

QUÍMICA

2015



**PROGRAMA NACIONAL
OLIMPIADAS DE QUÍMICA**



**PROGRAMA NACIONAL
OLIMPIADAS DE QUÍMICA**

Prof. Henry de Holanda Campos
Reitor da Universidade Federal do Ceará

Prof. José Arimatéia Dantas Lopes
Reitor da Universidade Federal do Piauí

Inácio Francisco de Assis Nunes Arruda
Secretário da Ciência, Tecnologia e Educação Superior do Ceará

Profa. Márcia Maria Tavares Machado
Pró-Reitora de Extensão da UFC

Prof. Miguel Ferreira Cavalcante Filho
Pró-Reitor de Extensão da UFPI

Prof. Robério Fernandes Alves de Oliveira
Presidente da Associação Brasileira de Química

Prof. Sérgio Maia Melo
Coordenador do Programa Nacional Olimpíadas de Química

Prof. José Arimatéia Dantas Lopes
Vice-coordenador do Programa Nacional Olimpíadas de Química e
Coordenador da equipe de medidas educacionais

Prof. Cristiano de Almeida Cardoso Marcelino Jr.
Coordenador da equipe de elaboração dos exames experimentais (vídeos)

Prof. Francisco Dantas Filho
Coordenador da equipe de elaboração dos exames teóricos

ISSN: 1809-2012

Imprensa Universitária
Universidade Federal do Ceará

Organização de originais:
Prof. Sérgio Melo

Capa:
Maherle

Editoração e Projeto Gráfico:
Maherle/Sérgio Melo

2015 © Programa Nacional Olimpíadas de Química
Lançamento em 26.11.2015 por ocasião da solenidade de encerramento dos eventos: XXI Olimpíada Norte/Nordeste de Química, Olimpíada Brasileira de Química Júnior e Olimpíada Brasileira de Química - 2015
Tiragem: 15.000 exemplares.

Distribuição gratuita



Parte 1

Calendário	4
Mensagem do Reitor da UFC aos participantes da OBQ	5
Opinião.....	7

XXI Olimpíada Norte/Nordeste

Exames	9
Soluções escolhidas.....	15
Resultados.....	23

VIII OBQ Júnior

Exames Fase I	25
Exames Fase II	34
Soluções escolhidas	38
Resultados.....	41
Destques de 8º. ano	39
Destques das escolas públicas	40

OBQ 2015

Fase III Modalidade A.....	46
Fase III Modalidade B.....	59
Soluções escolhidas.....	73
Resultados - Modalidade A.....	84
Resultados - Modalidade B	86

Parte 2

PROCESSO SELETIVO	98
OBQ Fase IV.....	88
OBQ FASE V	91
OBQ FASE VI	92

47th International Chemistry Olympiad

Exame Teórico.....	104
Exame Prático.....	131

XX^a Olimpíada Iberoamericana de Química

Exame Prático.....	156
Exame Teórico.....	165

Destques Olímpicos.....	185
Depoimentos.....	192
Considerações Finais	195
Endereços dos Coordenadores.....	197



Data	Hora	Atividade
27/01/2015	15h	Fase IV da OBQ-2014 (Exame sobre técnicas laboratoriais com o objetivo de selecionar a equipe que representará o Brasil em Azerbaijão e em Teresina).
01/03/2015 a 14/03/2015	8h-12h e 14h-18h	Curso de Aprofundamento e Excelência (Fase V) para os 15 estudantes selecionados no exame de conhecimentos de laboratório. Ministrado pela UFRN.
18/04/2015	9:00h	Exames da Olimpíada Brasileira de Química - 2014 Fase VI
30/04/2015	23h	Divulgação dos nomes dos quatro estudantes que representarão o Brasil nas competições internacionais.
23/05/2015	14h	XXI Olimpíada Norte/Nordeste de Química - XXI ONNeQ. Cinquenta estudantes por estado. Inscrições restritas aos coordenadores-estaduais.
Após 28/06/2015	23h	Divulgação de resultados da XXI Olimpíada Norte/Nordeste de Química.
01/06 a 08/08/2015	on line	Inscrições para a VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior. Escolas inscrevem seus alunos de 8º e 9º anos do ensino fundamental.
08/08/2015		Exames da VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior - OBQjr, para estudantes de 8º e 9º anos. (Fase I). Lançar as notas até 21/08/2015.
20 a 29/07/2015		47ª Olimpíada Internacional de Química, Baku - Azerbaijão. http://icho2015.msu.az/
01 a 22/08/2015		Inscrições para a Olimpíada Brasileira de Química - 2015. Vinte e cinco estudantes por estado na modalidade A (penúltima série do ensino médio ou série anterior), 25 estudantes por estado na modalidade B (3a série).
29/08/2015	14h	Exames da Olimpíada Brasileira de Química - 2015 - Fase III - Modalidades A e B. Questões analítico-expositivas.
05/09 a 14/09/2015		20ª Olimpíada Ibero-americana de Química, Teresina- PI.
19/09/2015	14h	Exames da VIII OBQjr. (Fase II). (OBS: só serão recebidos os exames da 2ª fase se postados nos Correios até 08.10).
19 a 25/10/2015		Semana Nacional de Ciência e Tecnologia
Após 04/10/2015	23h	Divulgação dos resultados da OBQ-2015, a partir de 04/10/2015. (48h para recurso do gabarito)
Após 25/10/2015	23h	Divulgação de resultados da VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior - VIII OBQjr, a partir de 25/10/2015.
26 e 27/11/2015	8:30h a 18:00h	Reunião do Conselho de coordenadores, em Fortaleza.
26/11/2015	19:30h	Solenidade Nacional de Encerramento e Premiação das Olimpíadas de Química, em Fortaleza. Teatro José de Alencar.



Mensagem do Reitor da Universidade Federal do Ceará aos participantes das Olimpíadas de Química

A Química está mais presente em nossas vidas do que costumamos imaginar. Alimentos e medicamentos, combustíveis e fertilizantes, tintas e cosméticos, em quase tudo o que passa pelas nossas mãos, na sociedade moderna, há uma contribuição dos estudos e pesquisas do profissional da Química. Daí sua importância na construção de um modelo saudável de sociedade, onde se invista na qualidade de vida, sem descuidar da responsabilidade social e ambiental.



Hoje, após experimentar extraordinário desenvolvimento teórico e metodológico, a ciência de Lavoisier busca os caminhos para seguir avançando, através das grandes vertentes em que se desdobrou, no século XX, para melhor explicar o ambiente que nos cerca: Química Orgânica, Química Inorgânica, Bioquímica, Físico-Química e Química Analítica. Tão complexa quanto interdependente, ela tornou-se, verdadeiramente, uma Ciência Central, estabelecendo conexões naturais com a Física, a Geologia, a Biologia e outras áreas do saber.

É claro que esse universo merece toda a atenção dos que trabalham com a Educação em nosso país. O surgimento das Olimpíadas de Química, em 1986, coloca-se como um marco no ensino dessa disciplina, na medida em que passou a incentivar os estudantes e suas escolas a se engajarem numa salutar competição de conhecimentos, cujos benefícios se projetam por todo o sistema, despertando vocações e motivando, de uma forma natural, o estudo e a pesquisa. Não é por acaso que o Programa Nacional Olimpíadas de Química, criado em 1995 pela Universidade Federal do Ceará e outras 17 instituições federais de ensino, se expandiu com o passar dos anos, atraindo hoje milhares de participantes em todos os estados brasileiros.

As Olimpíadas se orientam por uma série de valores, que incluem o reconhecimento do potencial criativo dos jovens e da educação como base da cidadania, assim como o incentivo à ética, à responsabilidade social, à honestidade e ao trabalho em equipe. Esses postulados se tornam cada vez mais importantes diante dos novos desafios que se colocam para os profissionais da Química, confrontados que são, diariamente, pela necessidade de desen-



volverem tecnologias limpas, que respeitem o meio ambiente, que levem a uma exploração racional dos recursos naturais e que coloquem em primeiro plano o ser humano e os interesses coletivos.

Ao externar meu convencimento de que as Olimpíadas de Química têm cumprido seu papel, ajudando a formar profissionais não apenas competentes, mas também conscientes de sua missão, transmito a todos os participantes dessa contenda da inteligência os votos de muito sucesso em seus projetos, augurando que o trabalho agora realizado consolide seu interesse pela Química e os ajude a se firmarem, futuramente, na seara profissional.

Henry de Holanda Campos

Reitor da Universidade Federal do Ceará-UFC

*"O cientista não é o homem que fornece
as verdadeiras respostas;
é quem faz as verdadeiras perguntas"*

Claude Lévy-Straus

antropólogo franco belga, (1908-2009)



Fuga de professores

Maioria dos alunos que ingressam em licenciaturas de física, biologia, matemática e química não conclui o curso

Ao investigar a base de dados do Censo da Educação Superior no Brasil, a pesquisadora Rachel Pereira Rabelo descobriu um dado inédito e preocupante: dos alunos que ingressaram em 2009 nos cursos de licenciatura em física, biologia, matemática e química, apenas uma minoria consegue concluir o curso. A situação mais preocupante está em física, onde somente um em cada cinco (21%) estudantes obtém o diploma. Em matemática e química, a relação é de apenas um em cada três universitários (34% em ambos os cursos). Em biologia, a taxa é de 43%.

Os dados constam de sua dissertação de mestrado na Escola Nacional de Ciências Estatísticas do IBGE. Rachel, que é também servidora do Inep (instituto vinculado ao MEC responsável pelas avaliações e censos educacionais), conseguiu trabalhar pela primeira vez com dados longitudinais dos estudantes, ou seja, pôde acompanhar até 2013 a trajetória de uma mesma geração de alunos que ingressou nesses cursos cinco anos antes. Isso só foi possível porque, a partir de 2009, os dados do censo permitiram identificar cada universitário em todo o seu percurso acadêmico.

Além de uma minoria de alunos conseguir se diplomar nessas licenciaturas, a tese mostra que, desses poucos que se formam, a maioria, uma vez no mercado de trabalho, acaba desistindo da profissão e migra para outras ocupações, possivelmente em busca de melhores salários.

O olhar de Rachel para essas quatro licenciaturas se justifica porque elas estão entre as de maior déficit de professores em sala de aula. A tese mostra que somente 20% dos profissionais que dão aulas de física no país possuem formação adequada para esta disciplina. Esses percentuais são um pouco maiores nos casos de química (35%), biologia (52%) e matemática (64%).

Outro dado que revela o tamanho do problema nessas áreas é o percentual de alunos na educação básica que não tiveram professores nessas disciplinas. Em 2013, de acordo com o Censo Escolar, um terço das turmas do ensino médio não tiveram docentes de biologia (33%), química (35%) ou física (36%) para dar aulas. Em matemática, a proporção foi de 25%.

Ou seja, uma parcela nada desprezível de nossos jovens têm formação precária nessas disciplinas porque sequer havia professor com titulação adequada para dar aulas.



O problema não é novo, e, nos últimos anos, o Ministério da Educação tentou combatê-lo estimulando a criação de novos cursos ou tentando atrair mais alunos para essas áreas de formação de professor, oferecendo bolsas e outros incentivos tanto para professores já em atuação, mas com formação inadequada, quanto para novos alunos que pretendem seguir a carreira docente.

Esse esforço, até agora, tem se mostrado insuficiente para dar conta do desafio. Com base nas taxas de ingresso, conclusão, e em componentes demográficos e do mercado de trabalho, Rachel fez projeções do número de professores em sala de aula até 2028. Elas indicam que o problema é mais preocupante em física e matemática, pois, mesmo no cenário mais otimista, a estimativa é de que chegaremos em 2028 com um número menor de professores até do que o verificado hoje nessas duas áreas.

Ao fim, a conclusão do estudo é de que seria muito mais eficiente desenvolver políticas para evitar a evasão nesses cursos do que priorizar a ampliação do número de vagas. É como se estivéssemos insistindo em colocar mais água numa banheira com vazamentos por todos os lados.

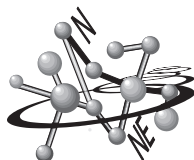
Antônio Góis

Antônio Góis é jornalista e colunista do GLOBO, especializado em educação.

Publicado em 20.04.2015 Jornal O Globo.

*"Seja qual for o seu sonho - comece.
Ousadia tem genialidade, poder e magia."*

Goethe



XXI Olimpiada Norte-Nordeste de Química

23/05/2015

LUZ, CIÊNCIA E VIDA

“Luz, ciência e vida” é o tema da **12ª Semana Nacional de Ciência e Tecnologia - SNCT 2015** e baseia-se na decisão da Assembleia Geral das Nações Unidas, que proclamou 2015 como o **Ano Internacional da Luz**, com objetivo de celebrar a luz como matéria da ciência e do desenvolvimento tecnológico.

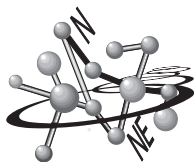
Hoje, nas grandes cidades, o excesso de iluminação polui o céu, mas por outro lado, ainda existem muitos lugares no mundo onde a escuridão da noite é quebrada apenas pelas luzes das lamparinas a querosene, que comprometem a saúde de quem as utiliza, fazendo com que a luz esteja ligada de forma visceral à vida na terra e ao caminho da humanidade.

