatura ambiente, a densidade do cobre é 3,3 vezes maior do que a densidade de alumínio.

- (a) Escreva a fórmula química do cuprita.
- (b) Determine o número de oxidação do oxigênio no íon carbonato encontrado em malaquita.
- (c) Identifique uma propriedade física de cobre que torna uma boa escolha para usuários que não estão relacionados com a condutividade elétrica.
- (d) Identifique uma propriedade física do alumínio que poderia torná-lo uma opção melhor do que o cobre para uma panela.

Problema 13. O ácido bórico é frequentemente utilizado como inseticida relativamente atóxico, para matar baratas, cupins, formigas, pulgas e muitos outros insetos. Pode ser utilizado diretamente sob a forma de pó em pulgas, misturando-o com açúcar de confeitaria como atrativo para as formigas e baratas. Sobre esse ácido e suas propriedades, responda:

- (a) O ácido bórico pode reagir com a água, gerando o ânion tetrahidroxiborato. Esse processo é descrito pela seguinte equação:



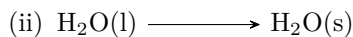
Desenhe a estrutura de Lewis para todas as espécies apresentadas, incluindo em sua resposta, a geometria e a hibridização do átomo central em cada uma delas.

- (b) Quando o ácido bórico, $\text{B}(\text{OH})_3$, é aquecido acima de 170 °C, o mesmo desidrata gerando o ácido metabórico. Se o aquecimento continuar até cerca de 300 °C, há uma nova desidratação e a consequente formação do ácido pirobórico. Caso haja aquecimento adicional, o ácido pirobórico transforma-se em trióxido de boro. Escreva as três reações descritas nesta questão e apresente a fórmula estrutural das espécies em negrito.
- (c) Outro composto de boro relevante é a borazina de fórmula molecular $\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3$. Este composto é também chamado de “benzeno inorgânico”, visto que é isoeletrônico e isoestrutural ao benzeno. É possível, ainda, observar na estrutura da borazina a presença de um ácido de Lewis e de uma base de Lewis. Identifique-os na molécula em questão, utilizando um exemplo como embasamento para sua resposta.

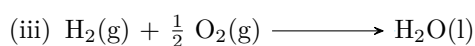
Problema 14. O trióxido de boro é um composto utilizado como aditivo da fibra óptica, na produção de vidro de borossilicato, entre outros. Esse composto é obtido pela desidratação do ácido bórico, porém também é possível consegui-lo a partir das seguintes etapas de reação.



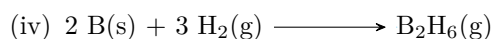
– $\Delta H = 2035 \text{ kJ}$



– $\Delta H = 44 \text{ kJ}$



– $\Delta H = -826 \text{ kJ}$



– $\Delta H = 36 \text{ kJ}$

Tendo como base as reações acima e suas respectivas entalpias, calcule a entalpia geral de formação do trióxido de boro e informe a sua equação global.

Problema 15. Considere o elemento ${}^{197}_{79}\text{X}$

- (a) Qual o número de nêutrons, prótons e elétrons que possui o íon X^{3+} ?
- (b) Se o íon X^{3+} se combinar com o oxigênio, qual a fórmula química mais provável para o composto formado?
- (c) Qual é a massa de um átomo de X? Expresse o resultado em quilograma.
- (d) Escreva a configuração eletrônica do cátion formado com os 17 elétrons de menor energia de X.

Problema 16. A solubilidade de certos sais em solução pode ser alterada drasticamente pela adição de agentes complexantes, o que pode gerar sérios problemas ambientais devido a aumentos de solubilidade de alguns poluentes na presença de resíduos químicos com propriedades complexantes.

- (a) Calcule a solubilidade do cianeto de prata, considerando apenas seu equilíbrio de precipitação.
($K_{ps} = 2,2 \times 10^{-16}$)
- (b) Calcule a solubilidade deste mesmo sal, considerando agora também seu equilíbrio de complexação entre os íons prata e cianeto e a razão $\frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Ag}(\text{CN})^{2-}]}$.
($K_1 \cdot K_2 = 5,3 \times 10^{18}$)
- (c) Calcule novamente a solubilidade deste mesmo sal, e a razão $\frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Ag}(\text{CN})^{2-}]}$, sabendo que o pH de sua solução saturada é 7,15, o que não é suficiente para que precipite óxido de prata.
($K_a(\text{HCN}) = 4,0 \times 10^{-10}$)

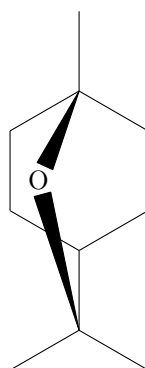
Parte A - 2014

Problema 1. Desde o Império, a seca tem causado grandes transtornos à população do Nordeste brasileiro e é uma das mais graves causas de seus problemas sociais. Caminhões pipa, que levam água às populações carentes, ajudam a amenizar os problemas. Suponha que um caminhão pipa contenha 30000 litros de água de açude, a ser clorada na dosagem de 54,0 mg/L de “cloro ativo” para eliminar microrganismos nocivos à saúde. Dispondo-se de solução de hipoclorito de sódio comercial a 12% m/V (pureza), qual o volume a ser adicionado à pipa?

Dado: considere que, em meio de ácido clorídrico, cada íon de hipoclorito reage formando uma molécula de cloro, nos cálculos de “cloro ativo”.

- (a) 1,31 L
- (b) 0,90 L
- (c) 18 L
- (d) 0,72 L
- (e) 1,25 L

Problema 2. Das folhas de eucalipto pode-se extrair um óleo que contém um composto orgânico volátil, incolor, insolúvel em água, chamado eucaliptol, cuja estrutura é representada abaixo. Devido ao seu gosto picante e cheiro agradável é usado como aromas, fragrâncias e cosméticos.



Considerando que esse composto volátil se comporta como gás ideal à temperatura de 189 °C e pressão de 78 mmHg, suas densidades, absoluta e em relação ao SO₂, igualmente considerado como gás ideal, são, respectivamente:

- (a) 1,03 e 3,25
- (b) 0,55 e 1,48
- (c) 0,42 e 2,40
- (d) 0,68 e 1,16
- (e) 0,42 e 2,40

Problema 3. A Demanda Bioquímica de Oxigênio – DBO – e a Demanda Química de Oxigênio – DQO – são parâmetros físico-químicos para a análise de águas residuais. No Brasil, a Resolução do Conselho Nacional do Meio Ambiente – CONAMA – n. 357/2005 classifica os corpos d’água e determina o valor máximo para DBO a 5 mg·L⁻¹ de oxigênio, para os de Classe 2, ou seja, as águas que podem ser destinadas ao abastecimento para consumo humano, após tratamento convencional. Um determinado frigorífico produz um efluente com vazão contínua de 100 m³h⁻¹ e possui uma DBO de 2,47 g·L⁻¹. Assinale a alternativa que apresenta o valor máximo de DBO na saída da estação de tratamento de efluentes o frigorífico e a eficiência mínima do tratamento, para que o mesmo possa ser lançado em um riacho de Classe 2 com vazão de referência igual a 1000 L·s⁻¹ e DBO = zero.

- (a) 195 mg·L⁻¹ e 87,5 %
- (b) 185 mg·L⁻¹ e 92,5 %
- (c) 180 mg·L⁻¹ e 90,5 %
- (d) 175 mg·L⁻¹ e 95,5 %

(e) $190 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ e 85,5 %

Problema 4. Os estudos de velocidade de reações químicas são de grande interesse para as indústrias químicas, nos seus diversos segmentos. Dentre os fatores que alteram a velocidade de uma reação tem-se: pressão, superfície de contato, temperatura e o uso de catalisadores. A fim de ratificar esta informação, alunos efetuaram em laboratório um experimento no qual usaram três frascos, cada um com 500 mL de ácido clorídrico $6 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, e amostras de zinco conforme abaixo:

Frasco I: um cubo de zinco com 1 g de massa;

Frasco II: mil cubos de zinco com 1 mg de massa cada um;

Frasco III: mil esferas de zinco com 1 mg de massa cada uma;

Chamando de v_1 , v_2 e v_3 as velocidades de dissolução nos casos dos frascos I, II e III, qual a ordem correta de velocidade de reação?

Dados: Área da superfície esférica, $A = 4\pi r^2$ $\sqrt{36\pi} \approx 4,8$

(a) $v_2 \gg v_1 > v_3$

(b) $v_1 > v_3 > v_2$

(c) $v_1 > v_2 \gg v_3$

(d) $v_2 > v_3 \gg v_1$

(e) $v_2 > v_1 \gg v_3$

Problema 5. Há alguns meses atrás, a fábrica de bebida *Ades* foi fechada devido à contaminação de bebidas por soda cáustica. A descoberta ocorreu após alguns consumidores ingerirem a bebida e sofrerem por queimaduras. A respeito da soda cáustica, pode-se afirmar que:

(a) É uma substância iônica e caráter ácido.

(b) É uma substância covalente e caráter ácido.

(c) É uma substância covalente e caráter básico.

(d) É uma substância iônica e com caráter básico.

(e) É uma substância e caráter neutro.

Problema 6. O ozônio (O_3) é um gás de cor azul claro, instável e altamente reativo, utilizado para a purificação de água. O processo de ozonização da água é uma forma de tratamento oxidativo que serve para degradar moléculas orgânicas que estejam na água como contaminante. É um processo muito utilizado na indústria, mas ultimamente acoplados em filtros caseiros de água, a fim de melhorar a qualidade da água consumida pelas pessoas. O ozônio também se forma fotoquimicamente na troposfera da Terra e se decompõe de acordo com a equação:



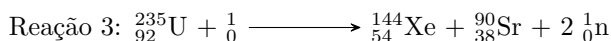
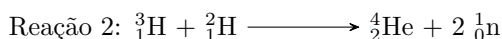
Esta reação ocorre via proposta de mecanismo em duas etapas:

Etapas 1: $\text{O}_3(\text{g}) \longrightarrow \text{O}_2(\text{g})$, rápida e reversível.

Etapas 2: $\text{O}_3(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{ O}_2(\text{g})$, lenta.

Qual lei de velocidade é consistente com o mecanismo proposto?

Problema 7. A reação nuclear é a modificação da composição do núcleo atômico de um elemento, transformando-se em outro(s) elemento(s) e emitindo grande quantidade de energia. Devido a esse enorme potencial energético, a tecnologia nuclear tem, como uma de suas principais finalidades, gerar eletricidade. No entanto, a reação nuclear pode ocorrer, controladamente, em um reator de usina nuclear ou, descontroladamente, em uma bomba atômica. Nesse contexto, qual(is), dentre as equação(ões) abaixo, representa(m) uma reação de fusão?



(a) Somente a reação 3

- (b) Reações 1 e 2
- (c) Reações 1 e 3
- (d) Somente reação 1
- (e) Somente reação 2

Problema 8. A prática da Química, seja a nível profissional ou de aprendizado, exige que Normas de Segurança sejam rigorosamente seguidas para evitar acidentes e prejuízos de ordem humana ou material. Os acidentes podem, se tomadas as devidas precauções, ser evitados ou, ao menos, ter suas consequências minimizadas. Neste sentido, assinale Falso (F) ou Verdadeiro (V) para as “Normas de Segurança em Laboratório Químico” observadas.

- (I) Dedicar especial atenção a qualquer operação que necessite aquecimento prolongado ou que desenvolva grande quantidade de energia.
- (II) Evitar armazenar reagentes em lugares altos e de difícil acesso.
- (III) Não deixar vidro quente em lugar que alguém possa pegá-lo inadvertidamente. “Vidro quente se difere de vidro frio em seu aspecto”.
- (IV) Provar ou ingerir drogas ou reagentes de laboratório, se necessário.
- (V) Rotular todas as soluções e guardar.
- (VI) Sempre que fizer a diluição de um ácido concentrado, adicione a água lentamente sobre ele, sob agitação constante e nunca ao contrário.

- (a) VVVFFF
- (b) VFFFVV
- (c) VVFFVF
- (d) VFVFVF
- (e) FVVVFF

Problema 9. Um acumulador elétrico (bateria) é um conjunto composto por eletrodos de carga oposta e uma solução carregadora de íons, o eletrólito, que, a partir de uma reação química, produz trabalho elétrico. As baterias de automóveis, as industriais, os telefones celulares e outras contêm metais-traço, como chumbo (Pb), em concentrações elevadas e, por isso, o descarte deve ser feito de acordo com as normas estabelecidas para proteção do meio ambiente e da saúde. Mas, o atendimento a essas normas ainda é incipiente e pouco efetivo devido às falhas de fiscalização. Vários estudos têm registrado elevados níveis de contaminação por Pb em águas, com concentrações acima de 0,05 ppm. Para confirmar se uma dada amostra de água residual estava contaminada, uma análise de íons Pb^{2+} foi realizada. Assim sendo, uma alíquota de 25,0 mL dessa amostra foi evaporada até secagem e foi, novamente, redissolvida em 2,0 mL de H_2O destilada. Ao recipiente contendo a amostra adicionou-se ainda: 2,0 mL de uma solução mista de tampão e 2,0 mL de uma solução de ditizona. Após, a solução foi diluída até volume de 10,0 mL. A absorbância do complexo colorido ditizona- Pb^{2+} formado pode ser comparada com o gráfico Beer-Lambert do complexo padrão, abaixo.

Sabendo que a absorbância de uma porção da solução final é de 0,13. Qual é a concentração de íons Pb^{2+} na água residual (inicial), em ppm?