As plantas, quando expostas à luz do sol, realizam o processo da fotossíntese, de extrema importância para a manutenção do equilíbrio biológico nos diversos ecossistemas do planeta. Todas as reações que ocorrem durante este processo são essencialmente químicas.

Da mesma forma, no desenvolvimento econômico e tecnológico, a indústria química transforma as matérias-primas presentes na natureza em produtos úteis ao homem, desde a fabricação de bens como computadores e automóveis, até itens como plásticos, vidros, papel e tintas que também são resultados de transformações químicas.

Assim, o desafio atual é socializar o conhecimento da ciência Química, a fim de desmistificá-la como vilã nos principais impactos das atividades humanas, e promover o aperfeiçoamento das indústrias químicas, de forma a assegurar a sustentabilidade ambiental, econômica e social de seus processos e produtos, bem como contribuir para a permanente melhoria da qualidade de vida da sociedade.

A Comissão



XXI Olimpíada Norte-Nordeste de Química

23/05/2015

QUESTÃO 1

Em química é muito comum nos depararmos com substâncias que aparentemente não têm aplicações no cotidiano e por isso acabam não recebendo a devida importância dos estudantes. Um exemplo disso são as substâncias COCl_2 (cloreto de carbonila ou fosgênio), SOCl_2 (cloreto de tionila), o SO_2Cl_2 (cloreto de sulfurila) e o POCl_3 (cloreto de fosforila). Essas substâncias são extremamente importantes na síntese orgânica devido ao arranjo espacial de seus átomos que apresentam um centro eletrofílico e grupos abandonadores. São extremamente perigosos devido sua facilidade de reação com a água, que gera gás clorídrico. Sobre essas substâncias e suas reações, responda:

- Em cada uma das substâncias acima há ligação dupla. Explique, com base na carga formal dos átomos, por que essa ligação prevalece sobre a ligação coordenada nas moléculas de SOCl_2 e POCl_3 .
- Apresente as fórmulas estruturais planas de todas as substâncias citadas no enunciado acima e suas respectivas geometrias moleculares.
- Escreva as equações químicas balanceadas da reação do COCl_2 e do SOCl_2 com a água, respectivamente.
- O cloreto de sulfurila forma-se através da reação entre o cloreto de tionila com oxigênio atômico. Escreva a reação e identifique as espécies reagentes que se comportam como ácido ou base de Lewis.
- Classifique as substâncias citadas no enunciado acima quanto à sua polaridade, justificando em função do momento dipolar resultante.



QUESTÃO 2

A caracterização de uma substância requer a determinação da fórmula química seguida da fórmula estrutural que pode ser feita por diversas técnicas analíticas, desde as mais clássicas, como a gravimetria, e as específicas, como a espectroscopia. A decomposição dos organismos é acompanhada pela formação de substâncias de odores indesejáveis, como a **putrescina**. Em uma análise elementar de 0,5000 g dessa substância foi estimada 272,70 mg de carbono e 68,18 mg de hidrogênio, e o restante corresponde à massa de nitrogênio. A massa molar determinada experimentalmente para a putrescina é 88 g mol^{-1} .

Responda aos itens a seguir:

- Escreva a fórmula empírica e fórmula molecular da putrescina.
- A putrescina é uma diamina terminal, com base nessas informações apresente o nome sistemático e sua fórmula estrutural.
- Determine o número de moléculas de putrescina na amostra analisada.
- Determine o número de átomos de nitrogênio na amostra analisada.
- O odor desagradável exalado pela putrescina pode ser neutralizado, ou pelo menos reduzido, quando em contato com substâncias de caráter ácido. Escreva a equação da neutralização da putrescina com ácido clorídrico.

QUESTÃO 3

A soldagem é o procedimento de fixação de materiais metálicos com aplicação de calor ou pressão. O tipo de solda que visa unir os materiais por adição de calor é denominado *soldagem por fusão*, pois se baseia na fusão das partes metálicas a serem unidas. Para isso, faz-se uso de um maçarico, que é um equipamento capaz de produzir chama pela queima de um combustível. Suponha que, em um dia de sol, com temperatura próxima dos 30°C , um mecânico deseja efetuar uma solda em um objeto de ferro e, para isso, ele precisa fundir cerca de 100 g, referentes à ponta do objeto metálico. Assim, ele utilizou um maçarico tendo o acetileno, C_2H_2 , como combustível. Para efeito de cálculos considere os seguintes dados:

Entalpia de formação do dióxido de carbono, $\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2, g) \approx -394 \text{ kJ mol}^{-1}$



Entalpia de formação da água, $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, l) \approx -286 \text{ kJ mol}^{-1}$

Entalpia de formação do acetileno, $\Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_2, g) \approx +227 \text{ kJ mol}^{-1}$

Calor específico do ferro, $c(\text{Fe}) \approx 0,46 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$

Calor de latente de fusão do ferro, $L(\text{Fe}) \approx 268 \text{ J g}^{-1}$

Temperatura de fusão do ferro, $T(\text{Fe}) = 1535 \text{ }^\circ\text{C}$

Pede-se:

- Represente os orbitais híbridos e "p" puros do carbono no acetileno.
- Represente a reação química resultante da queima do acetileno (combustão completa).
- Qual a quantidade mínima de calor necessária para fundir os 100 g de ferro?
- Calcule a entalpia de combustão do acetileno.
- Determine a quantidade mínima de massa de acetileno gasta na soldagem.

QUESTÃO 4

A reação de fusão nuclear que ocorre no Sol produz luz e calor que, ao atingir a superfície terrestre, "movimenta" a vida na Terra. Um processo natural que se utiliza da energia disponibilizada pelo sol é reação de fotossíntese, $6\text{H}_2\text{O}(l) + 6\text{CO}_2(g) \xrightarrow{h\nu} 6\text{O}_2(g) + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s)$, em que o gás oxigênio é liberado enquanto que o carbono é assimilado para produção de biomassa. Mas, o homem, desde dos primórdios, dominou uso do fogo e vem desenvolvendo tecnologias de uso de várias fontes de energia para atender as suas necessidades mais básicas. Como exemplo, a tecnologia de energia fotovoltaica, ainda de elevado custo de instalação, que converte energia solar em energia elétrica através de células fotovoltaicas com base no princípio fotoelétrico. Outras fontes de energia são também supridas pela energia solar, entre elas a energia eólica e a hídrica. Com base no supracitado texto, responda às seguintes perguntas:

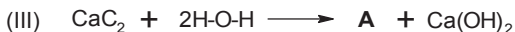
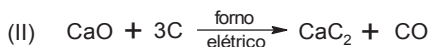
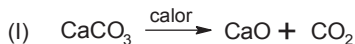
- Descreva a principal reação de fusão nuclear que ocorre na superfície do Sol.
- Sabe-se que a entalpia padrão de combustão da glicose a 25°C é $-2808 \text{ kJ mol}^{-1}$. Com base na reação de fotossíntese acima estime a entalpia de formação para produzir 10 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Dados: $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, l) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$ e $\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2, g) = -395 \text{ kJ mol}^{-1}$.

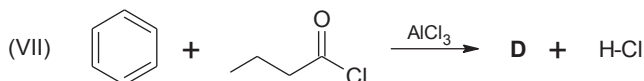
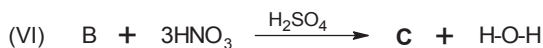
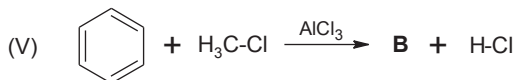
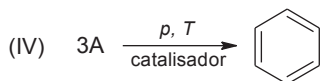


- c) Numa estação de energia solar são dispostos 30 painéis retangulares de células de Si de dimensão de 0,92 m x 2,00 m cada. Considerando que uma área de 1 m² produz em média 100 W de potência e que 1W = 1 J.s⁻¹. Qual a quantidade de energia emitida pelo Sol durante 5 horas em um dia ensolarado.
- d) Com base no estudo dos gases como está relacionada a energia eólica para produção de energia elétrica?
- e) A energia hídrica é o aproveitamento dos movimentos das águas de rios com desníveis naturais ou artificiais que movimentam as turbinas para produção de energia elétrica. A fórmula da potência instalada de uma hidrelétrica (P) é $P = \rho Q h g \eta$, onde ρ é a densidade de água (kg m⁻³), Q é vazão de água (m³ s⁻¹), h é a altura da coluna d'água (m), g é a aceleração da gravidade (≈ 10 m s⁻²) e η é o rendimento do sistema (valor relativo). Agora, estime o volume médio de água por segundo da usina hidrelétrica de Belo Monte em construção no rio Xingu, no Pará, considerando 125 metros de altura de queda d'água para gerar 11,25 mil megawatts, com 90 % de eficiência e densidade da água de 10³ kg m⁻³. Dados: 1 W = 1 J s⁻¹ = 1 kg m² s⁻³.

QUESTÃO 5

O gás acetileno é muito utilizado em oficinas de automóveis, maçaricos para solda, amadurecimento artificial de frutas etc. Também é utilizado como matéria-prima para a obtenção de diversas outras substâncias. Pode ser obtido a partir do carbonato de cálcio, principal componente do calcário, utilizando o coque (carvão) como um dos reagentes. A seguir, é apresentada uma sequência de reações, mostrando a obtenção do acetileno e sua transformação em substâncias relacionadas:



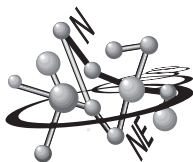


De acordo com as reações acima, responda aos itens abaixo:

- Determine a fórmula estrutural e o nome sistemático das substâncias A, B, C e D.
- Numa amostra de calcário foi extraída a massa de 750 g de carbonato de cálcio. Essa massa foi utilizada para a produção de acetileno, com rendimento de 80 %. Calcule a massa de acetileno produzida.
- Qual é o volume ocupado, nas CNTP, pelo acetileno produzido no item (b)?
- O cloreto de alumínio, usado como catalisador nas reações (V) e (VII), é considerado ácido ou base de Lewis? Justifique.
- Identifique qual dos produtos acima é utilizado na fabricação de explosivos e descreva sua reação de decomposição.

*"Quando Deus mudar o itinerário, não se frustre,
Ele sabe o que há depois da curva".*

Desconhecido



XXI Olimpíada Norte-Nordeste de Química

MELHORES RESPOSTAS

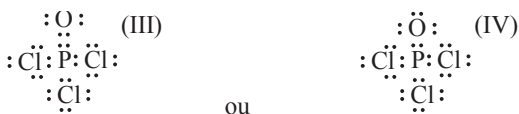
Questão 01

Resolução de **Breno Carvalho Cirne De Simas**, Colégio Ciências Aplicadas - RN

a) Fórmulas de Lewis

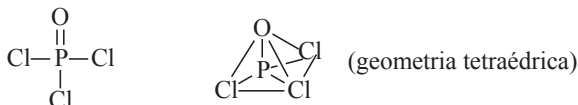
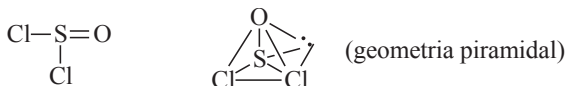


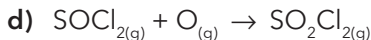
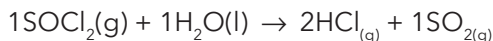
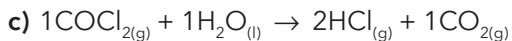
Na estrutura I, as cargas formais dos ligantes são todas iguais a 0, enquanto que na estrutura II temos uma carga formal +1 para o enxofre e -1 para o oxigênio. Dessa forma, a estrutura I é a mais estável por apresentar menor soma dos módulos das cargas formais:



Da mesma forma, a estrutura III possui todos os ligantes com carga formal nula, enquanto que IV tem o fósforo com carga formal +1 e o oxigênio com carga -1, logo III é uma estrutura mais estável, o que justifica a prevalência da dupla.

b)





O oxigênio age como ácido de Lewis (receptor de par isolado) e o SOCl_2 como base de Lewis (doador de par isolado)

e) Todas as substância apresentadas apresentam desigual distribuição de cargas em suas estruturas, e têm, por isso vetor momento dipolar elétrico não-nulo. Logo, são polares.

Questão 02

Resolução de **Seon Augusto De Souza Ferreira**, Colégio Militar - BA

a) Para facilitar os cálculos, pode-se tratar de uma amostra hipotética de 1 g, multiplicando os valores experimentais por 2:

1g: 545,4 mg C

136,6 mg H

1g - (545,4+136,36) = 318,24 mg N

Dividindo-se pelas respectivas massas molares:

545,4 mg C = 45,45 mmol C => 500/11 mmol C

136,6 mg H = 136,36 mmol H => 1500/11 mmol H

318,24 mg N = 22,73 mmol N => 250/11 mmol N

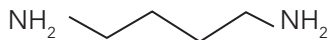
Dividindo pela menor fração:

Proporção: 2C : 6H : 1N => logo, a fórmula empírica é (C₂H₆N)

Como a fórmula empírica tem massa molecular de 44 g/mol, duas vezes ela dará a putrescina. Assim, a fórmula molecular da putrescina é $2 \times (\text{C}_2\text{H}_6\text{N}) = \text{C}_4\text{H}_{12}\text{N}_2$



b)



Butan-1,4-diamina (1,4-butandiamina)

b) O número de mols de moléculas na amostra pode ser encontrado através da massa molar:

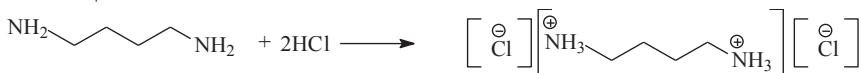
$$N = m/MM \Rightarrow n = 0,5 / 88\text{g/mol} \therefore n = 0,0057\text{mol}$$

$$1\text{mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$N_p = 0,0057 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 3,43 \times 10^{21} \text{ moléculas}$$

1 molécula de putrescina = 2 átomos de nitrogênio

$$N = 2 N_p = 2 \times 3,43 \times 10^{21} = 6,86 \times 10^{21} \text{ átomos de nitrogênio}$$



Questão 03

Resolução sugerida

Represente os orbitais híbridos e "p" puros do carbono no acetileno.

Resposta:

No acetileno o carbono apresenta hibridização sp, ou seja, tem dois orbitais híbridos "sp" de dois orbitais "p" puros. Estes orbitais podem ser assim representados:

i - os orbitais híbridos "sp" e formam as ligações δ (sigma)

ii - os orbitais "p" puros formam as ligações π (pi)

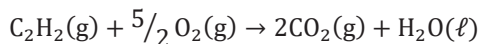
A molécula de etino (acetileno) pode ser assim representada:

as ligações entre os orbitais híbridos são as ligações δ ; os orbitais se ligam de frente e tem superfície de contato maior;

os orbitais p puros formam ligações π ; os orbitais se ligam em paralelo, a superfície de contato é menor; portanto, as ligações π são mais fracas, mais fáceis de serem rompidas.



Equaciona-se a queima do acetileno:



Calcula-se a energia necessária para fusão dos 100 g de ferro:

$$Q_1 = m \times c \times \Delta T$$

$$Q_1 = (100 \text{ g}) \times (0,46 \text{ J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}) \times [(1535 - 30) \text{ } ^\circ\text{C}]$$

$$Q_1 = 69230 \text{ J}$$

$$Q_2 = m \times L$$

$$Q_2 = (100 \text{ g}) \times 268 \text{ cal g}^{-1}$$

$$Q_2 = 26800 \text{ cal}$$

$$Q_t = Q_1 + Q_2 = (69230 + 26800) \text{ cal}$$

$$Q_t = 96030 \text{ J} \approx 96 \text{ kJ}$$

Calcula-se a entalpia de combustão:

$$\Delta H = \left\{ [2 \times (-394) + (-286)] - \left(\frac{5}{2} \times 0 + 227 \right) \right\} \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H = 1301 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Determina-se então o número de mols e a massa de acetileno gasta

$$1301 \text{ kJ} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ mol}$$

$$96 \text{ kcal} \quad \text{-----} \quad n$$

$$n = 0,074 \text{ mol}$$

$$m(\text{acetileno}) = n \times M(\text{acetileno}) = (0,074 \text{ mol}) \times (26 \text{ g mol}^{-1})$$

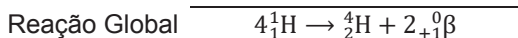
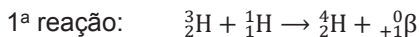
$$m(\text{acetileno}) = \mathbf{1,92 \text{ g}}$$



Questão 04

Resolução sugerida

- a) A reação de fusão nuclear do Sol proposta sugere que se inicia com dois núcleos atômicos hidrogênicos com sucessivas reações dando origem ao hélio, conforme mecanismo abaixo.



- b) A partir dos dados fornecidos pode-se calcular a entalpia padrão molar de formação da glicose:

$$\Delta_r H^\circ = [6 \times \Delta_f H^\circ(\text{O}_2, g) + \Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6, s)]$$

$$- [6 \times \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \ell) + 6 \times \Delta_f H^\circ(\text{O}_2, g)]$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6, s) = \Delta_r H^\circ + 6 \times \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \ell) + 6 \times \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2, g) - 6 \times \Delta_f H^\circ(\text{O}_2, g)$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6, s) = [2808 + 6 \times (-286) + 6 \times (-394) - 6 \times 0] \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6, s) = -1268 \text{ kJ mol}^{-1}$$

E para 10 g de glicose a entalpia ou calor é:

$$\Delta_f H(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6, s) = -1268 \text{ kJ mol}^{-1} \times \frac{1 \text{ mol}}{180 \text{ g}} \times 18 \text{ g} = -126,8 \text{ kJ}$$

- c) A área total dos painéis é

$$A_T = N_p \times A_p = 30 \times (0,92 \text{ m}) \times (2,00 \text{ m}) = 55,2 \text{ m}^2$$

E a potência total gerada pelos painéis é

$$P_T = \frac{P_m}{A} \times A_T = \frac{100 \text{ W}}{1 \text{ m}^2} \times 55,2 \text{ m}^2 = 5520 \text{ W}$$

Assim, pode-se calcular a energia emitida pelo Sol em megajoules (1 W =

$$E = P \times \Delta t = (5520 \text{ J s}^{-1}) \times \left(5 \text{ h} \times \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \right) = 99,36 \text{ MJ}$$

A energia eólica é o aproveitamento da energia cinética contida nas massas



de ar (mistura de gases) em movimento (vento) que promove a rotação de hélices para a geração de eletricidade. Os movimentos do ar ocorrem praticamente pela energia solar que aquece a atmosfera, ou melhor, aumenta a temperatura dos gases atmosféricos (energia térmica) que aumenta proporcionalmente ao quadrado da velocidade média desses gases (energia cinética). E como uma mistura de gases comporta-se como um fluido, a relação térmica e cinética está correlacionada entre a teoria cinética dos gases e lei dos gases ideais, pela expressão dada por

$$E_c = \frac{1}{2}mv_m^2 = \frac{3}{2}kT$$

onde:

E_c é a energia cinética média das moléculas de gás

m é a massa do gás

k é constante de Boltzmann ($1,38 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$)

T é a temperatura termodinâmica.

c) Rearranjando a fórmula para calcular a vazão média temos:

$$Q = \frac{P}{\rho h g \eta} = \frac{11,25 \times 10^9 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-3}}{(10^3 \text{ kg m}^{-3})(125 \text{ m})(10 \text{ m s}^{-2})(0,9)}$$
$$Q = 10^4 \text{ m}^3 \text{ s}^{-1}$$

Questão 05

Resolução de **Eric Pereira Queiroz Moreira**, Colégio Ideal - PA

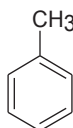
a)

A



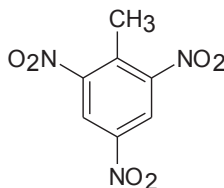
Etino

B



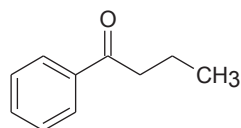
metilbenzeno
(tolueno)

C



2,4,6-trinitrotolueno

D



1-fenilbutan-1 ona



- b) De acordo com os coeficientes estequiométricos das reações I, II e III a proporção molar do acetileno e do cálcio é de 1:1, logo o n de acetileno é de 0,75 mol x 10, porém esse resultado é para 100%. Assim é feita a proporção de 100% para 0,75 e 80% para x, onde x é 0,6 mol, logo 0,6 mol de acetileno é dividido para 26g/mol de cálcio onde o resultado é 15,6 gramas e multiplicando por 10 o resultado é 156g.

CaCO ₃		CaO
100%	-----	0,75
80%	-----	x

$$x = 0,6 \text{ mol}$$

$$x = \frac{0,6 \text{ mol}}{26 \text{ g}}$$

$$X = 15,6 \text{ g} \times 100 = 156 \text{ g}$$

c)

$$1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 22,4 \text{ L}$$

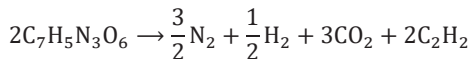
$$6 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad V$$

$$V = \frac{(6 \text{ mol}) \times (22,4 \text{ L})}{1 \text{ mol}}$$

$$V = 134,4 \text{ L}$$

- d) O AlCl₃ é um ácido de Lewis, isso é observado na sua estrutura de Lewis, pois se observa que o Al possui 6 elétrons em sua camada de valência, assim ele pode receber um par de elétrons o que caracteriza os ácidos de Lewis.

- e) A substância usada como explosivo é a (C), 2,4,6-trinitrotolueno.

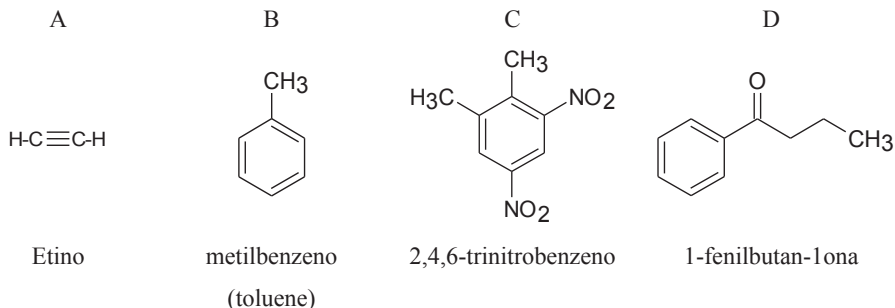




Questão 06

Resolução sugerida **Gustavo De Souza Medeiros**. Colégio Motivo - PE

a)



b) De acordo com as reações vê-se que 1 mol de CaCO_3 produziu 1 mol de C_2H_2 . Como o rendimento é de 80%, 1 mol de CaCO_3 produzira 0,8 mols de C_2H_2 . Logo 7,5 mol de CaCO_3 produzira 6 mols de C_2H_2 , massa molar de C_2H_2 é 26 g conseqüentemente 6 mol serão 156g.

c)

$$1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 22,4 \text{ L}$$

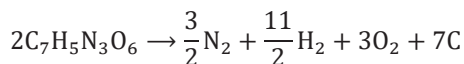
$$6 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad V$$

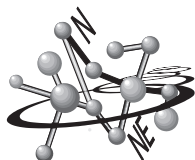
$$V = \frac{(6 \text{ mol}) \times (22,4 \text{ L})}{1 \text{ mol}}$$

$$V = 134,4 \text{ L}$$

O AlCl_3 é um ácido de Lewis, pois ele age como um receptor de elétron e se torna o ion AlCl_4^-

d) A substância usada como explosivo é a (C), 2,4,6-trinitrotolueno. O reagente de entalpia muito alta decompõem-se em várias substancia estáveis de modo que a reação é muito exotérmica e até explosiva.





XXI Olimpíada Norte/Nordeste de Química – 2015

RESULTADOS

Nome	Cidade	UF	Escola	Nota	Escore
O U R O					
Seon Augusto de Souza Ferreira	Salvador	BA	Colégio Militar	45,50	100,0
Renner Leite Lucena	Fortaleza	CE	Farias Brito	43,25	95,05
Tiago de Sousa Viana	Fortaleza	CE	Master Bezerra	43,00	94,51
Gabriel Ferreira Gomes Amgarten	Fortaleza	CE	Ari de Sá	42,50	93,41
Giovanni Elson Rafael de Souza	Fortaleza	CE	Farias Brito	42,00	92,31
Lucas Bastos Oliveira	Fortaleza	CE	Master Sul	42,00	92,31
Matheus Fortunato J.Barros	Salvador	BA	Col. Integral	41,75	91,76
P R A T A					
Davi Oliveira Aragão	Fortaleza	CE	Colégio Militar	41,25	90,66
William Chaves Lima	Fortaleza	CE	Farias Brito	41,00	90,11
Breno Carvalho Cirne de Simas	Natal	RN	Ciências Aplicadas	40,50	89,01
João Guilherme Madeira Araújo	Fortaleza	CE	Farias Brito	40,00	87,91
Eric Pereira Queiroz Moreira	Belém	PA	Ideal	40,00	87,91
João Martins Cortez Filho	Teresina	Pi	Dom Barreto	40,00	87,91
Gabriel Henrique Cabezas Assis	Fortaleza	CE	7 de Setembro	39,75	87,36
Carlos A. C. de Vasconcelos Filho	Maranguape	CE	Farias Brito	39,50	86,81
Francisco Luiz Isael Junyor	Fortaleza	CE	Farias Brito	39,50	86,81
Flávia Pineiro Nery	Salvador	BA	Antônio Vieira	39,25	86,26
Gustavo Militão S. do Nascimento	Manaus	AM	Colégio Militar	39,00	85,71
Ana Angélica Luz Pereira	Teresina	Pi	Dom Barreto	38,75	85,16
Dayanne Rolim Carvalho	Fortaleza	CE	Farias Brito	38,50	84,62
Matheus Cardoso Aragão	Fortaleza	CE	Ari de Sá	38,50	84,62
Gabriel Barbosa Meireles	Fortaleza	CE	Antares	38,45	84,51



BRONZE					
João Guilherme Porto Santos	Aracaju	SE	Colégio Amadeus	38,00	83,52
Breno Maia Baptista	Fortaleza	CE	Farias Brito	37,75	82,97
Italo Lesione de Paiva Rocha	Fortaleza	CE	Master Bezerra	37,75	82,97
Eduardo Nunes Velloso	Natal	RN	Salesiano S. José	37,50	82,42
Italo Rennan Lima Silva	Fortaleza	CE	7 de Setembro	37,25	81,87
Sávio de Oliveira Brilhante	Fortaleza	CE	Farias Brito	37,25	81,87
Gustavo Manfio Leme de Campos	Fortaleza	CE	Farias Brito	37,00	81,32
João Luís Sousa Guedes Alcoforado	Recife	PE	Marista São Luis	37,00	81,32
Amanda Camelo Paulino	Fortaleza	CE	Ari de Sá	36,75	80,77
Marcelo Lotufo Manzano	Palmas	TO	Colégio Olimpo	36,75	80,77
Marcelo Araújo Guanabara	Fortaleza	CE	7 de Setembro	36,50	80,22
Carolina de Sousa Sampaio	Salvador	BA	Colégio Anchieta	36,25	79,67
Felipe Vieira Coimbra	Teresina	Pi	Dom Barreto	36,00	79,12
Pedro Teotônio de Sousa	Fortaleza	CE	Ari de Sá	35,75	78,57
Isabel Maria Oliveira Macêdo Lima	Teresina	Pi	Dom Barreto	35,75	78,57
Juan Freire Dantas Galvão	Fortaleza	CE	Farias Brito	35,25	77,47
Ana Luísa Vieira Ferreira	Caucaia	CE	Colégio Master	35,00	76,92
Cefas Vieira da S. Almeida Ferreira	Teresina	Pi	Colégio Lavoisier	34,95	76,81

A lista de alunos agraciados com **MENÇÃO HONROSA** e **DEMAIS CLASSIFICADOS** na **XXI Olimpíada Norte/Nordeste de Química** encontra-se disponível em **www.obquimica.org**.