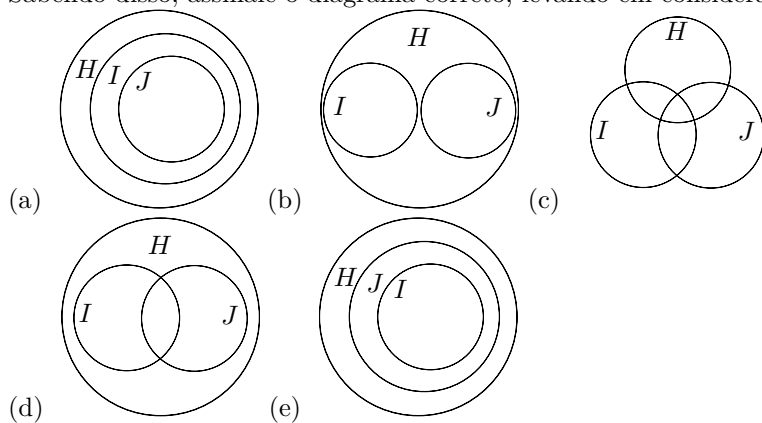
- (a) 7,2
- (b) 2,7
- (c) 1,8
- (d) 3,6
- (e) 4,2

Problema 10. Na tabela periódica, os elementos são agrupados em blocos: *s*, *p*, *d* e *f*. Sendo assim, considere:

- (a) conjunto *H* sendo o dos elementos com elétron no subnível *s* do último nível preenchido no estado fundamental;
- (b) conjunto *I* sendo o dos elementos com elétron no subnível *p* do último nível preenchido no estado fundamental;

- (c) conjunto J sendo o dos elementos com elétron no subnível d do penúltimo nível preenchido no estado fundamental;

Sabendo disso, assinale o diagrama correto, levando em consideração que não devem existir conjuntos vazios:



Parte B - 2014

Problema 11. A combustão, ou seja, reação com O_2 , é muitas vezes utilizada para a eliminação de resíduos químicos. A combustão da metilamina, CH_3NH_2 , produz monóxido de nitrogênio, dióxido de carbono e água.

- (a) Escreva as fórmulas eletrônicas (fórmula de Lewis) da metilamina e seus produtos da combustão.
- (b) Escreva a equação balanceada para a oxidação de metilamina.
- (c) Calcule a massa de água produzida a partir da combustão de 62 g de metilamina.
- (d) Calcule o número de moléculas de O_2 necessário para esta combustão.
- (e) Um engenheiro manuseia uma instalação de eliminação com 5000 L de solução aquosa de metilamina. A fim de determinar a concentração de metilamina, o engenheiro recolheu uma alíquota de 25,00 mL da solução e titulou com $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de ácido clorídrico. O volume da solução padrão de HCl no ponto final foi 35,00 mL. Calcule a concentração molar de metilamina nos 5000 L de amostra. A reação estequiométrica é:
 $CH_3NH_2(aq) + H^+(aq) \longrightarrow CH_3NH_3^+(aq)$

Problema 12. No modelo cinético dos gases ideais, a pressão sobre as paredes do recipiente pode ser quantitativamente atribuída às colisões aleatórias das partículas, essas com energia média, a qual depende da temperatura do gás. A pressão do gás pode, por conseguinte, estar diretamente relacionada à temperatura e à densidade. As partículas são consideradas como pontos infinitesimalmente pequenos. Do ponto de vista da teoria cinética dos gases, explique ou resolva:

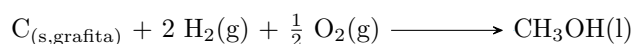
- (a) Por que a pressão de um gás é diretamente proporcional à temperatura?
- (b) A lei de Dalton das pressões parciais em termos do modelo cinético dos gases.
- (c) O comportamento da efusão de gases, para o seguinte caso: considere que um recipiente de vidro é preenchido, a temperatura ambiente, com um número igual de mols de $H_2(g)$, $O_2(g)$, e $NO_2(g)$. Os gases escoam, lentamente, através de um pequeno furo, para fora do recipiente. Após certo tempo, qual é a relação remanescente das pressões parciais dos gases no recipiente?
- (d) Considere um cilindro (com pistão móvel e de atrito desprezível) de 10 L que contém uma mistura gasosa 0,20 mol de dióxido de enxofre, 0,30 mol de nitrogênio e 0,50 mol de dióxido de carbono, a 27°C . Admitindo comportamento de gás ideal, determine as pressões parciais dos gases na mistura quando o volume do cilindro for reduzido para 5 L.

Dados: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Problema 13. Conceitos iniciais sobre ácidos e bases foram propostos pelo químico sueco Svante Arrhenius, em 1887. Em seguida, e de forma independente, novos conceitos foram formulados pelo dinamarquês Johannes Brønsted e pelo inglês Thomas Lowry, coincidentemente no mesmo ano, em 1923. E, também em 1923, o americano Gilbert Lewis propôs conceitos e definições para as reações ácido-base. Diante disso, responda:

- (a) Qual a principal limitação do conceito de Arrhenius?
- (b) Segundo Brønsted-Lowry, a água pode apresentar tanto um caráter ácido, quanto básico. Justifique a afirmação com exemplos.
- (c) Sabendo-se que o íon hidrogenossulfito é anfótero, escreva a equação química que descreva sua reação com água (hidrólise), na qual o íon atue como um ácido.
- (d) Sabendo-se que o íon hidrogenossulfito é anfótero, escreva equação química que descreva sua reação com água, na qual o íon atue como uma base.

Problema 14. O metanol (CH_3OH), o mais simples álcool existente, foi primeiramente isolado por Robert Boyle, em 1661. É um líquido volátil, incolor, altamente polar, inflamável e tóxico. É amplamente empregado nas indústrias como solvente, nos EUA como combustível e como principal agente no processo de transesterificação de ácidos graxos, na produção do biodiesel. Pode ser obtido da destilação da madeira ou sintetizado a partir do gás natural (fóssil). Experimentalmente, a sua entalpia padrão de formação, ΔH_f° , é $-239 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Com base nos valores das variações de entalpia de reações intermediárias, estime a variação de entalpia da reação global final.



em que o metanol líquido é formado a partir de seus elementos, a 25°C . Para isso, proceda da seguinte forma:

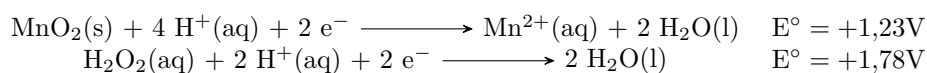
- (a) Determine a equação global e calcule a entalpia global de atomização dos elementos.
- (b) Determine a equação global e calcule a entalpia global de formação do metanol gasoso a partir das energias de ligações dos seus elementos.
- (c) Com os valores de entalpia de atomização (item (a)), de ligações (item (b)) e condensação do metanol (tabela de dados) estime a entalpia (calor) de formação do metanol.
- (d) Compare o valor estimado com o valor experimental de entalpia de formação do metanol líquido.

Reação de Atomização	$\Delta H^\circ / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, é -239 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
$\text{C}_{(\text{s, grafita})} \longrightarrow \text{C}(\text{g})$	716,7
Reação de Dissociação	
$\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{H}(\text{g})$	435,9
$\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{O}(\text{g})$	498,4
Entalpia da ligação média	
$\text{C} - \text{H}$	412
$\text{C} - \text{O}$	360
$\text{O} - \text{H}$	463
Entalpia de vaporização	
$\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$	38

Problema 15. Em condições normais, uma reação redox ocorre quando há contato entre o agente oxidante e o agente redutor. Contudo, a reação espontânea pode ocorrer sem contato direto entre oxidante e redutor, cada qual numa interface eletrodo/solução (eletrólito), sendo o par conectado através de um condutor eletrônico (fio) e um condutor iônico (ponte salina). Esse dispositivo é denominado cela galvânica ou eletroquímica, e permite a conversão de energia química em energia elétrica. Uma típica reação redox é a da oxidação do cátion de manganês (II) a óxido de manganês (IV) sólido pelo peróxido de hidrogênio, em água acidificada. Para melhor entender o fenômeno redox e termodinâmico deste sistema, um aluno de química construiu uma cela eletroquímica com eletrodos de Pt e ponte salina de nitrato de potássio, e colocou a cela em operação (fechamento do circuito) a 25 °C. Com base nas informações acima:

- (a) Faça um esquema (desenho ou figura) que represente a cela eletroquímica adequada para o estudo. Identifique todos os constituintes, por exemplo, das espécies químicas no eletrólito e componentes. Coloque o ânodo no lado esquerdo e o cátodo no lado direito.
- (b) Escreva as equações iônicas parciais e total balanceadas
- (c) Calcule o potencial da cela padrão e ΔG para a reação.
- (d) Proponha uma equação do potencial reversível da cela que você esquematizou no item (a), incluindo as concentrações das espécies que podem afetar o seu potencial.

Dados de Potencial Padrão de Redução, a 25 °C:



Constante de Faraday: $F = 965000 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Problema 16. O oxigênio e o enxofre pertencem à família dos calcogênios (6A). Apesar de possuir maior massa molar, o sulfeto de hidrogênio ou gás sulfídrico H_2S é um gás enquanto a água é líquida, à temperatura ambiente (25 °C).

- (a) Escreva a geometria da molécula do gás sulfídrico.
- (b) O ângulo $\text{H} - \text{S} - \text{H}$ no gás sulfídrico é maior ou menor que o ângulo $\text{H} - \text{O} - \text{H}$ na água?
- (c) Por que o ponto de ebulição do gás sulfídrico é menor que o da água? Justifique suas respostas.

Parte A - 2015

Problema 1. Quando pequenas quantidades de certas substâncias são aquecidas, através de uma técnica chamada ‘teste da chama’, elas emitem luz, visível ou não. Por exemplo, o cloreto de sódio, quando aquecido, emite uma luz amarela, característica do sódio. Outros sais apresentam as mesmas características quando aquecidos, porém, com cores distintas. Por exemplo, o cloreto de cálcio apresenta coloração vermelha; o cloreto de potássio, violeta; o cloreto de bário, verde.

Devido ao fato de cada um dos átomos de metais citados emitir radiação em comprimento de onda característico (luz de cor específica), o teste de chama pode, então, ser utilizado para a identificação destes elementos, teste este baseado na Teoria Atômica. Para o teste de chama acima descrito é correto afirmar que:

- (a) As cores são explicadas porque existe diferença de energia entre níveis eletrônicos e, ao aquecer as substâncias, ocorre excitação eletrônica. O elétron, ao retornar à sua orbita original, emite energia na forma de luz visível.
- (b) As cores que surgem no aquecimento são devidas a transições eletrônicas. Quando os elétrons são excitados, eles saltam de suas orbitas originais, liberando energia, na forma de luz visível.
- (c) As cores observadas estão de acordo com a Teoria Atômica de Rutherford, cientista que estudou as órbitas eletrônicas.
- (d) As diferentes cores observadas devem-se ao número de nêutrons no núcleo de cada átomo, conforme estudos de Niels Bohr.
- (e) Somente os elementos dos subgrupos 1 e 2 apresentam essas propriedades, que foram previstas pelo químico russo D. Mendeleiev.

Problema 2. As reações químicas são o coração da química. Compreender a ocorrência e os mecanismos das reações químicas permite ainda o entendimento de muitos processos que ocorrem em nossas vidas, como o metabolismo, a ação de medicamentos, o cozimento de alimentos, entre tantos outros exemplos (Rosa, M. I. F. P. S.; Schnetzler, R. P. O Conceito de Transformação Química. Química Nova na Escola, n. 8, 1998). Ao aplicar as reações químicas para quatro metais distintos (A, B, C e D) foram obtidos os seguintes resultados.

- (a) Apenas B e C reagem com $\text{HCl } 0,5 \text{ mol L}^{-1}$ para produzir H_2 no estado gasoso.
- (b) Quando o metal B é adicionado a soluções que contêm os íons dos outros metais, são formados A, C e D metálicos.
- (c) A reage com $\text{HNO}_3 \text{ } 6 \text{ mol L}^{-1}$, mas D não reage.

Com base nas informações acima, disponha os metais em ordem crescente como agentes redutores.

- (a) $\text{D} < \text{A} < \text{C} < \text{B}$
- (b) $\text{D} < \text{C} < \text{A} < \text{B}$
- (c) $\text{B} < \text{A} < \text{D} < \text{C}$
- (d) $\text{A} < \text{D} < \text{B} < \text{C}$
- (e) $\text{B} < \text{A} < \text{C} < \text{D}$

Problema 3. As substâncias de valência mista são aquelas que contêm íons em mais de um estado de oxidação formal, em uma mesma unidade molecular, que lhes atribuem propriedades supramoleculares originais com aplicabilidade em diversas áreas: conversão de energia, novos materiais, catálise e eletrônica molecular, entre outros. O caráter de valência mista é, na verdade, responsável pela coloração de vários minerais bem conhecidos (Rocha, R. C.; Toma, H. E. Transferência de elétrons em sistemas inorgânicos de valência mista. Química Nova, v. 25, n. 4, p. 624-638, 2002). O elemento ferro forma um sulfeto com a fórmula aproximada Fe_7S_8 (mineral pirrotita). Suponha que o estado de oxidação do enxofre é -2 e que os átomos de ferro, ambos existem, se encontram nos estados de oxidação +2 e +3. Qual é a proporção de Fe^{2+} para Fe^{3+} na substância?

- (a) 1,00
- (b) 1,33
- (c) 0,75
- (d) 0,40

(e) 2,50

Problema 4. As transformações químicas são representadas por equações químicas em que as substâncias que sofrem transformação – os reagentes – são escritas no lado esquerdo e as substâncias formadas – os produtos – aparecem no lado direito. As equações químicas devem ser balanceadas de acordo com as leis ponderais, principalmente na lei da conservação das massas e na lei das proporções fixas (ou definidas), nas quais o número de átomos de cada tipo de elemento tem de ser igual nos reagentes e nos produtos, bem como as quantidades de cargas. Quando a equação



é equilibrada corretamente com os menores coeficientes de números inteiros, qual é a soma dos coeficientes dos reagentes e dos produtos, respectivamente.