*"Abandonar uma ilusão nos deixa mais sábios
que encontrar uma verdade"*

Ludwig Born



VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior - Fase I

8º e 9º anos do Ensino Fundamental

INSTRUÇÕES

1. A prova consta de 20 (vinte) questões objetivas, cada uma contendo quatro alternativas, das quais você deve assinalar apenas uma.
2. A prova tem duração de 3 horas.
3. Você receberá o gabarito após 1 hora do início da prova, para registrar as suas opções de respostas.

Boa prova!

A imagem abaixo será utilizada nas questões 1 e 2.



01 Em qual dos componentes desse tipo de lâmpada existe uma maior quantidade de silício?

- A) Base B) Bulbo C) Filamento D) Haste

02 Um gás inerte deve ser adicionado no interior dessa lâmpada para evitar a presença de oxigênio. Entre as opções abaixo, que gás teria essa indicação?

- A) Argônio B) Fósforo C) Sódio D) Urânio

**03 Uma estudante recebeu um bilhete contendo a seguinte composição:**

52 Te Telúrio	95 Am Americio	8 O Oxigênio
----------------------------	-----------------------------	---------------------------

Considerando essas informações e as configurações eletrônicas dos elementos químicos utilizados (O: $1s^2 2s^2 2p^4$; Te: $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$;

Am: $[\text{Rn}] 5f^7 7s^2$), quem elaborou essa composição escolheu dois elementos da tabela periódica que

- A) se localizam no mesmo período.
- B) se encontram num mesmo grupo.
- C) são considerados gases nobres.
- D) são metais gasosos e radioativos.

04 A ferrugem, óxido de ferro, é o resultado da reação do ferro com o oxigênio, quando esse metal está em contato com a água e/ou com umidade do ar. Em ambientes úmidos, isso ocorre numa esponja de aço (lã de aço-carbono) e num prego, por exemplo.

Uma substância simples que participa do fenômeno químico descrito acima é o (a)

- A) aço. B) água. C) ferrugem. D) oxigênio.

05 Um processo de separação de uma mistura é ilustrado abaixo.

Considerando que houve adequação da técnica utilizada nesse procedimento, no béquer acima do funil há uma

- A) solução.
- B) substância pura, apenas.
- C) mistura homogênea.
- D) mistura heterogênea.





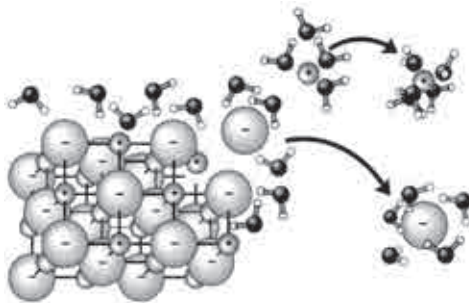
06 Um material produzido a partir de matéria orgânica, na ausência de oxigênio, tem a seguinte composição química média:

Gás (Fórmula química)	Teor em volume (%)
CH ₄	55 - 75
CO ₂	25 - 45
N ₂	0 - 3
H ₂	0 - 2
O ₂	0 - 0,1
H ₂ S	0 - 1

Essas especificações são correspondentes ao

- A) ar comprimido. B) biogás.
C) gás de cozinha. D) gás para balões de festas.

07 Analise a imagem mostrada abaixo.



<http://bioquimicaufal.blogspot.com.br/>

Ela ilustra o início da dissolução de

- A) vinagre em água. B) açúcar em etanol.
C) um sal na água. D) uma moeda em um ácido.



08 O “melado” é um líquido xaroposo obtido pelo aquecimento do caldo de cana (*Saccharum officinarum*) para retirada da água, ou a partir da rapadura, por processos tecnológicos adequados.

Adaptado de http://www.anvisa.gov.br/anvisa/legis/resol/12_78_melaco.htm

A preparação do melado envolve uma operação de

- A) destilação simples B) destilação fracionada
C) evaporação D) fusão

09 Em muitas culturas há registros de diferentes objetos produzidos para atividades similares. Um exemplo desses aparatos tecnológicos é mostrado na figura abaixo.

Esse equipamento é um(a)

- A) centrífuga. B) destilador.
C) nebulizador. D) panela de pressão.



Fonte: http://elprofe-sabe.blogspot.com.br/2013_04_01_archive.html

Leia o texto abaixo. Ele será utilizado nas questões 10 e 11.

O Mg é o oitavo elemento químico em abundância na crosta terrestre. Industrialmente, o magnésio metálico tem sido obtido a partir do processamento do $MgCl_2$ fundido. Por sua vez, o $MgCl_2$ tem sido obtido de jazidas salinas ou a partir da água do mar. Um dos produtos de magnésio mais conhecido é o “leite de magnésia”, a suspensão aquosa de hidróxido de magnésio ($Mg(OH)_2$), que é usada como anti-ácido. Nos vegetais, o Mg está presente na clorofila ($C_{55}H_{72}O_5N_4Mg$), substância essencial para a fotossíntese.

Adaptado de <http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc12/v12a11.pdf>

10 Em que momento o elemento químico destacado no texto acima está presente na forma de uma substância simples?

- A) Na clorofila
B) Nas jazidas salinas
C) No processamento do $MgCl_2$ fundido
D) Na composição do leite de magnésia

**11 A suspensão usada como anti-ácido é uma**

- A) substância simples B) substância pura
C) mistura heterogênea D) mistura homogênea

12 O recipiente ao lado foi projetado para armazenar dois produtos alimentícios, que possuem propriedades diferentes. Imiscíveis, um deles é uma solução, o outro uma mistura que contém vários constituintes.

A fase menos densa e a mais densa são ocupadas, respectivamente, por:

- A) azeite de oliva e vinagre. B) vinagre e azeite de oliva.
C) vinho e vinagre. D) vinagre e vinho.



Fonte: carbonodesign.com.br

13 Uma teoria bem aceita defende que os elementos químicos naturais foram produzidos por um processo denominado "nucleossíntese". A partir do elemento mais leve e mais abundante do universo, outros elementos mais pesados são formados no interior das estrelas por processos conhecidos como fusão ou fissão nuclear.

De acordo com essa teoria, a nucleossíntese ocorre a partir do

- A) Au. B) H. C) Na. D) O.

14 É difícil de estimar a importância da tabela periódica. Uma das suas principais qualidades é a de prever a propriedade dos elementos químicos e dos compostos que vão se formar por suas combinações. Tal previsibilidade é o reflexo dos elementos estarem agrupados na tabela não só pela ordem crescente de seus números atômicos, mas também em função de sua

_____ I _____. Esta, por sua vez, está no fundamento das _____ II _____.

Ourides Santin Filho

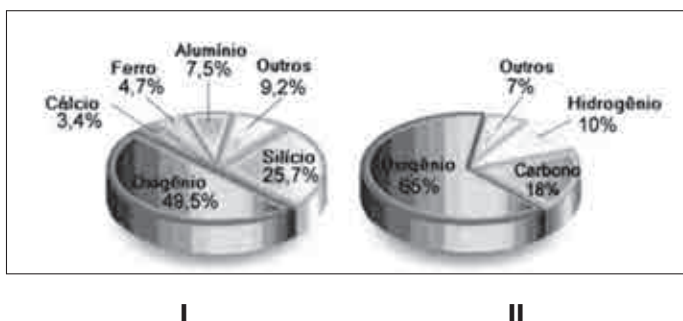
Fonte: <http://www.clickciencia.ufscar.br/portal/edicao24/>



O texto é completado de forma correta quando I e II correspondem, respectivamente, à

- A) densidade e cores das substâncias.
- B) distribuição eletrônica e ligações químicas.
- C) dureza e solubilidades dos compostos.
- D) ocorrência e propriedades macroscópicas.

15 Os gráficos abaixo trazem uma distribuição da média de abundância de alguns elementos químicos em dois sistemas, I e II.



Adaptado de: <http://www.quimlab.com.br/guiaoselementos/>

Os sistemas I e II correspondem, respectivamente,

- A) aço e ar.
- B) corpo humano e crosta terrestre.
- C) ar e aço.
- D) crosta terrestre e corpo humano.

16 Qual é o mineral composto apenas por carbono e que possui dureza 10 na Escala de Mohs?

- A) Bauxita
- B) Diamante
- C) Gipsita
- D) Quartzo

17 Uma Agência de Saneamento encaminhou para a perícia um cilindro contendo uma substância gasosa. Ela é utilizada nas Estações de Tratamento de Água para matar as bactérias que porventura estejam presentes na água. Um problema na válvula do cilindro provocou o vazamento do produto, que é também muito tóxico e corrosivo.

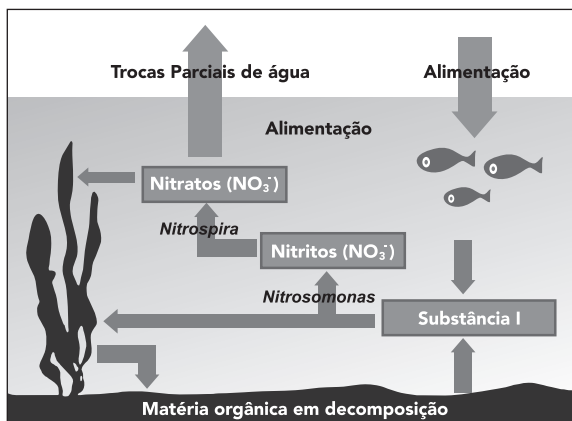
A substância em questão é o

- A) Cl_2
- B) H_2
- C) N_2
- D) SO_2



Leia o texto abaixo. Ele será utilizado nas questões 18 e 19.

O esquema abaixo indica parte do processo de decomposição de matéria orgânica em um aquário.



Restos de comida, folhas, fezes e urina levam à produção de uma substância (I), que é extremamente tóxica para os peixes. No ciclo do nitrogênio, sob a ação de microorganismos, ela é convertida em outros compostos, também tóxicos para os peixes. Mesmo com a absorção de uma dessas espécies químicas por vegetais aquáticos, esse processo exige a troca periódica da água.

18 A substância (I) formada no aquário é a(o)

A) amônia. B) gás carbônico. C) metano. D) ozônio.

19 A espécie química oxigenada absorvida pelos vegetais do aquário ilustrado acima é

A) molecular. B) gasosa. C) iônica. D) metálica.



20 A imagem abaixo ilustra uma das fontes responsáveis por cerca de 20% das emissões globais de carbono para atmosfera.



Fonte: <http://www.ipam.org.br>

Essa quantidade de carbono produzido se associa às

- A) nuvens de ozônio.
- B) reciclagens de resíduos.
- C) mudanças de uso do solo.
- D) queimas de combustíveis fósseis.

Gabarito

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
B	A	B	D	D	B	C	C	B	C
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
C	A	B	B	D	B	A	A	C	C



VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior - Fase II

8º e 9º anos do Ensino Fundamental

INSTRUÇÕES

1. A prova consta de 13 (treze) questões, 10 (dez) questões do tipo múltipla escolha (máximo 40 pontos) e 3 (três) questões analítico-expositivas (máximo 60 pontos).
2. Para responder as questões de múltipla escolha, identifique APENAS UMA ÚNICA alternativa correta e marque a letra correspondente no gabarito existente na Folha de Respostas.
3. Para responder as questões analítico-expositivas, utilize APENAS o espaço destinado para cada uma das três questões na Folha de Respostas.
4. A prova tem duração de 3 horas.
5. Você receberá a Folha de Respostas após 1 hora do início da prova, para registrar as suas opções.

Boa prova!

QUESTÕES DE MÚLTIPLA ESCOLHA

Leia o texto abaixo. Ele será utilizado nas questões 1, 2 e 3.

O hélio-3 é um isótopo não-radioativo do hélio (configuração eletrônica: $1s^2$). Usado na fusão nuclear, ele é considerado um combustível ideal por ser potente, não-poluente e pela sua baixíssima geração de resíduos radioativos. Por causa de sua escassez na Terra, mas abundante na Lua, alguns países têm se interessado em construir uma base nesse satélite, para extraí-lo em escala industrial. O procedimento envolveria o aquecimento do solo lunar, fazendo-o escapar das rochas, seguindo-se pela utilização de outro processo para poder coletá-lo.

Adaptado de <http://noticias.uol.com.br/>



01 Uma característica dos núcleos de cada átomo do combustível citado no texto acima é a presença de:

- A) dois prótons e um nêutron.
- B) três prótons e um nêutron.
- C) dois prótons e três nêutrons.
- D) três prótons e dois nêutrons.

02 Entre os processos apresentados a seguir, qual seria o mais indicado para recolher e armazenar o combustível citado no texto?

- A) Calefação
- B) Fusão
- C) Liquefação
- D) Sublimação

03 A obtenção desse combustível a partir do solo lunar seria um processo basicamente

- A) biológico.
- B) físico.
- C) químico.
- D) meteorológico.

04 Diferentes artistas produziram leituras a partir de características dos elementos químicos. O autor da obra ao lado lembra que um desses elementos costumava ser utilizado para dar cor em alguns tipos de vidros. Fonte: <https://www.flickr.com/photos/>

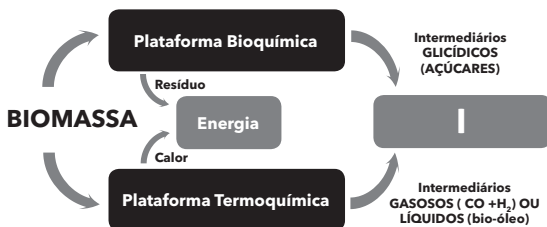
Outro aspecto que integra a obra é a lembrança do formato de um(a)

- A) árvore metálica.
- B) luminária de neon.
- C) cogumelo de uma explosão atômica.
- D) troféu coberto por um banho metálico.





05 Analise a imagem abaixo.



Fonte: <http://www.ladefbio.org.br/>

Esse tipo de processo está voltado a gerar produtos (I) como

- A) biocombustíveis B) gás natural
C) material radioativo D) querosene

06 O quadro abaixo traz informações nutricionais de uma porção de 100g de um alimento comercializado por uma rede de *fastfood*.

	Quantidade por porção	% VD (*)
Valor Energético	48,4 kcal = 203 kJ	2,4 %
Carboidratos	3,3 g	1,2 %
Proteínas	4,5 g	5,8 %
Gorduras Totais	1,95 g	3,2 %
Gorduras Saturadas	1,50 g	7,5 %
Gorduras Trans	0 g	----
Colesterol	12 mg	3,7 %
Fibra Alimentar	0 g	0 %
Cálcio	210 mg	21 %
Sódio	63 mg	2,8 %

Essas informações correspondem a uma porção de

- A) batata frita. B) brigadeiro. C) coalhada fresca. D) hambúrguer.



07 Misturas de cobre com estanho, após serem processadas, produzem um material que ao ser trabalhado confere beleza e resistência a diversos tipos de objetos. Por isso esse material foi utilizado por muito tempo na produção de esculturas, armas, utensílios de cozinha e conexões hidráulicas.

Uma etapa determinante na obtenção desse material é a

A) destilação. B) ebulição. C) fusão. D) calefação.

Leia o texto abaixo. Ele será utilizado nas questões 8 e 9.

Determinado produto utiliza o hidrogênio como principal fonte de combustível. Ao contrário dos modelos mais comuns no mercado (como os que utilizam lítio), os resíduos gerados pela utilização desse produto são apenas energia térmica, calor e água, eliminada como vapor. Além disso, esse tipo de produto armazena mais energia em um espaço menor que aquele exigido pelos modelos à base de lítio.

Adaptado de: <http://veja.abril.com.br/noticia/ciencia>

08 O produto enfatizado no texto é um(a)

A) foguete
B) caldeira industrial.
C) tanque de armazenamento
D) bateria de célula de combustível.

09 Considerando os conceitos da química verde, esse produto é comercialmente

A) inadequado, porque polui muito.
B) adequado, porque utiliza uma substância inerte.
C) adequado, pois o combustível e os resíduos gerados são pouco agressivos ao meio ambiente.
D) inadequado, pois é muito baixa a eficiência atômica do seu processo para gerar energia.

10 Aproveitando a disputa dos Jogos Pan-Americanos, em Toronto, um professor fez uma analogia entre um dos tipos de modelos atômicos e o lançamento do martelo. Nesse desporto, o atleta lança uma esfe-



ra, que está ligada a um cabo de arame preso a uma alça, a manopla. O atleta segura a manopla com as duas mãos, mantendo os pés imóveis, e gira a esfera sobre a sua cabeça. Depois, gira sobre o próprio corpo, mantendo a trajetória circular já iniciada. Ao final do último giro, bloqueia o movimento do seu corpo, fazendo uma alavanca e lançando a bola.

Considerando o movimento anterior ao lançamento da bola, qual é o modelo atômico mais apropriado a esse tipo de analogia?

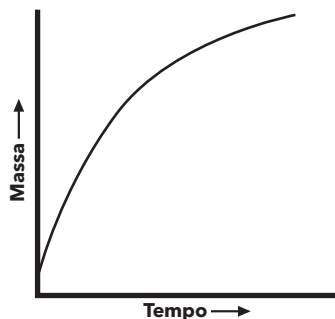
- A) Bohr B) Dalton C) Rutherford D) Thomson

QUESTÕES ANALÍTICO-EXPOSITIVAS

11 O gráfico ao lado representa as variações das massas de um material sólido, quando foi molhado e exposto ao ar.

Entre as opções listadas abaixo, indique a que representa o processo que ocorre com esse material e justifique a sua escolha.

- I. Uma pedra de gelo seco
II. Uma palha de aço usada em limpeza
III. Uma pepita de ouro, retirada do um rio



12 Quando quatro sais de quatro metais diferentes queimaram, eles emitiram chamas de cores diferentes.

Explique essa diferença de coloração nas chamas.

13 Algumas pessoas utilizam alimentos/produtos alimentícios para retirar o odor de cheiro de peixe das mãos. E funciona! Indique um produto utilizado com essa finalidade e explique porque ele tem essa eficácia.

**Questao 11** - Resolução de Gabriel Marcos Pereira Barbosa, 9º Ano, Colégio Bernoulli - MG

II- Uma palha de aço usada em limpeza.

A palha de aço é constituída principalmente de ferro. Ao ser molhada e exposta ao ar, esta passa a sofrer uma reação química denominada oxidação. De acordo com a lei de Lavoisier a massa dos reagentes deve ser igual a massa dos produtos. Porém a palha de aço ao ser colocada no ar, faz com que esta se encontre em um sistema aberto, utilizando o oxigênio presente no sistema (ar). O ferro, ao reagir com a água e com o oxigênio forma o óxido de ferro. Como o oxigênio possui massa, este ligado ao ferro faz a palha de aço ficar mais pesada/aumenta a massa da palha.

Questao 12 - Resolução de Juliano Pinto Ribeiro Filho, 9º Ano, Colégio Módulo Juazeiro do Norte - CE

A queima desse material, vai gerar excitação nos elétrons dos átomos fazendo com que eles pulem as camadas da eletrosfera. Quando esse elétron chegar a última camada, o mesmo voltará a camada de origem, e é nessa volta que ocorre a liberação de fótons. Esses fótons tem um comprimento de onda (λ) que vai determinar a cor da luz, responsável pela cor da chama. E como cada átomo tem uma liberação de fótons diferente; o comprimento de onda irá variar de átomo para átomo, assim como a cor da luz emitida.

Esse comprimento de onda pode ser calculado pela equação de Rydenberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{N_2^2} + \frac{1}{N_1^2} \right)$$

λ = comprimento de onda

R = constante de Rydenberg

N_1 e N_2 = camadas

Questao 13 - Resolução de João Antônio Abdalla Pinheiro, 9º Ano, Colégio Militar - RJ

Quando no preparo do peixe, que é um alimento que libera um odor desagradável devido à amônia que a matéria orgânica morta (o peixe) libera.

Podemos utilizar produtos alimentícios como sumo do limão ou vinagre para neutralizar a amônia que o peixe morto libera, conseqüentemente neutralizando o mau odor proveniente da mesma. Tal neutralização ocorre devido à reação química que aconteceria entre o ácido acético do vinagre e amônia, que resultaria em sal + H_2O .



VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior

Destaques de estudantes de 8º ano do ensino fundamental

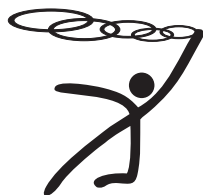
Alunos de 8º. ano que participaram da VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior foram avaliados juntamente com os de 9º ano com idêntico exame.

Dentro deste grupo tiveram elevado desempenho os estudantes abaixo relacionados.

Relação dos estudantes de 8º ano que mais se destacaram com medalhas na VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior

NOME	ANO	ESCOLA	CIDADE	UF
Jeickson Eduardo M. de Souza Filho	8º ano	Mater Christi	Mossoró	RN
Guilherme Henrique Chaves dos Santos	8º ano	Liceu Albert Sabin	Ribeirão Preto	SP
Anna Victória Capelato Spadaccia	8º ano	Etapa	Valinhos	SP
Pedro Burlacchini Sanches Marinho	8º ano	Anchieta	Salvador	BA
Heloísa Benevides da Silva	8º ano	Mater Christi	Mossoró	RN
Letícia Corrêa Consolaro	8º ano	Objetivo - Cantareira	São Paulo	SP
João Gabriel de Oliveira Santos	8º ano	Alpha Lumen	São José dos Campos	SP
João Vitor Lustosa Lima	8º ano	Master	Fortaleza	CE
Marina Lopes Machado	8º ano	Emílio Ribas	Pindamonhangaba	SP
Felipe Pinto Coelho Nuti	8º ano	Liceu Albert Sabin	Ribeirão Preto	SP
Felipe Barros Mendes	8º ano	Ari de Sá Cavalcante	Fortaleza	CE
Larissa Morelli Ramos	8º ano	Petrópolis	S. Bernardo do Campo	SP
José Vitor Alves Mesquita	8º ano	Olimpo	Brasília	DF
Tamie Luísa Caram Tominaga	8º ano	Albert Sabin	São Paulo	SP
Pedro Tonini Rosenberg Schneider	8º ano	Sagrado Coração de Maria	Vitória	ES
Vinícius José Menezes Pereira	8º ano	G G E	Recife	PE
Vtor Gabriel Medeiros	8º ano	G G E	Recife	PE
Júlia Alves de Sá	8º ano	Teleyos	Fortaleza	CE

Demais estudantes de 8º. ano que se destacaram na VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior encontram-se em www.obquimica.org



VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior

Destaques das Escolas Públicas

Estudantes de escolas públicas que se sobressaíram na VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior

Pela primeira vez alunos de escolas públicas que participaram da Olimpíada Brasileira de Química Júnior e apresentaram elevado desempenho recebem especial homenagem. Dentre todos participantes desse grupo tiveram elevado desempenho os estudantes abaixo relacionados.

Os cinco primeiros estudantes da relação terão seus nomes gravados no troféu destinado a essa modalidade de premiação. Após quatro anos o troféu será entregue à escola com maior número de alunos gravados em sua base.