(a) 48 e 11

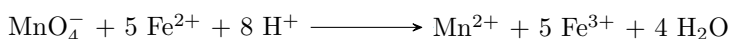
(b) 48 e 10

(c) 50 e 10

(d) 50 e 11

(e) 49 e 11

Problema 5. As titulações estão entre os procedimentos analíticos mais exatos. Em uma titulação, o analito reage com um reagente padronizado (o titulante) em uma reação de estequiometria conhecida, em que a quantidade de titulante é variada até que a equivalência química seja atingida, sendo esta equivalência verificada pela mudança de cor de um indicador ou pela mudança na resposta de um instrumento. A quantidade do reagente padronizado necessária para atingir a equivalência química é relacionada com a quantidade de analito (Skoog, D. A. Fundamentos de Química Analítica, 8ª e., Thomson, 2010, 1026 p). Para exemplificar, foram titulados 25,0 mL de uma solução que contém íons de Fe^{2+} e de Fe^{3+} com 23,0 mL de KMnO_4 0,0200 mol L^{-1} (em ácido sulfúrico diluído). Como resultado, todos os íons de Fe^{2+} foram oxidados para íons Fe^{3+} . Em seguida, uma nova alíquota de 25,0 mL da solução foi tratada com Zn metálico para converter todos os íons de Fe^{3+} em íons de Fe^{2+} . Finalmente, a solução que contém apenas os íons de Fe^{2+} consumiu 40,0 mL do mesmo titulante (solução de KMnO_4) para a oxidação para Fe^{3+} . Calcule as concentrações molares de Fe^{2+} e de Fe^{3+} na solução original. A equação iônica simplificada é:



$[\text{Fe}^{2+}]/\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ $[\text{Fe}^{3+}]/\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

(a) 0,0680 0,0920

(b) 0,0920 0,0680

(c) 0,0680 0,0460

(d) 0,0920 0,0340

(e) 0,0460 0,0340

Problema 6. O calor específico pode ser definido como a quantidade de calor que um grama de determinado material deve ganhar ou perder para que sua temperatura varie em um grau Celsius. O calor específico dos metais é baixo quando comparado a materiais como argila ou pedra, todos materiais usados na fabricação de painéis. Isso significa que, considerando painéis de mesma massa, é necessário fornecer menos calor para o metal do que para a argila para fazer com que ele atinja a temperatura de cozimento (Mortimer, E. F.; Amaral, L. O. F. Calor e temperatura no ensino da termoquímica. Química Nova na Escola, n. 7, 1998). Nesse contexto, e para efeito de comparação, são dados abaixo os valores específicos de três metais.

Metal	Fe	Pb	Zn
Calor específico, $\text{J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$	0,470	0,130	0,388

Se 1,00 g de cada metal é aquecido a 100 °C e se adicionar 10,00 g de H_2O a 25,0 °C, qual será a ordem das temperaturas das misturas finais a partir do menor para o maior?

(a) $\text{Fe} < \text{Zn} < \text{Pb}$

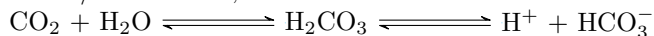
(b) $\text{Pb} < \text{Zn} < \text{Fe}$

(c) $\text{Zn} < \text{Fe} < \text{Pb}$

(d) $\text{Fe} < \text{Pb} < \text{Zn}$

(e) $\text{Pb} < \text{Fe} < \text{Zn}$

Problema 7. O sangue humano é um líquido ligeiramente básico, tamponado por processos metabólicos que mantêm o pH entre 7,35 e 7,45. Para controlar o pH do sangue, o corpo usa inicialmente o sistema ácido carbônico/bicarbonato, conforme mostrado abaixo:



Se o pH sobe acima da faixa normal, a condição é chamada de alcalose, cujo valor limite de sobrevivência por tempo reduzido é 7,8. Quando o pH do sangue está abaixo da faixa normal, a condição é chamada de acidose e o valor limite de sobrevivência por tempo reduzido é 7,0.

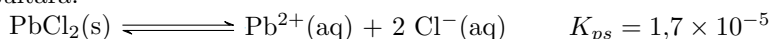
Sobre esse sistema-tampão são feitas as seguintes afirmações:

- (I) Respirando mais rápido e profundamente aumentamos a quantidade de CO_2 exalado e, assim, a concentração de ácido carbônico no sangue decresce, favorecendo a alcalose.
- (II) A inalação excessiva de fumaça aumenta a concentração de CO_2 no sangue, favorecendo a acidose.
- (III) O aumento da concentração dos íons bicarbonato no sangue provoca um aumento de pH, favorecendo a alcalose.
- (IV) A liberação excessiva de ácido láctico durante a realização de exercícios físicos pesados, provoca um aumento da concentração hidrogeniônica no sangue, favorecendo a acidose.

Estão corretas:

- (a) Todas as alternativas
- (b) Somente I, II e III
- (c) Somente II, III e IV
- (d) Somente II e III
- (e) Somente I e IV

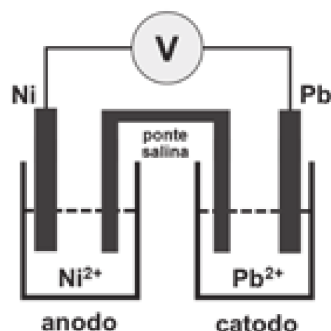
Problema 8. O equilíbrio entre uma substância sólida e seus íons hidratados em solução fornece um exemplo de equilíbrio heterogêneo. A extensão do equilíbrio na qual a reação de dissolução ocorre é expressa pela ordem de grandeza de sua constante de equilíbrio, conhecida como constante do produto de solubilidade, K_{ps} . Considerando-se o conhecimento de algumas regras gerais de precipitação e os equilíbrios de solubilidade, em contraste, podemos fazer suposições quantitativas sobre quanto de certa substância se dissolverá ou formará precipitado. Assim, ao misturar 15,0 mL de $0,0040 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de nitrato de chumbo (II) com 15,0 mL de cloreto de sódio $0,0040 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, resultará:



Dado: $4,25^{1/3} = 1,62$

- (a) Um sólido PbCl_2 irá precipitar e íons Pb^{2+} em excesso irão permanecer em solução.
- (b) Um sólido PbCl_2 irá precipitar e íons Cl^{-} em excesso irão permanecer em solução.
- (c) Um sólido PbCl_2 irá precipitar em meio aquoso.
- (d) Um sólido PbCl_2 irá precipitar e íons Na^{+} e NO_3^{-} em excesso irão permanecer em solução.
- (e) Uma solução límpida sem precipitado.

Problema 9. O dispositivo experimental usado para produzir eletricidade, a partir de uma reação espontânea, é designado por célula galvânica ou célula voltaica, em homenagem aos cientistas italianos Luigi Galvani e Alessandro Volta, que construíram os primeiros protótipos do dispositivo. O potencial da célula para a célula voltaica esquematizada abaixo é de 0,109 V, sob condições padrão, $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ e $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$. Que alteração nesta célula poderia causar um aumento na diferença de potencial entre os eletrodos?

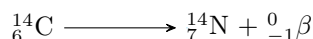


- (a) Adicionar mais solução de $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de Pb^{2+} a essa semicélula.
- (b) Usar um eletrodo de Ni com maior massa.
- (c) Adicionar 50 mL de uma solução $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de NaCl para precipitar PbCl
- (d) Diluir com H_2O a solução de $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de Ni_2^+
- (e) Usar um eletrodo de Pb com maior massa.

Problema 10. A química nuclear no pouco tempo de história da humanidade é polêmica e controversa, mas é inegável a sua importância no nosso cotidiano. Como a meia-vida de qualquer nuclídeo é constante, a meia-vida pode servir como um relógio nuclear para determinar as idades de diferentes materiais. O ^{14}C , por exemplo, tem sido usado para determinar a idade de materiais orgânicos (Figura 1). O procedimento é baseado na formação de ^{14}C por captura de nêutrons na atmosfera superior:



Essa reação fornece uma fonte de pequena, mas razoavelmente constante. O $^{14}_6\text{C}$ é radioativo, sofrendo decaimento beta com meia-vida de 5.715 anos:



Todas as seguintes sentenças abaixo são verdadeiras para o método de datação por ^{14}C , exceto:

- (a) A proporção de $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ é a mesma em organismos vivos terrestres como na atmosfera.
- (b) ^{14}C sofre β -decaimento para produzir ^{14}N
- (c) O teor de ^{14}C de um organismo é mantido constante durante sua vida e inicia decréscimo depois de sua morte.
- (d) A datação por carbono é igualmente útil para as amostras que tem milhões de anos de idade, como para as amostras que tem cerca de 10.000 anos de idade.
- (e) A proporção de $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ pode ser usada para datar uma amostra de um organismo morto

Parte B - 2015

Problema 11. A água de um reservatório de 500 m³ foi analisada quanto ao teor de cloreto, considerando-se o padrão de potabilidade estabelecido pela Portaria N° 2.914/2011 da ANVISA/MS, de limite máximo de 250 mg·L⁻¹ para este parâmetro. Dessa forma, durante a titulação, uma amostra de 100,0 mL de água consumiu 11,5 mL de solução de AgNO₃ 0,1 mol·L⁻¹, somente para reagir com os íons cloretos. Sabendo que esse reservatório deverá receber mais 400 m³ de água, com teor de cloretos de 105 mg·L⁻¹, responda:

- (a) Qual a massa de cloreto na amostra titulada?
- (b) Qual a concentração inicial de cloretos no tanque?
- (c) Ao final da adição de água no reservatório, o teor de cloretos irá atender a legislação vigente?
- (d) A fim de manter o teor de cloretos dentro do valor máximo permitido pela portaria, qual o volume de água livre de cloretos que poderia ser adicionada ao reservatório?
- (e) Qual a massa de sal de cozinha, em quilogramas, que poderia ser produzida com a massa de cloreto presente no reservatório após o recebimento dos 400 m³ de água contendo 105 mg·L⁻¹ de cloretos?

Problema 12. As lâmpadas incandescentes ou de filamento transformam energia elétrica em energia luminosa e térmica, mas, progressivamente, estão sendo substituídas por outras de menor consumo, pois perdem em calor a maior parte da energia que consomem, e transformam em iluminação apenas 5% desta. Essas lâmpadas utilizam um filamento de tungstênio que, quando percorrido por uma corrente elétrica, torna-se incandescente, produzindo luz. Uma lâmpada de 60 W, submetida a uma diferença de potencial de 220 V, é ligada quatro horas diariamente durante um mês em um cômodo onde há uma pequena planta. Essa planta consegue aproveitar cerca de 10% da energia luminosa que a atinge para a realização da fotossíntese. A partir do exposto, responda:

Dados:

- Entalpia de formação do dióxido de carbono: $-94 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - Entalpia de formação da água: $-58 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - Entalpia de formação da glicose: $-242 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - $1 \text{ cal} = 4 \text{ J}$
 - $e = 1,6 \times 10^{-19}$
- (a) Qual a energia absorvida pela planta nesse período?
 - (b) Qual o número de mols de gás oxigênio gerado?
 - (c) Quantos litros, aproximadamente, de oxigênio são gerados, sendo que a sala tem uma temperatura média de 104 °F e pressão de 1 atm?
 - (d) Sabendo que um adulto consome em média 3 L de oxigênio por minuto, quantas plantas, iguais a essa e recebendo energia nas mesmas proporções, seriam necessárias para suprir esse consumo no período de 30 dias?
 - (e) Quantos elétrons atravessaram a lâmpada nesse período?

Problema 13. O ácido láctico, CH₃–CH(OH)–COOH, recebeu esse nome porque está presente no leite azedo de gosto desagradável como um produto de ação bacteriana. É também responsável pela irritabilidade nos músculos depois de exercício vigoroso.

Dados: $10^{-3,85} = 1,4 \times 10^{-4}$; $10^{7,1 \times 10^{-10,15}} = 7,1 \times 10^{-11}$; $\sqrt{7} = 2,65$ e $10^{-2,7} = 1,6 \times 10^{-3}$

- (a) A adição de hidróxido de sódio para reduzir a acidez causada pelo ácido láctico formado pela ação de microrganismos no leite comercial para consumo humano é crime de adulteração de produtos alimentícios (art. 272 do Código Penal). Considere uma concentração de 1,8 g·L⁻¹ de ácido láctico em um lote de 500 L de leite. Qual o volume necessário para neutralizar completamente todo o ácido contido nesse lote, sabendo que a concentração do hidróxido de sódio é 0,5 mol·L⁻¹
- (b) O pK_a do ácido láctico é 3,85. Compare esse valor com o valor para o ácido propiônico (CH₃CH₂COO, pK_a = 4,89) e explique a diferença.
- (c) Calcule a concentração de íon lactato em uma solução de 0,050 mol·L⁻¹ de ácido láctico.

- (d) Quando o lactato de sódio, $(\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO})\text{Na}$, é misturado com uma solução de cobre (II), é possível obter um sal sólido de lactato de cobre (II) como um hidrato de azul-esverdeado, cuja fórmula molecular é $(\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO})_2\text{Cu}\cdot x\text{H}_2\text{O}$. A análise elementar do sólido nos diz que ele contém 22,9 % de Cu e 26,0 % de C em massa. Qual é o valor de x para o hidrato?
- (e) A constante de dissociação ácida para o íon $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ é $1,0 \times 10^{-8}$. Com base nesse valor, determine se uma solução de lactato de cobre (II) será ácida, básica ou neutra. Justifique sua resposta.

Problema 14. O ácido propanoico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$, é um ácido carboxílico que reage com a água de acordo com a equação abaixo.



A 25 °C o pH de uma amostra de 50,0 mL de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ 0,20 mol·L⁻¹ é 2,79.

- (a) Identifique o par ácido-base conjugado de Bronsted-Lowry na reação. Rotule claramente qual é o ácido e o qual é a base.
- (b) Determine o valor de K_a para o ácido a 25 °C.
- (c) Para cada uma das seguintes afirmações, determinar se a afirmação é verdadeira ou falsa. Em cada caso, explicar o raciocínio que suporta a sua resposta.
- (I) O pH de uma solução preparada pela mistura de 50,0 mL da amostra de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ 0,20 mol·L⁻¹ com uma amostra de 50,0 mL de NaOH 0,20 mol·L⁻¹ é 7,00.
- (II) Se o pH de uma solução de ácido clorídrico é o mesmo que o pH de uma solução de ácido propanoico, em seguida, a concentração molar da solução de ácido clorídrico deve ser menor do que a concentração molar da solução do ácido propanoico.
- (d) Um estudante recebe a tarefa de determinar a concentração de uma solução de ácido propanoico. Uma solução NaOH 0,173 mol·L⁻¹ está disponível para usar como titulante. O estudante utiliza uma pipeta volumétrica de 25,00 mL para transferir a solução de ácido propanoico a um erlenmeyer limpo e seco. Após a adição de um indicador apropriado para o erlenmeyer, o estudante titula a solução com NaOH 0,173 mol·L⁻¹, atingindo o ponto final após a adição de 20,52 mL de solução de base. Calcule a concentração molar da solução de ácido propanoico.
- (e) O estudante é solicitado para redesenhar a experiência para determinar a concentração de uma solução de ácido butanoico $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ em vez de uma solução de ácido propanoico. Para o ácido butanoico o valor de $\text{p}K_a$ é 4,83. O estudante reivindica que um indicador diferente será necessário para determinar o ponto de equivalência da titulação com precisão. Com base na sua resposta ao item (b), você concorda com a afirmação do estudante? Justifique sua resposta.