Nome do aluno	Escola do Aluno	ANO	Cidade da Escola	UF
João Vítor de Melo F. de Queiroz	E.M. Maria Inez Q. Rodrigues	9º	Patos de Minas	MG
Jocelito Pessotto Junior	E.M.E.F. Afonso Balestrin	9º	Taquarucu do Sul	RS
Miguel Vieira de Almeida	Col. da Polícia Militar do Ceará	9º	Fortaleza	CE
Antonio Francisco C. de Sales	E.M. Prof. Valter Alencar	9º	Teresina	PI
Mariana Bigolin Groff	E.E.E.M. Cardeal Roncalli	9º	Frederico Westphalen	RS
Valderi da Silva Júnior	E. T. M. Nossa S ^{ra} da Paz	9º	Teresina	PI
Graziely Sousa Oliveira	C.I.F. Otávio Rodrigues Cavalcante	9º	Novo Oriente	CE
Francisco Manoel P. M. A. de Carvalho	E. M. Prof. Ofélio Leitão	9º	Teresina	PI
Thainá Moreira Cornélio	E. E. Dep. Benedito Matarazzo	9º	S. José dos Campos	SP
Nayze Firmino Cavalcante	E. T. M. Nossa Sra. da Paz	8º	Teresina	PI
Manoel Victor Freires Vieira	E.E.F Francisco Rufino	9º	Novo Oriente	CE
Stéphanie Fernandes	E. M. Prof. Edgar Castanheira	9º	Joinville	SC
Gustavo Mariano Barros	E.M José Mokarzel	9º	Itapeva	SP
Jardison Rocha Silva	E.M. Mons. Mateus Rufino	8º	Teresina	PI
João Guilherme V. Saraiva	E. M. Gen. João Mendonça Lima	9º	Rio de Janeiro	RJ
Cristovan Maciel Teixeira	E.E.F Francisco Severi	9º	Novo Oriente	CE
Veronica Hollmann Mingates Silva	E.M. Noé Fortes	9º	Teresina	PI
Allison Junior Graça Francelino	E.E.E.F. Monte Alegre	9º	Alvorada do Oeste	RO
Pedro Henrique de Matos Araújo	E. M. Prof. Doriol Beato	9º	Conselheiro Lafaiete	MG
Raiane Felicio Coelho	E.E.F. Francisco Rufino	9º	Novo Oriente	CE
Karla Alexandra de Souza Joriatti	E. M. Prof. Edgar M. Castanheira	9º	Joinville	SC
Ana Carolina Lima Moraes	E.M. Prof. Valter Alencar	9º	Teresina	PI



VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior 2015

RESULTADO

UF	Cidade da Escola	Escola do Aluno	Ano	Nome do aluno	NOTA
O U R O					
SP	Valinhos	Etapa	9º	João Vitor Chau Bernardino	100,0
SC	Jaraguá do Sul	Bom Jesus Divina Providência	9º	Eduardo Augusto Pereira Fischer	97,95
BA	Salvador	Anchieta	9º	Matheus Vinícius de Mendonça Fontoura	95,86
SP	Campinas	Notre Dame	9º	Gustavo de Souza dos Reis	95,08

UF	Cidade da Escola	Escola do Aluno	Ano	Nome do aluno	NOTA
P R A T A					
BA	Salvador	Anchieta	9º	Giovanna M. M. Cavalcante B. de Sousa	93,26
SP	São Paulo	Etapa	9º	Alice Maria Gallian Augusto	91,18
BA	Salvador	Anchieta	9º	Maria Clara Souza de Freitas	90,13
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Ana Myllena Freitas Campos	89,61
SP	Santos	Centro Educacional Objetivo	9º	Bruno Carvalho Brandão	89,35
BA	Feira de Santana	João Paulo I	9º	Amanda Passos Portugal	88,57
SP	São Paulo	Etapa	9º	Alexandre Parizotto Moreira da Silva	88,05
TO	Palmas	Olimpo	9º	Cássio Peres Ribeiro	88,05
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Samara Cavalcante Lemos	87,53
PI	Teresina	Cev Colégio	9º	José Antenor de Castro Neiva Neto	85,70
CE	Fortaleza	Farias Brito	9º	Érica Batalha Gomes	85,44
PR	Londrina	Marista	9º	Guilherme Akira Demenech Mori	85,44
RN	Mossoró	Mater Christi	8º	Jeickson Eduardo M. de Souza Filho	85,44

UF	Cidade da Escola	Escola do Aluno	Ano	Nome do aluno	NOTA
B R O N Z E					
TO	Palmas	Olimpo	9º	Gustavo Gomes Santiago	84,40
BA	Salvador	Anchieta	9º	Lucas Navarro Ferreira	83,36
BA	Salvador	Sartre COC	9º	Otto Cruz Fernandes	83,36
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Pedro Henrique Silva de Oliveira	83,36
CE	Fortaleza	Farias Brito	9º	Gabriel Medeiros Lopes	83,36
ES	Vitória	Charles Darwin	9º	Enrico Vescovi Salles	83,36
MG	Belo Horizonte	Bernoulli	9º	Gabriel Marcos Pereira Barbosa	83,36
MG	Patos de Minas	E.M. Maria Inez Q. Rodrigues	9º	João Víctor de Melo Ferreira de Queiroz	83,36



CE	J. do Norte	Modulo / Objetivo	9º	Juliano Pinto Ribeiro Filho	82,84
PE	Recife	GGE	9º	Rafael Figueiredo Ribeiro	82,58
PI	Teresina	Dom Barreto	9º	Ana Beatriz Ramos Milhome	82,58
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Guilherme Martins Oliveira	82,32
SE	Aracaju	Cemaster	9º	Pedro Franca de Figueiredo	82,32
RN	Mossoró	Mater Christi	9º	Lawrence Francisco Martins de Melo	81,80
SP	Ribeirão Preto	Liceu Albert Sabin	8º	Guilherme Henrique C.dos Santos	81,80
SP	São Paulo	Objetivo Cantareira	9º	Carmella Suemi Gofinet Pasoto	81,80
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Fernando Silveira Fernandes	81,28
DF	Brasília	Colégio Militar	9º	Igor de S. Xavier da Silva	81,28
SP	Valinhos	Etapa	9º	Thiago Felipe de Oliveira Santos	81,28
MG	Ipatinga	São Francisco Xavier	9º	Lucas Augusto da Silva Gonçalves	81,02
BA	Salvador	Sartre COC	9º	Leonardo Silva Sôñora Ferreira	80,76
GO	Goiânia	Degraus	9º	Gabriel Mazur	80,76
PI	Teresina	Esc. Popular Madre Villac	9º	Fabício Cardoso Ferreira	80,76
SP	São Paulo	Bandeirantes	9º	Lívia Gondo	80,76
PA	Abaetetuba	Inst. Nsa Sra dos Anjos	9º	Manoel Neri Batista Neto	80,23
PI	Teresina	Esc. Popular Madre Villac	9º	Kauan Vaz do Nascimento	80,23
RS	Taquaruçu do Sul	E.M.E.F. Afonso Balestrin	9º	Jocelito Pessotto Junior	80,23
BA	Salvador	Anchieta	9º	Camille Aragão Rossetti	79,97
MG	Juiz de Fora	Colégio Militar	9º	Helena Delgado Malvaccini Mendes	79,71
SP	São Paulo	Albert Sabin	9º	Clara Zioli da Igreja	79,71
SP	Valinhos	Etapa	8º	Anna Victória Capelato Spadaccia	79,71
BA	Salvador	Sartre COC	9º	Tiago Domingos Almeida Souza	79,19
CE	Fortaleza	7 de Setembro	9º	Luís Eduardo Matoso Vieira	79,19
GO	Goiânia	Prevest	9º	Letícia Mello Oliveira de Souza	79,19
PB	Campina Grande	Motiva	9º	Mórmon Lima dos Santos	79,19
SP	São Paulo	Objetivo Marquês	9º	Victor Alexandre dos Santos Valsecchi	79,19
SP	Valinhos	Etapa	9º	Mathias Stahl Kawai	79,19
BA	Salvador	Sartre COC	9º	Caio Pereira de Oliveira	78,93
DF	Brasília	Leonardo da Vinci	9º	João Tito do Nascimento Silva	78,41
CE	Fortaleza	Dáulia Bringel	9º	Danielle dos Santos Silva	78,15
PB	Campina Grande	Autêntico	9º	Maria Eduarda de Azevedo Silva	78,15
BA	Salvador	Anchieta	9º	Brenda de Sousa Bastos Barbosa	77,63
BA	Salvador	Anchieta	8º	Pedro Burlacchini Sanches Marinho	77,63
CE	Fortaleza	Colégio Militar	9º	Estevão da Silva Neto	77,63
PE	Recife	GGE	9º	Vinícius José Menezes Pereira	77,63
BA	Salvador	Anchieta	9º	Milena Fernandes de Oliveira	77,11
BA	Salvador	Anchieta	9º	Roni Barreto da Silva	77,11



BA	Salvador	Sartre COC	9º	Ana Luisa de Aguiar Almeida Silva	77,11
BA	Salvador	Sartre COC	9º	Marianna Gomes da Silva	77,11
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Marianna de Alencar Cavalcante Viana	77,11
CE	Fortaleza	Colégio Militar	9º	Camilo Rodrigues Vasconcelos	77,11
RN	Mossoró	Mater Christi	8º	Heloísa Benevides da Silva	77,11
SP	São Paulo	Santo Antônio de Lisboa	9º	Giulia Baffini Santana	77,11
SP	São Paulo	Escola Walter Belian	9º	Isis Zurita dos Santos	77,11
PE	Recife	GGE	9º	Bruno Estandislau Lins de Carvalho	77,11
BA	Salvador	Anchieta	9º	Gabriella Sales de Macêdo	76,59
MG	Belo Horizonte	Magnum Cidade Nova	9º	Pedro Augusto Batista Corrêa	76,59
PI	Teresina	Dom Barreto	9º	Edilana Soares Luz	76,59
RJ	Rio de Janeiro	Colégio Militar	9º	Bruno Gabriel Motta Rodrigues	76,59
SP	São Paulo	Objetivo Cantareira	8º	Leticia Corrêa Consolaro	76,59
SP	São Paulo	Vital Brazil	9º	Aline Yumi Higa	76,59
MG	Belo Horizonte	Magnum Cidade Nova	9º	Giovanna Morais Simões Alves	76,33
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Matthew Fantini	76,07
CE	Fortaleza	Master Sul	9º	Thiago da Costa Gadelha	76,07
CE	Fortaleza	Farias Brito	9º	Matheus Sousa Rêgo da Silva	76,07
DF	Brasília	Leonardo da Vinci	9º	João Pedro Boechat Guimarães	76,07
SP	São Bernardo do Campo	C. E. F. Salvador Arena	9º	Lucas Almeida Garcia de Oliveira	76,07
SP	São Paulo	Albert Sabin	9º	Leia Costanzi Strauss	76,07
PE	São José do Belmonte	Educandário SEI	9º	Anna Paula Silva Pires	75,81
SP	São Paulo	Escola Walter Belian	9º	Ana Laura Davoli Rodrigues da Silva	75,55
MG	Belo Horizonte	Bernoulli	9º	Lucas Brum Monteiro Candido	75,28
BA	Salvador	Anchieta	9º	Amanda Souza Rodrigues	75,02
CE	Fortaleza	7 de Setembro	9º	Felipe Salim H. Buhamara A. N. Gurjão	75,02
CE	Fortaleza	Farias Brito	9º	Arthur Lopes da Silva Gomes	75,02
CE	Fortaleza	Farias Brito	9º	Levy Bruno do Nascimento Batista	75,02
PI	Parnaíba	Col. Nsa Sra das Graças	9º	Ana Clarisse Morais Brito	75,02
RJ	Rio de Janeiro	Colégio Militar	9º	João Antonio Abdalla Pinheiro	75,02
SP	São José do Rio Preto	Coeso	9º	Artur Merino Loes	75,02
SP	São Paulo	Etapa	9º	Kevin Taiko Onishi	75,02
SP	São Paulo	Escola Walter Belian	9º	Vinícius Vellardi Janoti	75,02



SP	Valinhos	Etapa	9º	Victória de Paula Severino	75,02
PE	Recife	Col. de Aplicação UFPE	9º	Júlia Cibely da Silva Souza	75,02
PE	Recife	Col. de Aplicação UFPE	9º	Renato Henrique Alpes Sampaio	75,02
DF	Brasília	Leonardo da Vinci	9º	Luciana Yumi Miura	74,76
PE	Limoeiro	3º Milênio	9º	João Gabriel de Lima Raulinho	74,76
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Marcelo Hippolyto de Sandes Peixoto	74,50
SP	Boituva	Anglo de Boituva	9º	Lucas Alessio Lopez	74,50
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Francisco Moisés Aquino Teodosio	73,98
CE	Fortaleza	Farias Brito	9º	Leticia Silva Pinto	73,98
CE	Juazeiro do Norte	Modulo / Objetivo	9º	Alexandre Marques Cabral	73,98
GO	Goiânia	Olimpo Go	9º	Pedro Wichtendal Villar	73,98
PR	Londrina	Marista de Londrina	9º	Jamil Soubhia Khoury	73,98
SP	Ribeirão Preto	SEBIOC	9º	Enzo Luz da Silva	73,98
SP	São José dos Campos	Alpha Lumen	8º	João Gabriel de Oliveira Santos	73,98
SP	São Paulo	Albert Sabin	9º	Gisele Panegassi Rodrigues	73,98
BA	Salvador	Sartre COC	9º	Diego Falcão Araújo	73,46
MG	Juiz de Fora	Colégio Militar	9º	Ricardo Teles Toledo	73,20
BA	Salvador	Anchieta	9º	André Devay Torres Gomes	72,94
CE	Fortaleza	Col. da PM do Ceará	9º	Miguel Vieira de Almeida	72,94
CE	Fortaleza	Master	8º	João Vitor Lustosa Lima	72,94
CE	Fortaleza	Farias Brito	9º	Juan Sousa Lopes	72,94
MG	Belo Horizonte	Colégio Militar	9º	Tamirys Martins Souza	72,94
RN	Mossoró	Mater Christi	9º	Sarah Ketley Vieira de Almeida	72,94
SP	Pindamonhangaba	Emílio Ribas	8º	Marina Lopes Machado	72,94
SP	Ribeirão Preto	Liceu Albert Sabin	8º	Felipe Pinto Coelho Nuti	72,94
PE	Recife	Esc. de Aplicação do Recife	9º	Ana Cecília Interaminense de Farias	72,94
AL	Maceió	Contato	9º	Hermann S. B. Lima B. de Gusmão	72,42
CE	Fortaleza	Ari de Sá	8º	Felipe Barros Mendes	72,42
SP	São B. do Campo	Petrópolis	8º	Larissa Morelli Ramos	72,42
SP	São Paulo	Bandeirantes	9º	Erica Huang	72,42
SP	São Paulo	Objetivo Paulista	9º	Caíque da Silva Corrêa	72,42
PE	Recife	GGE	8º	Victor Gabriel Medeiros	72,42
AM	Manaus	Adalberto Valle	9º	Maria Beatriz Oliva Pinto	72,16
CE	Fortaleza	Master	9º	Carlos Henricco Rabelo de Queiroz	71,90
CE	Fortaleza	Santa Isabel	9º	João Vítor Moreira Pimentel	71,90
DF	Brasília	Olimpo	8º	José Vitor Alves Mesquita	71,90
PI	Teresina	Esc. Cidadão Cidadã	9º	Thallysson P. de Oliveira M. Moura	71,90
SP	São Paulo	Albert Sabin	8º	Tamie Luísa Caram Tominaga	71,90
CE	Fortaleza	Christus	9º	Luís Fernando Bastos Rêgo	71,38