Problema 15. Para a reação genérica abaixo, a 298 K:



Foram obtidos os seguintes dados cinéticos:

Experimento	Concentração inicial (mol·L ⁻¹)		Velocidade Inicial (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
	$[\text{X}_2\text{Y}]_0$	$[\text{WZ}_3]_0$	
I	1,72	2,44	0,62
II	3,44	2,44	5,44
III	1,72	0,10	$2,8 \times 10^{-2}$
IV	2,91	1,33	?

- (a) Em relação a cada reagente, determine a ordem da reação. Determine também a ordem global da reação
- (b) A partir das informações da tabela, determine a Lei da Velocidade para a reação:
- (c) A partir dos dados, determine o valor da Constante de Velocidade para a reação genérica acima.
- (d) Utilizando os dados fornecidos, calcule a velocidade de reação para o Experimento IV.

- (e) A velocidade de reação aumenta por um fator de 100 na presença de um catalisador, a 298 K. A energia de ativação aumentará, diminuirá ou permanecerá a mesma? Justifique.

Problema 16. Medicina Nuclear é a especialidade que utiliza pequenas quantidades de substâncias radioativas ou “traçadores” para diagnosticar ou tratar certas doenças. Traçadores são substâncias que são atraídas para órgãos específicos (os ossos por exemplo). Quando introduzidos no corpo eles marcam as moléculas participantes nesses processos fisiológicos com isótopos radioativos. Estes denunciam sua localização por emitirem radiação nuclear (onda eletromagnética de comprimento de 0,01 a 1 nm do espectro dos raios gama). A detecção localizada de muitos fótons gama com uma câmara gama permite formar imagens ou filmes que informem acerca do estado funcional dos órgãos. Entre os radioisótopos mais utilizados está o Tecnécio-99 meta estável, usado em exames de cintilografia do miocárdio e os isótopos de Iodo 123 e 131, usados nos diagnósticos da tireoide. Sobre as informações do texto responda os itens a seguir:

- (a) Entre os isótopos mencionados o Iodo-131 emite partícula beta, os demais emitem apenas radiação gama. Escreva as suas equações de decaimento utilizando a simbologia química apropriada.
- (b) A atividade de uma amostra radioativa ou taxa de decaimento é a velocidade com que uma amostra se desintegra por unidade de tempo. No S.I. sua unidade é o becquerel (Bq) e equivale a uma desintegração por segundo. Qual a atividade de uma amostra com $2,0 \times 10^{20}$ átomos de ^{99}Tc , se sua constante de decaimento for $3,2 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$?
- (c) As meias vidas dos radioisótopos do iodo apresentados são, respectivamente, 13 horas para o 123, e 8 dias para o 131. Identifique o mais instável e explique através de suas velocidades de decaimento (atividades), considerando que ambos apresentam amostras com o mesmo número de átomos.

Dado: $\ln 2 = 0,693$

- (d) Uma amostra a ser usada em um exame de cintilografia miocárdica é rotulada com ^{99}Tc , radioisótopo que tem uma constante de decaimento igual a $0,1155 \text{ h}^{-1}$. Caso tenha sido injetado 0,5 mg desse radioisótopo no corpo de um indivíduo, quanto ele ainda apresentará em seu organismo de tecnécio-99 após dois dias e meio?
- (e) Calcule a energia gerada por 0,5 mol de fótons mais energéticos, em MeV, ou seja, em milhões de elétron-volts, que são detectados pela câmara gama

Dados:

- Constante de Planck, $K = 6,6 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$;
- Velocidade da onda eletromagnética, $c = 3,0 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$;
- $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19}$

Parte A - 2016

Problema 1. A ingestão de alimentos gordurosos pode causar uma elevação no índice de colesterol no indivíduo e, como consequência, geram-se obstruções nas artérias. Um dos exames mais utilizados para verificar tais obstruções é a cintilografia do miocárdio. Para realizá-lo, o paciente recebe uma dose de contraste que contém tecnécio metaestável (Tc-99). Esse isótopo emite radiação gama, com uma constante de decaimento igual a $3,2 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$. Considerando um paciente que recebeu uma quantidade de contraste às 14 horas de uma segunda-feira, e sabendo que após 8 meias-vidas a radiação volta ao nível seguro, assinale a alternativa que indica em qual dia da semana e hora isto irá acontecer com o paciente. Dados: $\ln 2 = 0,693$

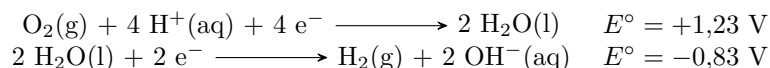
- (a) 14 horas da quarta-feira
- (b) 08 horas da manhã da quarta-feira
- (c) 14 horas da quinta-feira
- (d) 12 horas da quarta-feira
- (e) 20 horas da quarta-feira

Problema 2. O pH do suco gástrico em um indivíduo normal é igual a 2,00. Porém, devido a certos distúrbios esse valor pode chegar a 1,50 e a sensação de desconforto causada recebe o nome de azia. Uma das maneiras de restaurar o pH ao nível normal é através da ingestão de antiácidos, como o bicarbonato de sódio. Considerando que o volume de suco gástrico de um indivíduo é 400 mL, assinale a alternativa que indica a massa de bicarbonato de sódio presente num comprimido de antiácido capaz de restaurar o pH do suco gástrico no volume considerado.

Dados: $\log 3 = 0,5$

- (a) 0,672 g
- (b) 0,267 g
- (c) 0,476 g
- (d) 0,785 g
- (e) 1,145 g

Problema 3. A eletrólise é um processo químico não espontâneo aplicado em diversas etapas de fabricação de produtos. Para realizar a eletrólise da água é necessário fornecer certa quantidade de energia através de uma fonte de energia elétrica. Porém, como a água pura é um mau condutor de corrente elétrica, faz-se necessário adicionar uma pequena quantidade de K_2SO_4 para tornar o meio condutor. Com base nas semirreações a seguir, assinale a alternativa que indica a quantidade de energia que a bateria deve fornecer para decompor 1,0 mol de água?



Dados: Constante de Avogadro = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ Carga elementar $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$ Constante de Faraday = $9,65 \times 10^4 \text{ C}$

- (a) $\geq +397,6 \text{ kJ/mol}$
- (b) $\leq -397,6 \text{ kJ/mol}$
- (c) $\leq -795,2 \text{ kJ/mol}$
- (d) $\geq +795,2 \text{ kJ/mol}$
- (e) $\geq +198,8 \text{ kJ/mol}$

Problema 4. Quando uma pequena quantidade de íons H^+ ou OH^- é adicionada à água destilada a 25°C , ocorrem variações no pH. Considere que um pequeno cristal de NaOH de massa igual a 0,4 micrograma foi adicionado a 1,0 litro de água destilada. Essa quantidade é tão pequena que não ocorre variação de volume. Mesmo assim, é capaz de modificar o pH da água pura. Assinale a alternativa que indica o valor do novo pH: Dados: $K_w = 1 \times 10^{-14}$ a 25°C $\log 1,1 = 0,04$

- (a) 7,04
- (b) 5,96

- (c) 6,00
- (d) 7,02
- (e) 8,04

Problema 5. A ebulioscopia é uma técnica utilizada para a determinação da massa molar de substâncias desconhecidas. As substâncias moleculares são dissolvidas em solventes como benzeno, hexano ou tetracloreto de carbono, e em função do efeito coligativo a massa molar é determinada. Num determinado ensaio de laboratório, um técnico dissolveu 2,0 g de uma substância desconhecida (não iônica) em 63 mL de CCl_4 . Considerando os dados abaixo e a temperatura de ebulição da solução de 77°C , assinale a alternativa que indica a massa molar aproximada da substância dissolvida. Dados:

$$T_f = 250 \text{ K}$$

$$T_e = 349,5 \text{ K}$$

$$\text{Densidade } (\text{CCl}_4) = 1,59 \text{ kg/L a } 20^\circ\text{C}$$

$$K_c = 29,8 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$K_e = 5,00 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- (a) 200 g/mol
- (b) 250 g/mol
- (c) 90 g/mol
- (d) 100 g/mol
- (e) 80 g/mol

Problema 6. O zinco (do alemão Zink; Zn) é um elemento químico essencial para o nosso organismo, pois é responsável por inúmeras funções, como a síntese de proteínas, o funcionamento de alguns hormônios, o bom funcionamento do sistema imunológico e também do reprodutor. O zinco metálico pode ser obtido a partir de óxido de zinco, ZnO , pela reação a alta temperatura com o monóxido de carbono, CO .



O monóxido de carbono é obtido a partir de carbono.



Assinale a alternativa que indica a quantidade máxima de zinco (em gramas) que pode ser obtido a partir de uma amostra de 75,0 g de óxido de zinco com pureza de 87 % e 10,0 g de carbono.

- (a) 52,4
- (b) 35,3
- (c) 54,4
- (d) 36,6
- (e) 65,3

Problema 7. O que é matéria, o que é energia, como elas se relacionam? A reflexão humana sobre isso é bem antiga. Quando se delimita essa relação às aplicações tecnológicas utilizadas atualmente, mais especificamente ao tema combustíveis, muito há o que se discutir. Na tabela abaixo, são apresentadas algumas informações de combustíveis utilizados no cotidiano.

Tabela 1: Entalpia de combustão padrão para alguns combustíveis.

Combustível	ΔH° (kJ/mol)
Carbono (carvão)	- 393,5
Metano (gás natural)	- 802
Propano (componente do gás de cozinha)	- 2.220
Butano (componente do gás de cozinha)	- 2.878
Octano (componente da gasolina)	- 5.471
Etino (acetileno, usado em maçarico)	- 1.300
Etanol (álcool)	- 1.368
Hidrogênio gasoso	- 286

Assinale a alternativa que representa a proposição verdadeira.

- (a) O C_8H_{18} é um líquido nas condições padrão. A combustão completa de um mol desta substância produz mais dióxido de carbono do que a queima de um mol de qualquer outro combustível da tabela 1.
- (b) O etino apresenta menor calor de combustão do que o etanol devido à hibridização sp^2 dos átomos de carbono em sua molécula.
- (c) Num ambiente fechado, em condições normais de temperatura e pressão o propano entra em equilíbrio produzindo gás hidrogênio e grafita.
- (d) Dentre os combustíveis da tabela 1, apenas a queima do etanol produz água, devido ao mesmo apresentar hidroxila.
- (e) A queima do gás hidrogênio produz gás carbônico e água, uma vez que a queima de qualquer combustível tem como produtos gás carbônico e água.

Problema 8. O que é matéria, o que é energia, como elas se relacionam? A reflexão humana sobre isso é bem antiga. Quando se delimita essa relação às aplicações tecnológicas utilizadas atualmente, mais especificamente ao tema combustíveis, muito há o que se discutir. Na tabela abaixo, são apresentadas algumas informações de combustíveis utilizados no cotidiano.

Tabela 1: Entalpia de combustão padrão para alguns combustíveis.

Combustível	ΔH° (kJ/mol)
Carbono (carvão)	- 393,5
Metano (gás natural)	- 802
Propano (componente do gás de cozinha)	- 2.220
Butano (componente do gás de cozinha)	- 2.878
Octano (componente da gasolina)	- 5.471
Etino (acetileno, usado em maçarico)	- 1.300
Etanol (álcool)	- 1.368
Hidrogênio gasoso	- 286

Considere as proposições:

- (I) A combustão completa de oito gramas de propano gera mais calor do que a combustão completa de oito gramas de octano.
- (II) Um mol de etino contém a mesma quantidade de átomos de hidrogênio do que um mol de gás hidrogênio.
- (III) A substância em maior proporção na gasolina é o carbono na forma elementar.
- (IV) A ordem crescente dos pontos de ebulição de etanol, metano e propano é metano ; etanol ; propano.

Assinale a alternativa que indica as proposições corretas:

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

Problema 9. Um estudante formulou as proposições abaixo:

- (I) No estado sólido, as ligações de hidrogênio presentes na água sofrem um rearranjo, resultando em efeitos estruturais que conferem menor densidade ao estado sólido do que ao líquido.
- (II) Quanto maior for a eletronegatividade do átomo ligado ao hidrogênio na molécula, maior será a densidade de carga negativa no hidrogênio e, portanto, mais fraca será a interação com a extremidade positiva de outras moléculas.
- (III) As temperaturas de ebulição do tetraclorometano (CCl_4) e metano (CH_4) são iguais a $+77^\circ\text{C}$ e -164°C , respectivamente; logo, a energia necessária para quebrar as ligações C - Cl é maior que aquela necessária para quebrar as ligações C - H.
- (IV) Pesquisando os dados referentes à temperatura de ebulição e à massa molar de algumas substâncias, o estudante construiu a seguinte tabela:

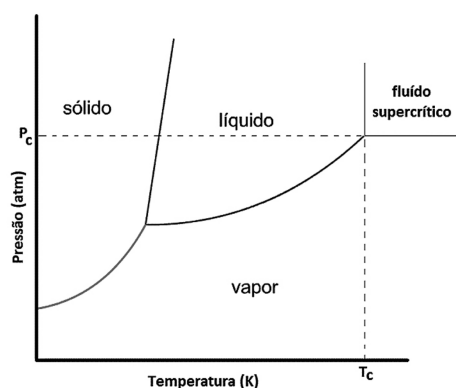
Substância	$T_e(^{\circ}\text{C})$	Massa molar (g/mol)
H_2O	100	18,0
H_2S	-50	34,0
H_2Se	-35	81,0
H_2Te	-20	129,6

O estudante, ao verificar que a água apresenta temperatura superior às demais substâncias, concluiu que essa observação pode ser explicada pelo aumento das massas molares e das interações intermoleculares, respectivamente.

Assinale a alternativa que indica as proposições corretas:

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

Problema 10. Quando uma substância no estado líquido é confinada em um recipiente, o gás e o líquido atingem o equilíbrio entre si. Sob condições específicas de pressão e temperatura (função da espécie química sob análise), as propriedades físico-químicas de ambas fases convergem para um mesmo ponto até ficarem idênticas. Este ponto é denominado de ponto crítico onde se encerra a interface gás/líquido. Assim, se encontra uma única fase de fluido supercrítico para toda substância que se encontra em condições de pressão e temperatura superiores aos seus parâmetros críticos (temperatura crítica, T_c e pressão crítica, p_c). Essa região é melhor visualizada no diagrama de fases mostrada na figura a abaixo (Adaptado de CARRILHO et al., Química Nova. v. 24, nº 4, 2001).



Os fluídos supercríticos são muito utilizados para a separação de substâncias, por exemplo, na extração de cafeína para obtenção do café descafeinado. Dentre as substâncias apresentadas abaixo, assinale a alternativa que indica a que possui a menor temperatura crítica (T_C).

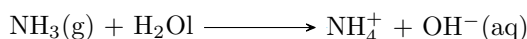
- (a) CO_2 (dióxido de carbono)
- (b) H_3COH (metanol).
- (c) $\text{H}_3\text{C}[\text{CH}_2]_3\text{CH}_3$ (pentano)
- (d) SF_6 (hexafluoreto de enxofre)
- (e) H_3CCOCH_3 (propanona)

Parte B - 2016

Problema 11. A fonte de oxigênio que aciona o motor de combustão interna de um automóvel é o ar. O ar é uma mistura de gases, principalmente, N_2 (79 % e O_2 (21 %). No cilindro de um motor de automóvel, o nitrogênio pode reagir com o oxigênio para produzir o gás de óxido nítrico, NO. Como o NO é emitido a partir do tubo de escape do carro, ele pode reagir com mais oxigênio para produzir gás de dióxido de nitrogênio.

- Apresente as estruturas de Lewis (representação por pontos) para o óxido de nitrogênio e dióxido de nitrogênio. Qual é a geometria e hibridação sobre o átomo N? Justifique a sua resposta.
- Escreva as equações químicas balanceadas para ambas as reações.
- Tanto o óxido de nitrogênio e dióxido de nitrogênio são poluentes que podem levar à chuva ácida e aquecimento global; coletivamente, eles são chamados de gases “NOx”. Em 2007, os Estados Unidos emitiram aproximadamente 22 milhões de toneladas de dióxido de nitrogênio na atmosfera. Considere que a reação do nitrogênio e oxigênio seja completa e estime quantos gramas de O_2 foram consumidos para isso.
- Os termos chuva ácida e aquecimento global foram citados no item (c). Com base em seus conhecimentos defina com clareza esses respectivos termos. Além dos gases Nox, quais os outros gases que conjuntamente são responsáveis pela chuva ácida? Justifique sua resposta.
- A produção dos gases NOX é uma reação lateral indesejada do principal processo de combustão do motor que transforma octano (C_8H_{18}), em CO_2 e água. Se 85 % do oxigênio em um motor são usados para fazer a combustão do octano e o restante usado para produzir o dióxido de nitrogênio, calcule quantos gramas de dióxido de nitrogênio seriam produzidos durante a combustão de 500 gramas de octano.

Problema 12. Quando a amônia se dissolve em água, ela ioniza e estabelece o equilíbrio a seguir:



Uma solução de amoníaco foi preparada dissolvendo 0,04 mol de amônia em 200 mL de água sem que nenhuma variação de volume fosse observada e o pH da solução foi 11,3. Se um sal com um íon comum (por exemplo, cloreto de amônio) for adicionado ao sistema, o equilíbrio irá se deslocar até que se restabeleça uma nova situação de equilíbrio. Por apresentar um odor relativamente forte e irritante enquanto o equilíbrio estiver sendo restabelecido o odor da amônia ficará mais evidenciado. Diante da situação apresentada, responda aos itens a seguir:

- Qual o valor do grau de ionização e da constante de ionização da amônia?
- Ao adicionar o cloreto de amônio o equilíbrio sofreu uma perturbação. Para qual lado o equilíbrio se deslocou, explique utilizando o Princípio de Le Chatelier.
- Como se chama a solução resultante após a adição do sal? Explique
- Se a quantidade de sal adicionada foi 1,07 g, qual o novo pH da solução?
- Quais são os pares conjugados e a geometria das espécies químicas nitrogenadas na equação inicial?

Dados:

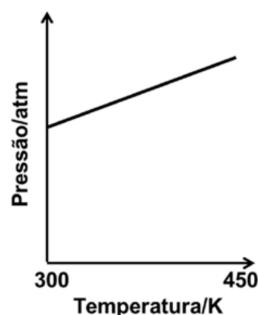
- $\log 2 = 0,3$
- $\log 3 = 0,5$
- $\log 5 = 0,7$
- $K_b = 2,00 \times 10^{-5}$

Problema 13. Em uma atividade experimental de Química, um grupo de alunos estudou o comportamento ácido/base de diversas substâncias. Os resultados obtidos com os experimentos estão sumarizados no quadro abaixo.

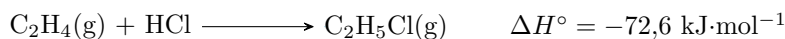
Experimento	Sistema/Solução	Observação
1	$NaNO_2(s) + H_2O(l)$	Formação de uma solução levemente básica
2	$K(s) + H_2O(l)$	Formação de uma solução básica e liberação de um gás.
3	$NaH_2PO_4(s) + H_2O(l)$	Formação de uma solução ácida.
4	$HCOOH(aq)$	pH = 2,40
5	$HCOOH(aq)$	pH = 4,50

- (a) Escreva uma equação química que represente o processo ocorrido no experimento 2.
- (b) Justifique o resultado obtido no experimento 3. Complete a sua resposta escrevendo uma equação química que justifique a observação no experimento 3.
- (c) Leia as afirmações que são apresentadas abaixo. Marque (V) para aquelas que julgar verdadeiras e (F) para aquelas que julgar falsas.
- () No experimento 1 utilizou-se uma substância que pode ser classificada como uma base de Bronsted-Lowry.
- () A diferença de pH observada nos experimentos 4 e 5 pode ser justificada pela força do ácido utilizado.
- () Uma solução aquosa de H_2SO_4 , na mesma concentração da solução usada no experimento 4, apresenta um valor de pH maior que 2,40.
- () O HCOOH do experimento 4 pode ser classificado como um ácido de Arrhenius.
- (d) Considere a seguinte afirmativa: “nos experimentos 1 e 3, se utilizarmos a mesma massa dos dois sais e o mesmo volume de água, as soluções resultantes apresentarão a mesma temperatura de ebulição.” Indique se esta afirmativa é verdadeira ou falsa e justifique sua resposta.
- (e) Com base nos valores de pH observados nos experimentos 4 e 5, determine a diferença de concentração do HCOOH .

Problema 14. Uma amostra de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ foi colocada em um recipiente rígido de 2,0 L previamente evacuado e aquecido de 300 K a 450 K. A pressão da amostra é medida e representada no gráfico abaixo:



- (a) Descreva duas razões pelas quais as alterações de pressão e temperatura do $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{g})$ aumentam. Suas descrições devem estar em termos do que ocorre em nível molecular.
- (b) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ reage prontamente com $\text{HCl}(\text{g})$ para produzir $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{g})$, conforme representado pela seguinte equação.



- (c) Propõe-se que a formação de $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{g})$ se dar via mecanismo de reação em duas etapas seguintes.
- Etapas 1: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_5^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g})$
- Etapas 2: $\text{C}_2\text{H}_5^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$
- (d) Identifique um dos intermediários no mecanismo de reação acima.
- (e) Esboce o gráfico da curva que mostra as mudanças de energia que ocorrem durante o progresso da reação. A curva deve ilustrar o mecanismo em duas etapas proposta e o comportamento da variação de entalpia da reação. Indique claramente o que significa cada eixo, a energia de ativação (E_a) para a etapa determinante da velocidade na reação e os reagentes e produtos na equação global.

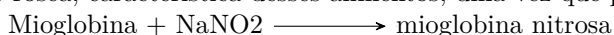
Problema 15. Atualmente, muitos suplementos alimentares contêm substâncias que beneficiam naturalmente a produção do óxido nítrico no organismo. Como fármaco, a produção de óxido nítrico se inicia com a reação entre dióxido de enxofre, ácido nítrico e água, originando, além desse gás, o ácido sulfúrico. Como produto final, o óxido nítrico é comercializado em cilindros de 32 litros, diluído em nitrogênio com uma concentração máxima de 0,08 % em massa e chega a fornecer cerca de 4.800 litros de gás a 25 °C e 1 atmosfera.

- (a) Escreva a equação química da reação de produção do NO .

- (b) Qual é a massa aproximada de NO contida no cilindro à qual se refere o enunciado da questão?
- (c) Determine a densidade do óxido nítrico em relação ao ar e ao dióxido de enxofre.
- (d) A densidade de um gás X, em relação ao dióxido de enxofre, é 2. Nas mesmas condições de temperatura e pressão, determine a massa molecular de X.
- (e) Em um recipiente fechado foram colocados 2 mols de NO(g), 4 mols de SO₂(g) e 4 mols de H₂(g) sem que pudessem reagir entre si. Tendo conhecimento que o volume total ocupado foi de 22,0 L e que a temperatura foi mantida a 0 °C, calcule as frações molares e a pressão total exercida pela mistura.

Dados: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Problema 16. Nitrito de sódio é empregado como aditivo em alimentos tais como bacon, salame, presunto, linguiça e embutidos, para evitar o desenvolvimento do *Clostridium botulinum*, (causador do botulismo) e para propiciar a cor rósea, característica desses alimentos, uma vez que participam da seguinte reação química:



(Obs.: a Mioglobina é uma proteína presente na carne, cor vermelho vivo; por sua vez, a mioglobina nitrosa está presente na carne processada, de cor rósea).

A legislação prevê uma concentração máxima permitida de 0,015 g de NaNO₂, por 100 g do alimento, uma vez que nitritos são considerados mutagênicos, pois no organismo humano reagem com bases nitrogenadas, formando nitrosaminas, que são carcinogênicas. Sendo a mioglobina uma proteína, ela possui átomos de carbono, entre outros. Entre esses átomos de carbono, uma pequena parte corresponde ao carbono-14, radioativo e emissor de partículas Beta (β).

- (a) Quando um desses nuclídeos emite radiação, a estrutura molecular da proteína sofre uma pequena mudança, devida à transmutação de um átomo do elemento carbono em um átomo de outro elemento. Descreva a equação nuclear correspondente:
- (b) Átomos de carbono-14 podem ser obtidos pelo bombardeamento de átomos de nitrogênio da atmosfera por raios cósmicos de alta energia (isto é, prótons, fótons, núcleos pesados, etc). Os raios cósmicos interagem com núcleos presentes na atmosfera, gerando partículas de energia mais baixa, como os nêutrons. Esses são absorvidos por átomos de nitrogênio-14 e transformam-se em carbono-14. Equacione esse processo nuclear:
- (c) O tempo de meia-vida do carbono-14 é de 5730 anos. A abundância do carbono-14 em um organismo vivo é de cerca de 10 ppb (partes por bilhão). Assim, a descoberta de um alimento fossilizado que contenha cerca de 1,25 ppb de carbono 14 pode ter a sua 'idade' estimada em quantos anos? Justifique:
- (d) Considerando a meia-vida do item anterior, determine a vida média e a constante cinética do carbono-14: ($\ln 2 = 0,693$)
- (e) A matéria orgânica viva possui uma relação carbono-14/carbono-12 constante. Se o organismo morre, a razão é alterada com o tempo, de forma exponencial. Em um acidente ecológico, ocorreu uma mortandade de animais, devido a um possível vazamento de produtos químicos orgânicos de uma fábrica próxima àquele meio ambiente. Como é possível, através das análises pertinentes da relação carbono-14/carbono-12, que a mortandade não ocorrera de causas naturais, mas deveu-se a produtos químicos daquela fábrica?

Parte A - 2017

Problema 1. A matemática está sempre presente na vida de um químico. Em um laboratório, um químico preparou uma solução de sulfato de potássio dissolvendo 13,92 g do sal em 100 mL de água deionizada e em seguida transferiu a solução para um balão volumétrico de 200 mL e completou o volume. Com relação à solução obtida, assinalar a alternativa incorreta:

- (a) O título da solução é igual a 0,079.
- (b) A concentração em quantidade de matéria é de $0,400 \text{ mol L}^{-1}$.
- (c) Ao se adicionar 200,0 mL de água à solução, sua nova concentração será de $34,80 \text{ g L}^{-1}$.
- (d) A solução obtida terá caráter neutro.
- (e) A concentração dos íons $\text{K}^+(\text{aq})$ é de $0,800 \text{ mol L}^{-1}$.

Problema 2. No final do século XIX, Mendeleiev apresentou à Sociedade Russa de Química sua proposta de Tabela Periódica, com muitos espaços em branco, reservados para elementos ainda não descobertos. A proposta de Mendeleiev era baseada na convicção da existência de relações periódicas entre as propriedades físico-químicas dos elementos. Um outro químico russo, Berlikov, fez duras críticas, concluindo com uma pergunta: “Pode a natureza ter espaços em branco?” Mendeleiev manteve sua proposta, que se mostrou coerente, sendo que os espaços em branco foram preenchidos gradativamente. A tabela abaixo apresenta duas propriedades periódicas, com unidades de medida adequadas:

Elemento	Propriedade 1	Propriedade 2
Berílio	1,12	215
Cálcio	1,97	141
Selênio	1,40	255

Assinalar a alternativa que indica as propriedades 1 e 2, respectivamente:

- (a) Raio Atômico e Densidade Absoluta.
- (b) Eletropositividade e Potencial de Ionização.
- (c) Raio Atômico e Potencial de Ionização.
- (d) Eletronegatividade e Raio Atômico.
- (e) Densidade absoluta e Eletroafinidade.