CE	Fortaleza	Farias Brito	9º	Ana Beatriz dos Santos Diniz	71,38
MG	Belo Horizonte	Colégio Militar	9º	Flávia de Aguiar Mourão Leite	71,38
PI	Teresina	E.M. Prof. Valter Alencar	9º	Antonio Francisco Carvalho de Sales	71,38
PR	Guarapuava	Imperatriz Dona Leopoldina	9º	Israel Henrique Ferreira	71,38
SP	São Paulo	Albert Sabin	9º	Lucas Rodrigues Camargo	71,38
MG	Juiz de Fora	Colégio Militar	9º	Rodrigo Aleixo Pereira de Souza	71,12
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Fabiano Lucas Dias Araújo	70,86
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Mariana Melo de Medeiros	70,86
CE	Fortaleza	Dáulia Bringel	9º	Carlos Ludvick Silva Rodrigues	70,86
CE	Fortaleza	Santa Cecília	9º	Isabela Aragão Colares	70,86
CE	Fortaleza	Farias Brito	9º	Vinícius de Galiza Vieira	70,86
CE	Sobral	Santana	9º	Vinícius Dilamário Ferreira da Ponte	70,86
ES	Vitória	S. Coração de Maria	8º	Pedro Tonini Rosenberg Schneider	70,86
MG	Ipatinga	São Francisco Xavier	9º	Klaide Lopes de Sena	70,86
PE	Caruaru	Diocesano	9º	Vitor Dias Oliveira de Santana	70,86
PI	Teresina	Lettera	9º	Amanda Silva Oliveira	70,86
PI	Teresina	Educ. Sta Maria Goretti	9º	Tárique Muriel Modesto de Brito	70,86
PR	Cascavel	Marista de Cascavel	9º	João Gabriel Ribeiro Kopf	70,86
SP	São Paulo	Objetivo Paulista	9º	Débora Sayuri Takagui Fernandez	70,86
PE	Recife	Saber Viver	9º	João Antônio Araújo Lopes Lima	70,86
CE	Fortaleza	Teleyos	8º	Júlia Alves de Sá	70,60
CE	Fortaleza	Ari de Sá	9º	Luana Sales de Miranda Gomes	70,34
CE	Fortaleza	Teleyos	9º	Larissa Sousa Rodrigues	70,34
SP	São Paulo	Bandeirantes	9º	Pedro Anequini Nogueira	70,34
PI	Teresina	Sagr. Coração de Jesus	9º	Bruno Eduardo Gomes Pacheco	70,07
RS	Frederico Westphalen	E.E.E.M. Cardeal Roncalli	9º	Mariana Bigolin Groff	70,07

Demais estudantes de 8º. ano que se destacaram na VIII Olimpíada Brasileira de Química Júnior encontram-se em www.obquimica.org



Olimpíada Brasileira de Química – Modalidade A

(1ª e 2ª SÉRIES) - 29/08/2015

LUZ, CIÊNCIA E VIDA

“Luz, ciência e vida” é o tema da **12ª Semana Nacional de Ciência e Tecnologia - SNCT 2015** e baseia-se na decisão da Assembleia Geral das Nações Unidas, que proclamou 2015 como o Ano Internacional da Luz, com objetivo de celebrar a luz como matéria da ciência e do desenvolvimento tecnológico.

Em termos tecnológicos, as lâmpadas de LED que consomem menos energia, a grande quantidade de dados transmitidos em alta velocidade via cabos de fibra óptica e a obtenção de energia solar, são alguns exemplos de como a luz está ligada de forma visceral à vida na terra e ao caminho da humanidade.

A comodidade gerada por todo desenvolvimento científico e tecnológico concede ao cotidiano, de grande parte da sociedade, energia elétrica, água tratada, transportes, alimentos, além de diversos produtos úteis ao homem, como plásticos, vidros, papel e tintas, que são resultados de processos e transformações químicas.

Dessa forma, o desafio do ensino de química está em harmonizar o desenvolvimento tecnológico e a conservação do meio ambiente, fazendo com que os futuros consumidores, empresários e cientistas tenham uma nova forma de pensar sobre este modo de vida.

Além disso, socializar o conhecimento da ciência Química, a fim de desmistificá-la como vilã nos principais impactos das atividades humanas, e promover o aperfeiçoamento das indústrias químicas, de forma a assegurar a sustentabilidade ambiental, econômica e social de seus processos e produtos, bem como contribuir para a permanente melhoria da qualidade de vida da sociedade.

A Comissão

**A****QUESTÕES
MÚLTIPLA ESCOLHA**

Questão 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.
- d) Somente os elementos dos subgrupos 1 e 2 apresentam essas propriedades, que foram previstas pelo químico russo D. Mendeleiev.

Questão 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.

- I. Apenas **B** e **C** reagem com HCl $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ para produzir H_2 no estado gasoso.
- II. Quando o metal **B** é adicionado a soluções que contêm os íons dos outros metais, são formados **A**, **C** e **D** metálicos.
- III. **A** reage com HNO_3 6 mol L^{-1} , mas **D** não reage.

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

- a) **D** < **A** < **C** < **B**
- b) **D** < **C** < **A** < **B**
- c) **B** < **A** < **D** < **C**
- d) **A** < **D** < **B** < **C**
- e) **B** < **A** < **C** < **D**

Questão 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

Questão 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



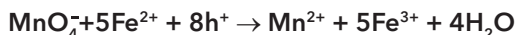
massas e na lei das proporções fixas (ou definidas), nas quais o número de átomos de cada tipo de elemento tem de ser igual nos reagentes e nos produtos, bem como as quantidades de cargas. Quando a equação



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

Questão 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



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

-
- 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



Questão 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 calores específicos de três metais.

Metal	Fe	Pb	Zn
Calor específico, $\text{J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$	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) $\text{Pb} < \text{Fe} < \text{Zn}$

Questão 7 - O sangue humano é um líquido ligeiramente básico, tamponado por processos metabólicos que mantêm o pH entre 7,35-7,45. 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 cresce, 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

Questão 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 mol L⁻¹ de nitrato de chumbo (II) com 15,0 mL de cloreto de sódio 0,0040 mol L⁻¹, resultará:

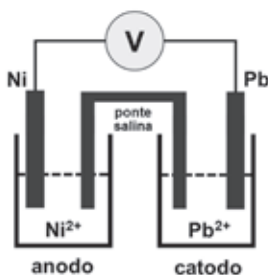


Dado: $\sqrt[3]{4,25} \approx 1,62$

- 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.



Questão 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 mol L⁻¹ de Ni²⁺(aq) e 1 mol L⁻¹ Pb²⁺(aq). Que alteração nesta célula poderia causar um aumento na diferença de potencial entre os eletrodos?



- Adicionar mais solução de 1 mol L⁻¹ de Pb²⁺ a essa semicélula.
- Usar um eletrodo de Ni com maior massa.
- Adicionar 50 mL de uma solução 1 mol L⁻¹ de NaCl para precipitar PbCl₂.
- Diluir com H₂O a solução de 1 mol.L⁻¹ de Ni²⁺.
- Usar um elétrodo de Pb com maior massa.

Questão 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 ¹⁴C, por exemplo, tem sido usado para determinar a idade de materiais orgânicos (Figura 1). O procedimento é baseado na formação de ¹⁴C por captura de nêutrons na atmosfera superior:

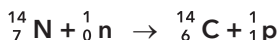
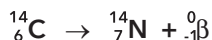


Figura 1. O manto de Turin declarado como sendo a mortalha de Jesus Cristo foi datado com ¹⁴C entre 1260 e 1390 d.C.



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



(Brown, T. L. Química, a ciência central. 9ª ed., Pearson Education do Brasil Ltda., 2014, 972p.).

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

- A proporção de $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ é a mesma em organismos vivos terrestres como na atmosfera.
- ^{14}C sofre β -decaimento para produzir ^{14}N .
- O teor de ^{14}C de um organismo é mantido constante durante sua vida e inicia decréscimo depois de sua morte.
- 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.
- A proporção de $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ pode ser usada para datar uma amostra de um organismo morto.

**B****QUESTÕES
ANALÍTICO-EXPOSITIVAS**

Questão 11 - A água de um reservatório de 500 m^3 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 $100,0 \text{ mL}$ de água consumiu $11,5 \text{ mL}$ de solução de AgNO_3 $0,1 \text{ mol L}^{-1}$, somente para reagir com os íons cloretos. Sabendo que esse reservatório deverá receber mais 400 m^3 de água, com teor de cloretos de 105 mg L^{-1} , responda:

- Qual a massa de cloreto na amostra titulada?
- Qual a concentração inicial de cloretos no tanque?
- Ao final da adição de água no reservatório, o teor de cloretos irá atender a legislação vigente?
- 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?
- 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 m^3 de água contendo 105 mg.L^{-1} de cloretos?

Questão 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:**

o Entalpia de formação do dióxido de carbono: $-94 \text{ kcal mol}^{-1}$

o Entalpia de formação da água: $-58 \text{ kcal mol}^{-1}$

o Entalpia de formação da glicose: $-242 \text{ kcal mol}^{-1}$

o $1 \text{ cal} \approx 4 \text{ J}$

o $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

- Qual a energia absorvida pela planta nesse período?
- Qual o número de mols de gás oxigênio gerado?
- Quantos litros, aproximadamente, de oxigênio são gerados, sendo que a sala tem uma temperatura média de 104°F e pressão de 1 atm ?
- 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?
- Quantos elétrons atravessaram a lâmpada nesse período?

Questão 13 - O ácido láctico, $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-COOH}$, 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.

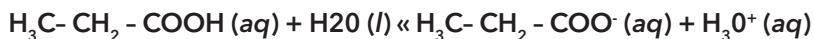
Dados: $10^{-3,85} \approx 1,4 \times 10^{-4}$; $10^{-10,15} \approx 7,1 \times 10^{-11}$ e $\sqrt{7} \approx 2,65 \cdot 10^{-2,7} = 1,6 \times 10^{-3}$

- 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 $1,8 \text{ g L}^{-1}$ 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 $0,5 \text{ mol L}^{-1}$.
- O pK_a do ácido láctico é $3,85$. Compare esse valor com o valor para o ácido propiônico ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO}$, $pK_a = 4,89$) e explique a diferença.
- Calcule a concentração de íon lactato em uma solução de $0,050 \text{ mol.L}^{-1}$ de ácido láctico.



- d) Quando o lactato de sódio, $(\text{CH}_3\text{-CH(OH)-COO})\text{Na}$, 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, $(\text{CH}_3\text{CH(OH)COO})_2\text{Cu} \cdot x\text{H}_2\text{O}$. 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.

Questão 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.

Determine o valor de K_a para o ácido a 25 °C.

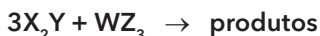
- a) Para cada uma das seguintes afirmações, determinar se a afirmação é verdadeira ou falsa. Em cada caso, explicar o raciocínio que suporta a sua resposta.
- I. O pH de uma solução preparada pela mistura de 50,0 mL da amostra de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ 0,20 mol L⁻¹ com uma amostra de 50,0 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.
- b) 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.

- c) 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 pK_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.

Questão 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
	[X ₂ Y] ₀	[WZ ₃] ₀	
I	1,72	2,44	0,68
II	3,44	2,44	5,44
III	1,72	0,10	2,8 x 10 ²
IV	2,91	1,33	?

- Em relação a cada reagente, determine a ordem da reação. Determine também a ordem global da reação.
- A partir das informações da tabela, determine a Lei da Velocidade para a reação:
- A partir dos dados, determine o valor da Constante de Velocidade para a reação genérica acima.
- Utilizando os dados fornecidos, calcule a velocidade de reação para o Experimento IV.
- A velocidade de reação aumenta por um fator de 100 na presença de um catalisador, a 298K. A energia de ativação aumentará, diminuirá ou permanecerá a mesma? Justifique.