Problema 3. A água pura é um mau condutor de corrente elétrica e dessa forma fica muito difícil realizar sua eletrólise. Por isso, para realizar este fenômeno é necessário adicionar uma pequena quantidade de sal, como o Na_2SO_4 por exemplo, que torna o meio condutor. Considerando o movimento das espécies químicas para os eletrodos, é correto afirmar que:

- (a) no cátodo ocorre a semirreação: $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$
- (b) no ânodo ocorre a semirreação: $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
- (c) no ânodo ocorre a semirreação: $4\text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^-$
- (d) no ânodo ocorre a semirreação: $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
- (e) no cátodo ocorre a semirreação: $2\text{Na}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Na}(\text{s})$

Problema 4. As soluções têm uma importante presença no cotidiano, pois podem apresentar diversas aplicações como na composição da água mineral e do ar atmosférico, além de outras aplicações em diversas áreas, como a farmacêutica e a biológica. Dessa forma, a respeito das soluções, suas propriedades e concentrações, analisar as proposições a seguir:

- (I) Soluções verdadeiras e dispersões coloidais podem ser exemplificadas, respectivamente, pelo sangue e pela salmoura.

- (II) Misturando-se 25,0 mL de uma solução aquosa de ácido sulfúrico decimolar com 25,0 mL de solução aquosa de hidróxido de sódio $0,40 \text{ mol L}^{-1}$, após o término da reação, o pH da solução final, após a adição de reagente em excesso, é 13,0 e sua concentração em quantidade de matéria é $0,10 \text{ mol L}^{-1}$
- (III) Emulsão é uma dispersão coloidal que se dá entre dois líquidos miscíveis, que formam micelas polares.
- (IV) Considerando a solubilidade do K_2CO_3 em água igual a $1,12 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ a 20°C , uma solução que apresenta 25,0 g dessa substância em 25,0 g dessa substância dissolvida em 25,0 mL de água, nessa temperatura, é classificada como concentrada e insaturada.
- (V) Depois de certo tempo, numa salada de alface temperada com vinagre e sal, as folhas murcham em função dos efeitos coligativos de crioscopia e osmose.
- (a) Somente II e IV.
- (b) Somente III e IV.
- (c) Somente I, IV e V.
- (d) Somente I, II e III
- (e) Somente III, IV e V.

Problema 5. Durante algum tempo os químicos acreditavam que bastava conhecer a entalpia da reação para conhecer sua espontaneidade. Porém, há vários exemplos de transformações químicas que contradizem essa ideia. Para corrigir essa distorção, introduziu-se um outro parâmetro para avaliar a espontaneidade de uma reação, a entropia. O enunciado de Kelvin é: “É impossível remover energia cinética de um sistema a uma certa temperatura e converter essa energia integralmente em trabalho mecânico sem que haja uma modificação no sistema ou em suas vizinhanças”. Sobre a entropia é correto afirmar que:

- (a) A segunda Lei da Termodinâmica afirma que a entropia do universo diminui numa transformação espontânea.
- (b) Se a entropia de um sistema diminui, a transformação será necessariamente não espontânea.
- (c) A entropia padrão de uma substância pura é zero nas condições padrão.
- (d) Uma reação endotérmica e com diminuição de entropia do sistema é espontânea.
- (e) Numa transformação espontânea, a entropia do universo irá aumentar.

Problema 6. Sócrates, conhecido matemático e filósofo do período clássico da Grécia, foi condenado à morte por suas ideologias que se opunham ao governo da época, tendo como pena de morte a ingestão de cicuta. A coníina, toxina primária presente na cicuta, contém apenas carbono, hidrogênio e nitrogênio, que quando ingerida em excesso provoca paralisia e eventual morte. A combustão completa de 28,7 mg de coníina produziu 79,5 mg de CO_2 e 34,6 mg de H_2O . Assinalar a alternativa que apresenta a fórmula molecular da coníina:

- (a) $\text{C}_8\text{H}_{16}\text{N}_2$
- (b) $\text{C}_7\text{H}_{18}\text{N}$
- (c) $\text{C}_8\text{H}_{17}\text{N}$
- (d) $\text{C}_7\text{H}_{16}\text{N}_2$
- (e) $\text{C}_7\text{H}_{17}\text{N}$

Problema 7. Os ácidos, quanto à sua composição, são agrupados em hidrácidos e oxiácidos. No caso de oxiácidos, em que o elemento central é o enxofre, podem-se derivar vários ácidos devido à mudança do seu estado de oxidação. Nesse contexto, considerar os seguintes oxiácidos: H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_2 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ e $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$. Indicar a alternativa CORRETA que mostra os oxiácidos em ordem crescente de estado de oxidação do enxofre:

NO _x	+2	+3	+4	+5	+6
(a)	H ₂ SO ₂	H ₂ S ₂ O ₄	H ₂ SO ₃ H ₂ S ₂ O ₅	H ₂ S ₂ O ₆	H ₂ SO ₄ H ₂ S ₂ O ₇
(b)	H ₂ SO ₂ H ₂ S ₂ O ₅	H ₂ S ₂ O ₄ H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₃	H ₂ S ₂ O ₆	H ₂ S ₂ O ₇
(c)	H ₂ SO ₂	H ₂ S ₂ O ₄	H ₂ S ₂ O ₅ H ₂ S ₂ O ₇	H ₂ S ₂ O ₆ H ₂ SO ₃	H ₂ SO ₄
(d)	H ₂ SO ₂	H ₂ S ₂ O ₇	H ₂ SO ₃ H ₂ S ₂ O ₅	H ₂ S ₂ O ₆ H ₂ S ₂ O ₆	H ₂ SO ₄
(e)	H ₂ S ₂ O ₄	H ₂ S ₂ O ₆	H ₂ SO ₃ H ₂ S ₂ O ₅	H ₂ SO ₂	H ₂ SO ₄ H ₂ S ₂ O ₇

Problema 8. Aulas em laboratórios são utilizadas, entre outros tantos motivos, para se verificar, experimentalmente, um conhecimento adquirido em sala de aula. Assim, um professor apresenta um béquer a um aluno, com uma solução incolor desconhecida que pode ser de ácido clorídrico, ou ácido nítrico ou ácido sulfúrico. Um aluno identificou corretamente a solução de ácido sulfúrico. Para tal, ele:

- (a) adicionou gotas de um indicador para determinar a presença de íons hidrônio.
- (b) adicionou uma gota de solução de nitrato de prata e verificou a formação de precipitado.
- (c) adicionou uma solução de acetato de sódio, para formar ácido acético aquoso.
- (d) adicionou solução de amônia para obter uma solução de amônio.
- (e) adicionou gotas de uma solução de nitrato de bário, para verificar a formação de precipitado

Problema 9. Para se entender o comportamento de moléculas, é importante conhecer as suas geometrias. A geometria molecular pode definir a polaridade das moléculas e, por conseguinte, suas propriedades físicas. Sobre esse assunto, assinalar a alternativa correta:

- (a) O gás carbônico possui ligações polares, mas a molécula é apolar. A sua geometria é definida pela hibridação *sp*.
- (b) As moléculas simétricas são sempre apolares, independentemente de sua hibridação.
- (c) A amônia possui geometria piramidal, é polar e possui *sp*³, enquanto íon amônio possui geometria tetraédrica, sendo apolar e com hibridação *sp*³*d*.
- (d) As moléculas apolares apresentam forças intermoleculares do tipo ligações de hidrogênio e apresentam geometria linear, devido à hibridação *sp*.
- (e) O BF₃ tem geometria trigonal planar, por conta de sua hibridação *sp*. É uma molécula altamente polar devido à presença de flúor, que é o elemento mais eletronegativo da tabela periódica.

Problema 10. Em um laboratório, dispõem-se de alguns frascos de soluções, recém preparados nas condições ambientes, que apresentam os seguintes solutos:

- (i) Cloro.
- (ii) Sulfeto de sódio.
- (iii) Iodeto de potássio.
- (iv) Iodeto de potássio.

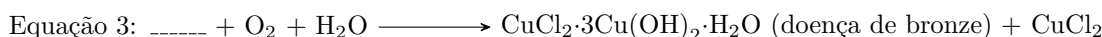
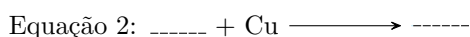
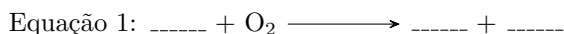
Em relação às propriedades dessas soluções, assinalar a alternativa que contém a proposição incorreta:

- (a) Ao verificar o pH da solução (ii), ela terá um valor maior do que 7,0 e a solução (iii) terá caráter neutro, à 25°C.
- (b) Misturando-se (ii) e (iv), será formado um precipitado de cor azul, o sulfeto de cobre (II).
- (c) A solução (iv) é colorida e a solução (iii) é incolor.
- (d) A solução (i) é a que apresenta a menor condutibilidade elétrica.
- (e) A mistura resultante entre as soluções (ii) e (iii) não formará precipitado.

Parte B - 2017

Problema 11. Corrosão é um termo para a deterioração dos metais através da reação química com o ambiente. Um problema particularmente difícil para o químico arqueológico é a formação de CuCl , uma substância instável, que é formada pela corrosão do cobre e suas ligas. Embora objetos de cobre e bronze possam sobreviver a soterramento por séculos sem deterioração significativa, a exposição ao ar pode fazer com que o cloreto cuproso reaja com o oxigênio atmosférico para formar óxido cuproso e cloreto cúprico. O cloreto cúprico reage então com o metal livre para produzir cloreto cuproso. A reação contínua do oxigênio e da água com cloreto cuproso causa “doença de bronze”, que consiste em manchas de um depósito verde pálido e em pó de $[\text{CuCl}_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}]$ na superfície do objeto que continuam a crescer.

- (a) Usando esta série de reações descritas, complete e equilibre as seguintes equações, que juntas resultam em doença de bronze:



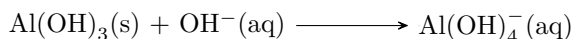
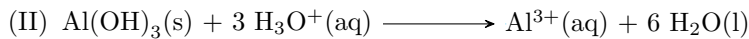
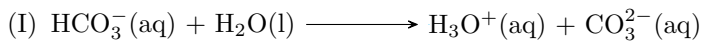
- (b) Quais espécies são os oxidantes e os redutores em cada equação?
- (c) Se 8,0% em massa de uma estátua de cobre de 350,0 kg consistia de
- (d) CuCl , e a estátua sucumbisse à doença de bronze, quantas libras de hidrato verde em pó seriam formadas?
Dado: 1 libra = 0,4536 kg.
- (e) Quais fatores podem afetar a taxa de deterioração de um artefato de bronze recentemente escavado?
- (f) A chuva ácida, que tem $\text{pH} < 5,6$, se dá em locais com elevadas concentrações na atmosfera de óxidos de enxofre, nitrogênio e carbono. Esses óxidos, carregados pela água precipitada da chuva, formam basicamente os ácidos sulfúrico, nítrico e carbônico, que são os causadores de danos ambientais e em monumentos históricos. Considerando o objeto citado no item (c), quando exposto a eventos intempéricos, nesse caso, chuva ácida, escreva a(s) provável(is) reação(ões) química(s) balanceada(s) do cobre com cada ácido.

Problema 12. O nitrogênio é o sétimo elemento da tabela periódica, ocorrendo naturalmente na forma gasosa N_2 à temperatura ambiente e é muito abundante na atmosfera. Trata-se de um elemento muito versátil, que se combina facilmente com o oxigênio, resultando em diversos óxidos de nitrogênio. Sobre o nitrogênio e seus óxidos responda:

- (a) Desenhe as estruturas de Lewis de NO , NO^+ e NO^- .
- (b) NO é um gás incolor, que se torna marrom quando exposto ao ar devido a formação de NO_2 , conforme a reação $2\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}$. O dióxido de nitrogênio pode reagir com a água, regenerando o NO . Escreva esta reação química balanceada, indicando os estados físicos das espécies e usando a seta de reação adequada.
- (c) O dióxido de nitrogênio existe em equilíbrio com seu dímero, o N_2O_4 . Qual o estado de oxidação do átomo de N no monóxido de nitrogênio, no dióxido de nitrogênio e no tetróxido de dinitrogênio? Ocorre mudança no estado de oxidação do átomo de nitrogênio do dióxido de nitrogênio quando este composto sofre dimerização? Explique.
- (d) A constante de equilíbrio em termos das concentrações (K_c) de NO_2 e N_2O_4 a 298 K é $1,70 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}$, enquanto a constante de equilíbrio em termos de pressões parciais (K_p) é $6,7 \times 10^{-5}$ para unidade em Pascal (Pa) ou 6,8 em atmosfera (atm). Escreva as expressões para as constantes de equilíbrio K_c e K_p para esta reação e, considerando a equação de Clapeyron ($pV = nRT$), deduza a relação entre K_c e K_p .
- (e) O $\Delta_r H(298\text{K})$ da reação de dimerização do dióxido de nitrogênio é -57 kJ mol^{-1} . Esta reação é endotérmica ou exotérmica? Justifique. Usando os dados contidos nessa questão sobre a dimerização do NO_2 , calcule a variação da entropia da reação de dimerização do dióxido de nitrogênio e relate o valor como $T\Delta S$. Se esta reação dependesse somente do termo entrópico, ela ocorreria espontaneamente? Justifique, considerando as condições padrão.

Dados: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ $\Delta G = -RT \ln(K)$ $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Problema 13. Segundo o dicionário Houaiss, anfótero é um adjetivo usado para uma substância (ou íon) que pode se comportar como ácido ou como base. Considerando o Golden Book da União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC – International Union of Pure and Applied Chemistry) esta propriedade depende do meio no qual a substância (ou íon) é investigada (adaptado de <http://goldbook.iupac.org/A00306.html>). Considere os quatro sistemas representados abaixo, que envolvem as seguintes espécies químicas: HCO_3^- , Al(OH)_3 , HBr e ZnO .



(a) Qual(is) do(s) sistema(s) acima apresenta(m) espécie(s) anfótera(s)? Justifique.

(b) Dê o nome de todas as espécies envolvidas nos sistemas do item anterior:

O Al(OH)_3 tem sido utilizado, comumente, na forma de antiácido, para combater a azia estomacal. Por sua vez, o ZnO é usado como pomada antisséptica, secativa e anti-inflamatória, que facilita a cicatrização da pele. O HCO_3^- tem uma vasta utilização, tais como, combate à azia, uso como fermento químico, combate ao mau cheiro oriundo da sudorese, etc.

(c) Tanto o NaHCO_3 como o NH_4HCO_3 são utilizados como fermento químico para uso alimentício, uma vez que sofrem decomposição durante seu aquecimento, formando gases que fazem crescer, por exemplo, um bolo. Partindo da mesma quantidade de ambos, uma colher de chá (equivalente a 5 g), justifique a escolha de um deles como o melhor fermento para fazer um bolo.

O Al(OH)_3 tem sido contraindicado para o uso como antiácido, porque estudos indicam que lesões cerebrais encontradas na doença de Alzheimer contém alumínio. Assim, o consumo excessivo de compostos de alumínio pode causar ou contribuir para o desenvolvimento dessa doença. Com base nesta informação, o Mg(OH)_2 tem sido mais indicado para problemas de azia estomacal, uma vez que a sua eliminação pelo corpo humano é mais rápida.

(d) Considerando uma mesma dose medicinal de Al(OH)_3 e Mg(OH)_2 , qual das duas substâncias teria uma ação mais eficaz no combate à azia estomacal? Justifique em termos químicos:

(e) Um aluno decide dissolver o ZnO em água deionizada para verificar o pH da solução resultante. Qual deverá o resultado desse experimento, tanto em relação à dissolução e ao pH?

Problema 14. Atualmente, as questões ambientais passam a limitar a competitividade das indústrias químicas ou das empresas que tenham algum processo químico, com uma legislação ambiental cada vez mais restritiva, esgotamento dos recursos naturais e com uso consciente e responsável. Sendo assim, os profissionais da química possuem importante papel na operação e otimização de processos relacionados ao controle de resíduos e ao tratamento dos efluentes industriais. Diante disso, responda os seguintes questionamentos sobre os processos de tratamento de efluentes:

(a) A cloração é considerada um processo de desinfecção aplicável à todas as águas em função de razões econômicas e de praticabilidade operacional. Dessa forma, quais os compostos de cloro mais comumente usados na desinfecção? Indique o teor aproximado de cloro ativo em cada um deles.

(b) O processo de coagulação ou floculação possui como objetivo aumentar o tamanho das partículas dispersas na água, formando flocos que favoreçam a sedimentação mais acelerada. As substâncias que realizam esse trabalho são denominadas coagulantes e seu papel é neutralizar as cargas superficiais presentes nas partículas contaminantes, permitindo que ocorra a atração entre essas partículas. Uma das principais substâncias coagulantes, utilizada em larga escala no setor industrial, é o sulfato de alumínio. Escreva a reação balanceada que representa a forma como o sulfato de alumínio se comporta quando é adicionado à água.

(c) A adsorção é um processo empregado para a remoção de partículas dissolvidas no efluente, que não podem ser removidas por processos biológicos e não foram precipitadas nos processos de coagulação e floculação. Quais os principais contaminantes que podem ser removidos por esse tipo de processo? Indique os processos de adsorção e descreva o princípio de cada um.

- (d) Lodo é o material formado nos processos de tratamento primário, nos sedimentadores do tratamento secundário (biológico) e nos sedimentadores dos floculadores. Porém, para minimizar custos com seu transporte aos aterros sanitários ou mesmo condicioná-lo a outros fins, deve-se aumentar sua concentração, em termos de matéria seca. Indique quais os principais processos utilizados para a concentração de lodo e descreva o princípio de cada um.
- (e) O que são os processos oxidativos avançados? Descreva.

Problema 15. O dióxido de enxofre é um gás emitido juntamente com óxidos de carbono na queima de combustíveis fósseis em veículos e indústrias. Esse gás, produzido naturalmente nos vulcões, é usado em alguns processos industriais, como por exemplo, na produção de ácido sulfúrico. O dióxido de enxofre é obtido a partir da combustão de enxofre ou de pirita. Outro óxido de destaque, é o óxido nítrico, um gás produzido em algumas células, que regulam o funcionamento de outras células, configurando-se como um princípio sinalizador em sistemas biológicos. Essa descoberta não só conferiu o Prêmio Nobel de Medicina em 1998 para Ignaro, Furchgott e Murad, como também abriu as portas para o desenvolvimento de tecnologias, inclusive na produção do Viagra[®]. Como fármaco, a produção do óxido nítrico começa com a reação entre SO₂, ácido nítrico e água, originando, além desse gás, o ácido sulfúrico. Como outro exemplo, tem-se o sulfeto de hidrogênio, um gás com odor de ovos podres e carne em decomposição.

Baseado nos conhecimentos sobre os gases, considere um recipiente de volume igual a 100 L a 127 °C, no qual foram adicionados 6,80 g de gás sulfídrico, 9,60 g de anidrido sulfuroso, 6,00 g de óxido nítrico e 6,60 g de anidrido carbônico. Responda:

- (a) Escreva a equação química da reação de produção do óxido nítrico.
- (b) Qual a pressão total do sistema, em equilíbrio?
- (c) Calcule as frações molares das substâncias.
- (d) Qual é a pressão parcial do gás de maior fração molar?
- (e) Com base na Lei de Graham, determine a velocidade de efusão do anidrido carbônico em relação ao gás sulfídrico.

Problema 16. O ácido acetilsalicílico, mais conhecido pelo nome comercial de aspirina, é o princípio ativo em muitos medicamentos de propriedades analgésica, antipirética e anti-inflamatória. Ele também é usado como anti-agregante plaquetário. É um monoácido fraco (fórmula molecular C₉H₈O₄) cuja base conjugada é o ânion acetilsalicilato (C₉H₇O₄⁻). É facilmente sintetizado a partir do ácido salicílico. Considere que um grama de ácido acetilsalicílico dissolve-se em 450 mL de água para obter uma solução saturada com pH ≈ 2,73. Com base nas informações determine o que pede:

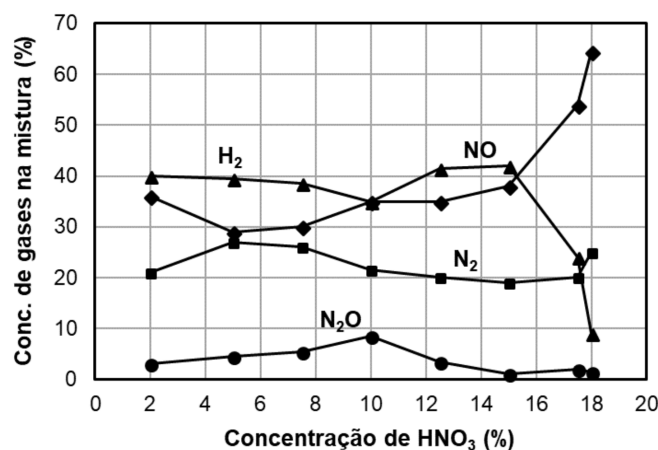
- (a) Escrever a equação química e a expressão da constante de equilíbrio do ácido na solução?
- (b) Qual é o K_a do ácido acetisalicílico?
- (c) Qual é o pH final se 50,0 mL de acetilsalicilato de sódio 0,10 mol·L⁻¹ são adicionados a solução saturada de ácido acetilsalicílico.
- (d) Qual é o pH final se 50,0 mL de HCl 0,10 mol·L⁻¹ são adicionados a solução saturada de ácido acetilsalicílico.
- (e) Qual é o pH final se 50,0 mL de NaOH 0,10 mol·L⁻¹ são adicionados a solução saturada de ácido acetilsalicílico.

Parte A - 2018

Problema 1. O escritor italiano Primo Levi, em seu livro de contos Sistema Periódico (O Sistema Periódico, Ed. Leya), narra fatos de sua vida e os associa a elementos químicos. Em um dos trechos, ele narra: “(este metal) é mole como a cera. Reage com a água onde flutua (um metal que flutua!), dançando freneticamente e produzindo hidrogênio.”. Sobre esse metal, assinale a alternativa que está correta:

- (a) É um metal de transição, caracterizado por sua baixa densidade. A reação química com a água é devida ao baixo potencial de oxidação desse metal, frente ao potencial de oxidação do hidrogênio.
- (b) É um metal que possui uma grande variação de número de oxidação (Nox), indo de +1 até +6. Esta grande variação de números de oxidação Nox confere ao elemento baixa densidade e alta reatividade, uma vez que a perda significativa de elétrons altera suas propriedades físicas.
- (c) É um metal radioativo ($Z=91$). A instabilidade nuclear, observada pela razão entre número de prótons e número de nêutrons, faz com que o elemento tenha uma massa atômica elevada e um volume atômico grande, originando uma densidade menor do que $1,0 \text{ g cm}^{-3}$ nas condições ambientes.
- (d) É um metal que apresenta propriedades diamagnéticas, por isso sofre a repulsão elétrica dos polos das moléculas de água, que o fazem flutuar. A reação que ocorre é de oxirredução, uma vez que os polos elétricos da água reagem com os polos elétricos do metal
- (e) É um metal representativo, que reage com a água formando um hidróxido correspondente, com a liberação de gás hidrogênio. O referido metal possui potencial padrão de redução negativo.

Problema 2. Um dos principais contaminantes da água para o consumo humano são os cátions alcalino-terrosos, que lhe conferem a dureza, sendo assim é indispensável à remoção desses para o atendimento aos padrões de potabilidade. Quando o magnésio reage com uma solução de HNO_3 é formada uma mistura gasosa constituída por hidrogênio, nitrogênio, monóxido de nitrogênio e óxido de dinitrogênio, cuja composição é dependente da concentração de ácido nítrico utilizada. O gráfico abaixo mostra como essa composição (em porcentagens molares) varia com a concentração da solução de ácido (SULCIUS, A. Journal of Chemical Education, v.92, p. 1971–1972, 2015):



Sobre as reações citadas e o gráfico mostrado, analise as afirmativas abaixo e assinale a correta:

- (a) Apenas a reação de produção de $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{N}_2(\text{g})$ correspondem a reações de oxirredução.
- (b) Utilizando concentrações de ácido nítrico entre 2% e 18 %, a reação que envolve a redução do nitrogênio de um número de oxidação +5 para +1 é aquela com formação de menor % de produto.
- (c) Na reação, ao utilizar a concentração de 10% de ácido nítrico, pode-se afirmar que a diferença de potencial padrão da reação de produção de gás hidrogênio é igual àquela da reação de produção de monóxido de nitrogênio, uma vez que as concentrações destes gases são iguais na composição da mistura gasosa produzida.
- (d) Os dados apresentados no gráfico possibilitam concluir que utilizando concentração acima de 16% de ácido nítrico a reação com a produção de NO é aquela termodinamicamente mais favorável.
- (e) Através apenas dos cálculos das diferenças de potenciais padrão das reações de produção dos gases (hidrogênio, nitrogênio, monóxido de nitrogênio e óxido de dinitrogênio) pode-se prever qual ou quais os produtos termodinamicamente mais favoráveis.

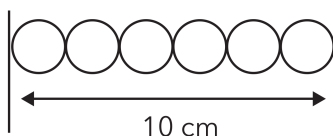
Problema 3. Há muitos sais que são solúveis em água como, por exemplo, o cloreto de sódio e o cloreto de magnésio que se encontram presentes na água do mar. Uma amostra de 0,930 g de uma mistura de NaCl e MgCl₂ foi dissolvida em água. A adição de excesso de AgNO₃(aq) fez com que todos os íons cloreto precipitassem como AgCl(s). A massa do precipitado seco foi 2,676 g. A partir desses dados, qual foi a porcentagem em massa de NaCl na mistura original?

- (a) 45,7 %
- (b) 16,9 %
- (c) 29,2 %
- (d) 23,8 %
- (e) 39,8 %

Problema 4. A formação de um sólido a partir de líquidos e/ou de gases é uma das evidências de que ocorreu uma reação química. Para demonstrar tal evidência, um recipiente de 2,5 L que contém amônia gasosa a 0,78 atm e 18,5 °C foi conectado em outro recipiente de 1,4 L com cloreto de hidrogênio gasoso a 0,93 atm e 18,5 °C, respectivamente. Sabe-se que a combinação desses gases leva a formação de cloreto de amônio sólido, logo, qual a quantidade aproximada de massa formada desse composto, o gás que sobrou nos recipientes conectados e a sua pressão?

- (a) 1,44 g; amônia; 0,166 atm.
- (b) 3,19 g; cloreto de hidrogênio; 0,332 atm.
- (c) 1,44 g; cloreto de hidrogênio; 0,332 atm.
- (d) 1,44 g; amônia; 0,332 atm.
- (e) 2,91 g; amônia; 0,166 atm.

Problema 5. As dimensões de átomos, íons e comprimentos de ligação situam-se na faixa de 10⁻¹⁰ m, que equivale 1 Å(ângstrom) ou 100 pm (picômetro). Por exemplo, o raio covalente do hidrogênio é de 74 pm. Suponha que os átomos de hidrogênio possam ser dispostos lado a lado em uma única linha, conforme sugerido no diagrama abaixo:



- (a) $7,4 \times 10^{-11}$
- (b) $7,4 \times 10^{-10}$
- (c) $2,3 \times 10^{-15}$
- (d) $1,1 \times 10^{-21}$
- (e) $1,1 \times 10^{-15}$

Problema 6. O conhecimento e o estudo da velocidade das reações são de grande interesse industrial, pois permitem reduzir custos e aumentar a produtividade dos processos fabris. Sabe-se que as reações químicas ocorrem com velocidades diferentes e estas podem ser alteradas. Para exemplificar, considere a reação abaixo representada:

A representação matemática de velocidade desta reação é:

Assim sendo, para esse caso, qual afirmação está correta?

- (a) A ordem geral é 12.
- (b) Dobrando a concentração de e e reduzindo a metade da concentração de a velocidade de reação não se altera.
- (c) A unidade da constante de velocidade, k , é mol·dm⁻³ s⁻¹.
- (d) Uma alteração na concentração de ou não afeta a velocidade de reação.
- (e) Dobrando a concentração de ou e reduzindo a metade da concentração de a velocidade de reação não se altera.

Problema 7. O Fleróvio (Fl) é um elemento químico artificial, de número atômico 114, criado em laboratório e na Tabela Periódica está situado imediatamente abaixo do chumbo. Até o momento, cientistas nucleares conseguiram sintetizar apenas alguns átomos do elemento 114 e, portanto, a aparência física de uma amostra maior ainda não é conhecida. Com base na sua posição na Tabela Periódica, o elemento 114 é mais provável que seja um:

- (a) Metal cinza-prateado.
- (b) Líquido volátil avermelhado.
- (c) Gás verde amarelo pálido.
- (d) Cristal incolor.
- (e) Sólido em pó preto

Problema 8. Visto que o petróleo é um combustível não renovável e que contribui para a poluição do meio ambiente, várias indústrias e centros de pesquisas têm se mobilizado na busca por novas fontes de energia combustível. É nesse contexto que surge o hidrogênio combustível, considerado como o combustível do futuro, por ser renovável, inesgotável e principalmente por não liberar gases tóxicos para a atmosfera. Abaixo têm-se algumas vantagens do combustível hidrogênio:

- Utilização de motores elétricos no lugar de motores a combustão, minimizando a poluição do meio ambiente;
- Seu processo de geração de energia é descentralizado, não sendo necessária a construção de hidrelétricas;
- A geração de energia por meio de pilhas à combustível é mais eficiente do que a obtida pelos processos tradicionais.

A reação abaixo representada indica a possibilidade de obtenção de hidrogênio a partir do monóxido de carbono

$$\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \quad \Delta H_m^\circ = -41,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ e } K_c = 0,625 \text{ a } 1240 \text{ K.}$$

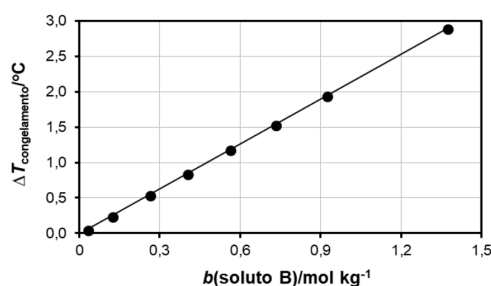
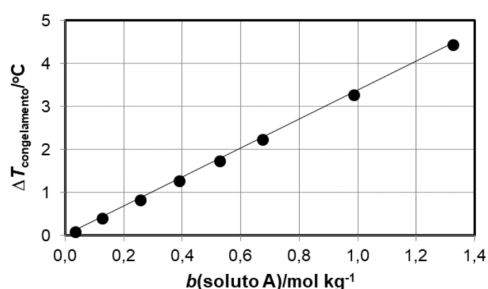
Analisando os dados da reação acima afirma-se:

- (I) Um aumento da pressão total sobre o sistema não altera o estado de equilíbrio;
- (II) Uma diminuição da temperatura favorece o aumento na produção de gás hidrogênio;
- (III) O valor de K_p e K_c nas condições dadas;
- (IV) A concentração final de cada componente do sistema, em equilíbrio, quando se misturam um mol de cada um dos reagentes com dois mols de cada um dos produtos temperatura da experiência, considerando um balão volumétrico de 1 L é: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,46 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 2,54 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Estão corretas as afirmações:

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

Problema 9. Os efeitos dos solutos nas propriedades físicas da água podem ser vistos em algumas situações comuns e de fácil compreensão, como por exemplo, ao evitar o congelamento da água nos radiadores de carros em lugares muito frios. Os gráficos abaixo foram construídos após a avaliação da variação na temperatura de congelamento de duas soluções aquosas: uma constituída pelo soluto A e outra constituída pelo soluto B.



Considerando as informações contidas nos gráficos pode-se afirmar que os solutos A e B eram respectivamente:

- (a) Brometo de cálcio e cloreto férrico.
- (b) Cloreto de potássio e sulfato de sódio.
- (c) Glicose e cloreto de sódio.
- (d) Sacarose e glicose.
- (e) Iodeto de potássio e sacarose.

Problema 10. Segundo o cientista da NASA, James Hansen, a temperatura da Terra alcançou, nas últimas décadas, uma rápida ascensão de cerca de 0,2 °C, fenômeno esse que não havia ocorrido desde a última era glacial, há 12.000 anos. Tal aquecimento se explica, conforme o cientista, pelo aumento da emissão de gases estufa. Com base nestes estudos, pode-se afirmar corretamente que são consequências do fenômeno de aquecimento global:

- (I) Devastação das florestas e savanas.
- (II) Redução do volume das geleiras alpinas e das calotas glaciais.
- (III) Maior possibilidade de formações de tempestades e ciclones tanto no Atlântico Norte quanto no Atlântico Sul.
- (IV) Redução da acidez das chuvas.
- (V) Transgressão marinha sobre partes das faixas costeiras.
- (VI) Rebaixamento do nível dos oceanos e consequente expansão das áreas litorâneas.
- (VII) Aumento do risco de degradação dos ecossistemas coralíneos.

A alternativa que apresenta apenas as consequências desse fenômeno é:

- (a) II, III, V e VII, apenas.
- (b) I, II, III, IV, VI e VII.
- (c) I, III, IV e VI, apenas.
- (d) II, IV, VI e VII, apenas.
- (e) II, III e VI, apenas.

Parte B - 2018

Problema 11. As histórias em quadrinhos (HQs) e os filmes de série daí derivados cativam milhões de fãs pelo mundo. Muitas vezes, existem erros científicos grosseiros, que fogem da realidade. Por outras vezes, as HQs criam uma ponte entre o conhecimento científico e o dia a dia das pessoas. A franquia Marvel Comics ® tem lançado filmes que se tornam grandes eventos para os aficionados. Dois metais fictícios foram utilizados em seus enredos: o adamantium (usado principalmente no esqueleto e nas garras do Wolverine e nas espadas de Deadpool), e o vibranium, utilizado na armadura do Pantera Negra e no escudo do Capitão América, além de outros usos.

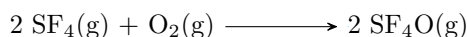
- (a) Levando-se em conta a atual Tabela Periódica, justifique o fato não ser possível a inserção de uma nova família (ou grupo) na mesma, como, por exemplo, a família 19, situada logo após a família dos gases nobres.
- (b) Explique como a temperatura influi na condutividade elétrica de um condutor metálico e de um semicondutor.
- (c) Quais as propriedades físicas comumente apresentadas pelos metais? Quais são as características estruturais responsáveis por essas propriedades?
- (d) O vibranium apresenta alta resistência mecânica, baixa densidade e é um isolante elétrico. Isso por si só é uma contradição. Explique essa contradição.
- (e) O adamantium apresenta uma alta densidade e uma alta resistência mecânica. Conforme a HQ, sabe-se que ele uma vez resfriado, não pode ser mais fundido ou moldado. Justifique a esse fato.

Problema 12. Henry G. J. Moseley (1887-1915), físico inglês, foi declarado por Rutherford como seu aluno mais talentoso. Ele estabeleceu o conceito de número atômico ao estudar os raios X emitidos pelos elementos químicos. Os raios X emitidos por alguns elementos têm os seguintes comprimentos de onda:

Elemento	Comprimento de Ondas (Å)
Ne	14,610
Ca	3,358
Zn	1,435
Zr	0,786
Sn	0,491

- (a) Calcule a frequência, ν , dos raios X emitidos por cada um dos elementos, em Hz.
Dados: Constante da velocidade da luz, $c = 3 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$.
- (b) Desenhe e analise o gráfico da raiz quadrada de ν versus número atômico do elemento.
- (c) Explique como a curva do item (b) permitiu a Moseley prever a existência de elementos ainda não descobertos.
- (d) Use o resultado do item (b) para prever o comprimento de onda dos raios X emitidos pelo elemento ferro.
- (e) Se um determinado elemento emite raios X com um comprimento de onda de $0,980\text{Å}$, qual seria esse elemento?

Problema 13. O tetrafluoreto de enxofre (SF_4) reage vagarosamente com oxigênio (O_2) para formar monóxido de tetrafluoreto de enxofre (SF_4O), de acordo com a reação representada a seguir:



- (a) Escreva a estrutura de Lewis para SF_4O , na qual as cargas formais de todos os átomos sejam iguais a zero.
- (b) Determine o arranjo estrutural de SF_4O e defina qual é a geometria molecular mais provável baseada nesse arranjo.
- (c) Use as entalpias médias de ligação fornecidas na tabela abaixo para calcular a entalpia de reação e indique se a reação é endotérmica ou exotérmica.

Ligação	Entalpia (kJ/mol)
S=O	523
O=O	495
S—F	327
O—F	190
F—F	155
O—O	146

- (d) A reação do enxofre e flúor forma vários compostos diferentes, inclusive o tetrafluoreto de enxofre e o hexafluoreto de enxofre que podem ser precursores para o monóxido de tetrafluoreto de enxofre. A decomposição de uma amostra de tetrafluoreto de enxofre produz 4,43 g de flúor e 1,87 g de enxofre, enquanto que a decomposição de uma amostra de hexafluoreto de enxofre produz 4,45 g de flúor e 1,25 g de enxofre. Mostre que os dados são consistentes com a lei de proporções múltiplas
- (e) O decafluoreto de dissulfeto é intermediário em reatividade entre SF₄ e SF₆. Ele se decompõe a 150 °C resultando nestes fluoretos monossulfurados. Escreva uma equação balanceada para esta reação e identifique o estado de oxidação de enxofre em cada composto.

Problema 14. O grau de dissociação, α , é definido como a fração de reagente que se decompõe, quando a quantidade inicial de reagente é n e a quantidade em equilíbrio é n_{eq} , então $\alpha = \frac{n-n_{eq}}{n}$. A energia de Gibbs padrão de reação para a decomposição $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$ é +118,08 kJ·mol⁻¹ a 2300 K.

- (a) Calcule a constante de equilíbrio a partir da energia de Gibbs padrão de reação no equilíbrio pela equação $\Delta G_m^\circ = -RT \ln K$. Dado da constante dos gases: $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- (b) Mostre que $\alpha = \left(\frac{2^{\frac{1}{2}} K}{p^{\frac{1}{2}}} \right)^{\frac{2}{3}}$.
- (c) Calcule o grau de dissociação de H₂O a 2300 K e 1,00 bar.
- (d) Calcule as frações molares das substâncias no equilíbrio.
- (e) O grau de dissociação aumentará ou diminuirá, se o valor da pressão for duplicado na mesma temperatura? Além do cálculo, qual o efeito que justifica que mantém o equilíbrio?

Problema 15. Com base em medidas experimentais e cálculos de mudanças de entalpia, o químico suíço G. H. Hess sugeriu em 1840, que para uma dada reação, a variação de entalpia é sempre a mesma, esteja essa reação ocorrendo em uma ou em várias etapas (Lei de Hess). Para exemplificar, em um experimento para estimar a entalpia molar padrão de formação de butano (a partir de seus elementos), os seguintes valores foram determinados por calorimetria:

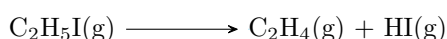
- (1) $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \frac{13}{2}\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta_c H_m^\circ = -2657,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- (2) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta_f H_m^\circ = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- (3) $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta_f H_m^\circ = -483,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

- (a) Qual é a variação de entalpia molar padrão de formação do butano?
- (b) A partir dos dados das reações de combustão e de formação faça um diagrama de entalpia representando a formação do butano.
- (c) A partir dos dados de entalpias de ligação e mudança de estado físico estime a entalpia de formação para 1 mol de butano?

Tipo de Ligação	$\Delta_f H_m^\circ$ (kJ·mol ⁻¹)
C—C	346,8
C—H	413,4
H—H	436,0
Mudança de estado físico	
C(grafita,s) \longrightarrow C(g)	716,7

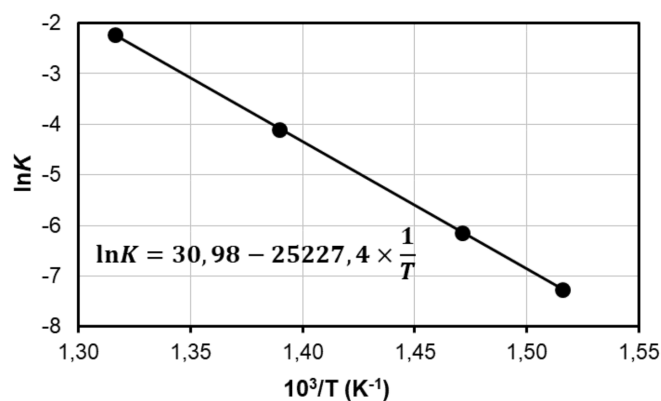
- (d) Qual o erro percentual observado para a entalpia de formação de 1 mol de $C_4H_{10}(g)$ estimada no item (a) e (c), respectivamente? A que você atribuiria tal erro?
- (e) O butano é o principal componente do GLP (gás liquefeito de petróleo), conhecido como gás de cozinha. Atualmente, o valor comercial médio de um botijão de gás de 13 kg é de R\$ 70,00, e ocupa o volume de 31 litros. Considere que uma doméstica comprou um botijão de gás para seu consumo em um fogão a gás, após certo período não se conseguia produzir chama no fogão a 25 °C. Com base nas informações acima, calcule a massa de GLP retido no botijão e qual a perda financeira na substituição do mesmo (considere que esse GLP seja composto apenas de butano).

Problema 16. O iodoetano é um líquido incolor usado como precursor em reações orgânicas de alquilação na indústria farmacêutica e na produção de defensivos agrícolas. A decomposição do iodoetano é representada pela equação abaixo.



Considere o conjunto de dados apresentado abaixo, obtidos durante o estudo da reação citada:

k	$7,20 \times 10^{-4}$	$2,20 \times 10^{-3}$	$1,70 \times 10^{-2}$	0,110
T (K)	660,0	680,0	720,0	760,0



- (a) Determine a energia de ativação de Arrhenius para a reação citada e o valor do fator A.
- (b) Determine o valor da constante de velocidade da reação à temperatura de 400 °C.
- (c) Explique como um catalisador influencia na variação de entalpia e constante de equilíbrio de uma reação química.
- (d) Apresente as estruturas de Lewis para o reagente e para os produtos da reação representada, indicando a geometria de cada carbono.
- (e) Faça uma previsão comparativa das polaridades do iodoetano, do eteno e do iodeto de hidrogênio.