Questão 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:

- 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.
- 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 $3,2 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$?
- 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: $\ln 2 = 0,693$
- 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?
- 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, $h = 6,6 \times 10^{-34} \text{ Js}$

velocidade da onda eletromagnética, $c = 3,0 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}$

$1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19}$



Olimpíada Brasileira de Química – Modalidade B

(3ª SÉRIE) - 29/08/2015

LUZ, CIÊNCIA E VIDA

“Luz, ciência e vida” é o tema da **12ª Semana Nacional de Ciência e Tecnologia - SNCT 2015** e baseia-se na decisão da Assembleia Geral das Nações Unidas, que proclamou 2015 como o Ano Internacional da Luz, com objetivo de celebrar a luz como matéria da ciência e do desenvolvimento tecnológico.

Em termos tecnológicos, as lâmpadas de LED que consomem menos energia, a grande quantidade de dados transmitidos em alta velocidade via cabos de fibra óptica e a obtenção de energia solar, são alguns exemplos de como a luz está ligada de forma visceral à vida na terra e ao caminho da humanidade.

A comodidade gerada por todo desenvolvimento científico e tecnológico concede ao cotidiano, de grande parte da sociedade, energia elétrica, água tratada, transportes, alimentos, além de diversos produtos úteis ao homem, como plásticos, vidros, papel e tintas, que são resultados de processos e transformações químicas.

Dessa forma, o desafio do ensino de química está em harmonizar o desenvolvimento tecnológico e a conservação do meio ambiente, fazendo com que os futuros consumidores, empresários e cientistas tenham uma nova forma de pensar sobre este modo de vida.

Além disso, socializar o conhecimento da ciência Química, a fim de desmistificá-la como vilã nos principais impactos das atividades humanas, e promover o aperfeiçoamento das indústrias químicas, de forma a assegurar a sustentabilidade ambiental, econômica e social de seus processos e produtos, bem como contribuir para a permanente melhoria da qualidade de vida da sociedade.

A Comissão

**A****QUESTÕES
MÚLTIPLA ESCOLHA**

Questão 1 – 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.

- I. Apenas **B** e **C** reagem com HCl $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ para produzir H_2 no estado gasoso.
- II. Quando o metal **B** é adicionado a soluções que contêm os íons dos outros metais, são formados **A**, **C** e **D** metálicos.
- III. **A** reage com HNO_3 6 mol L^{-1} , mas **D** não reage.

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

- a) **D < A < C < B**
- b) **D < C < A < B**
- c) **B < A < D < C**
- d) **A < D < B < C**
- e) **B < A < C < D**

Questão 2 – 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

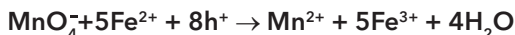




é equilibrada corretamente com os menores coeficientes de números inteiros, qual é a soma dos coeficientes dos reagentes e dos produtos, respectivamente.

- a) 48 e 11 b) 48 e 10 c) 50 e 10 d) 50 e 11 e) 49 e 11

Questão 3 - 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



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

-
- 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

Questão 4 - 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



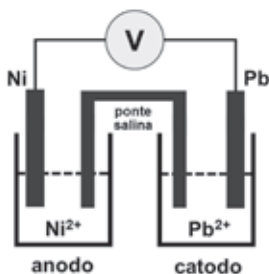
produto de solubilidade, K_{ps} . Considerando-se o conhecimento de algumas regras gerais de precipitação e os equilíbrios de solubilidade, em contraste, podemos fazer suposições quantitativas sobre quanto de certa substância se dissolverá ou formará precipitado. Assim, ao misturar 15,0 mL de 0,0040 mol.L⁻¹ de nitrato de chumbo (II) com 15,0 mL de cloreto de sódio 0,0040 mol.L⁻¹, resultará:



Dado: $\sqrt[3]{4,25} \approx 1,62$

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

Questão 5 - 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 0,109V, sob condições padrão, 1 mol L⁻¹ de $\text{Ni}^{2+}(aq)$ e 1 mol L⁻¹ $\text{Pb}^{2+}(aq)$. Que alteração nesta célula poderia causar um aumento na diferença de potencial entre os eletrodos?





- a) Adicionar mais solução de 1 mol L⁻¹ de Pb²⁺ a essa semicélula.
- b) Usar um eletrodo de Ni com maior massa.
- c) Adicionar 50 mL de uma solução 1 mol L⁻¹ de NaCl para precipitar PbCl₂.
- d) Diluir com H₂O a solução de 1 mol L⁻¹ de Ni²⁺.
- e) Usar um elétrodo de Pb com maior massa.

Questão 6 – 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 nuclide é constante, a meia-vida pode servir como um relógio nuclear para determinar as idades de diferentes materiais. O ¹⁴C, por exemplo, tem sido usado para determinar a idade de materiais orgânicos (Figura 1). O procedimento é baseado na formação de ¹⁴C por captura de nêutrons na atmosfera superior:

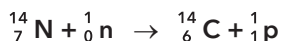
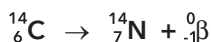


Figura 1. O manto de Turim declarado como sendo a mortalha de Jesus Cristo foi datado com ¹⁴C entre 1260 e 1390 d.C.

Essa reação fornece uma fonte de ¹⁴C pequena, mas razoavelmente constante. O ¹⁴C é radioativo, sofrendo decaimento beta com meia-vida de 5.715 anos:



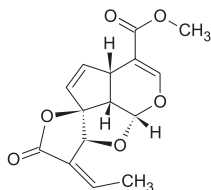
(Brown, T. L. Química, a ciência central. 9ª ed., Pearson Education do Brasil Ltda., 2014, 972p.).

Todas as seguintes sentenças abaixo são verdadeiras para o método de datação por ¹⁴C, EXCETO:

- a) A proporção de ¹⁴C/¹²C é a mesma em organismos vivos terrestres como na atmosfera.
- b) ¹⁴C sofre β-decaimento para produzir ¹⁴N.
- c) O teor de ¹⁴C 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 ¹⁴C/¹²C pode ser usada para datar uma amostra de um organismo morto.



Questão 7 - Janaguba é uma espécie arbórea que cresce até 7 m de altura, com folhagem densa nas extremidades dos ramos. Sua distribuição geográfica vai desde o sudeste do Brasil até a Guiana Francesa, Suriname e Guiana. No Brasil ocorre nos estados de Minas Gerais, Bahia, Sergipe, Alagoas, Pernambuco, Rio Grande do Norte, Ceará, Paraíba, Piauí, Maranhão, Pará e Roraima (<http://pt.wikipedia.org/wiki/Janaguba>). É uma planta nativa da Serra do Araripe que, de acordo com a medicina popular, é "um santo remédio" no combate ao câncer e no tratamento de tumores, furúnculos, edemas, artrites e ainda como vermífugo e laxante (<http://diariodonordeste.verdesmares.com.br/cadernos/regional/leite-da-janaguba-tem-propriedade-medicinal>). Uma das substâncias existentes na seiva é a plumericina.



Plumericina



Fonte: <https://www.google.com.br/search?q=janaguba&newwindow>, acessado em 26/03/2015.

Janaguba

Sobre a plumericina são dadas as seguintes proposições.

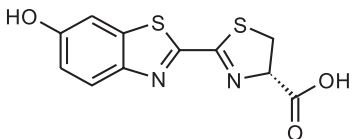
- I. Na molécula da plumericina ocorrem apenas as funções éter e éster.
- II. Na molécula da plumericina ocorrem 5 carbonos assimétricos ou centros estereogênicos.
- III. A fórmula molecular da plumericina é $C_{15}H_{14}O_6$.
- IV. Na molécula de plumericina há 3 (três) átomos de carbono com hibridação sp , 7 (sete) com hibridação sp^2 e 5 (cinco) com hibridação sp^3 .
- V. Na molécula da plumericina há várias duplas ligações na cadeia, conferindo-lhe alta reatividade.
- VI. A plumericina é muito solúvel em água devido a presenças de vários átomos de oxigênio, que é muito eletronegativo.

Marque a alternativa que indica apenas as proposições verdadeiras:

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



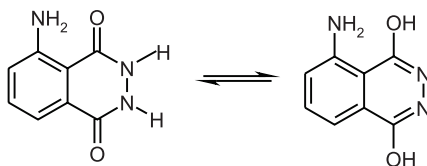
Questão 8 - Luciferina é uma substância produzida por vagalumes e outros seres vivos, produzindo bioluminescência. A luciferina sofre oxidação, reação catalisada pela enzima luciferase, e emite energia na forma de luz visível. O nome luciferina vem de Lúcifer (diabo), atribuída a uma crença antiga. Considerando a fórmula estrutural da luciferina,



As funções orgânicas presentes na molécula são:

- Fenol, tioéter ou sulfeto, ácido carboxílico e imina (amina insaturada)
- Álcool, tiálcool, amida, ácido carboxílico
- Ácido carboxílico, amida, tioéter ou sulfeto, álcool
- Cetona, imina (amina insaturada), sulfona, fenol
- Enol, aldeído, tioálcool, nitrila

Questão 9 - Luminol é uma substância sintética usada para obtenção de quimioluminescência, usada em pescas submarinas, exploração de cavernas e camping. O luminol reage com H_2O_2 emitindo luz azul e brilhante. Em análises químicas, é usado como indicador de quimioluminescência. Na química forense é usado para detectar resíduos de sangue. O luminol ocorre nas seguintes formas:



O equilíbrio entre as duas formas é chamado de:

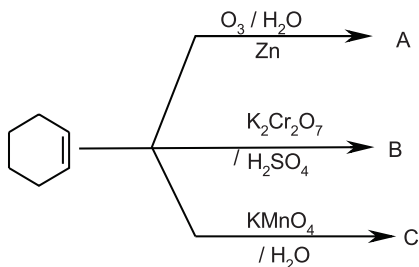
- Diastereoisomeria
- Enantiomeria
- Tautomeria
- Metameria
- Epimeria



Questão 10 - As reações de oxidação são muito comuns no cotidiano. Por exemplo:

- I. Quando usamos o permanganato de potássio, um sal violeta que podemos adquirir na farmácia, e o diluímos em água para lavar feridas da capota ou frieiras nos pés, estamos fazendo reação de oxidação branda. Na Química esta solução é chamada de Reativo de Baeyer.
- II. Nos bafômetros é usado dicromato de potássio (alaranjado) dissolvido em água e ácido sulfúrico. Esta solução, chamada "solução sulfocrômica", oxida o etanol a ácido etanoico, mudando a coloração variando de alaranjado para verde ou azul, de acordo com a concentração de etanol contida no ar expirado.
- III. Na purificação de ambientes, materiais hospitalares e até no tratamento da água é usado o ozônio. A reação é chamada ozonólise, seguida de hidratação, na presença de zinco.

O esquema a seguir mostra as reações quando o ciclo-hexeno é submetido às respectivas oxidações.



Os produtos A, B e C são, respectivamente:

- a) hexanodial, ácido hexanodioico, ciclo-hexano-1,2-diol
- b) ciclo-hexano, ciclo-hexanol, ácido hexanoico
- c) ciclo-hexano-1,2-diol, ácido hexanoico, hexanal
- d) hexanodial, ciclo-hexanol, ácido hexanoico
- e) ácido hexanodioico, hexanal, ciclo-hexanol

**B****QUESTÕES
ANALÍTICO-EXPOSITIVAS**

Questão 11 - 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:

- o Entalpia de formação do dióxido de carbono: $-94 \text{ kcal mol}^{-1}$
 - o Entalpia de formação da água: $-58 \text{ kcal mol}^{-1}$
 - o Entalpia de formação da glicose: $-242 \text{ kcal mol}^{-1}$
 - o $1 \text{ cal} \approx 4 \text{ J}$
 - o $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$
-
- 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 $104 \text{ }^\circ\text{F}$ 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?

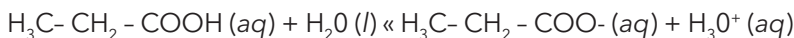


Questão 12 - O ácido láctico, $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-COOH}$, recebeu esse nome porque está presente no leite azedo de gosto desagradável como um produto de ação bacteriana. É também responsável pela irritabilidade nos músculos depois de exercício vigoroso.

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

- 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 $1,8 \text{ g L}^{-1}$ 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 $0,5 \text{ mol L}^{-1}$.
- O pK_a do ácido láctico é 3,85. Compare esse valor com o valor para o ácido propiônico ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$, $\text{pK}_a = 4,89$) e explique a diferença.
- Calcule a concentração de íon lactato em uma solução de $0,050 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido láctico.
- Quando o lactato de sódio, $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-COO}^- + \text{Na}^+$, 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, $[\text{CH}_3\text{CH(OH)COO}]_2\text{Cu} \cdot x\text{H}_2\text{O}$. 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.
- 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.

Questão 13 - 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 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ $0,20 \text{ mol L}^{-1}$ é 2,79.

- 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 pK_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.

Questão 14 - 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 utilizado 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:

- 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.
- 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 $3,2 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$?
- 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: $\ln 2 = 0,693$
- 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?
- 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, $h = 6,6 \times 10^{-34} \text{ Js}$

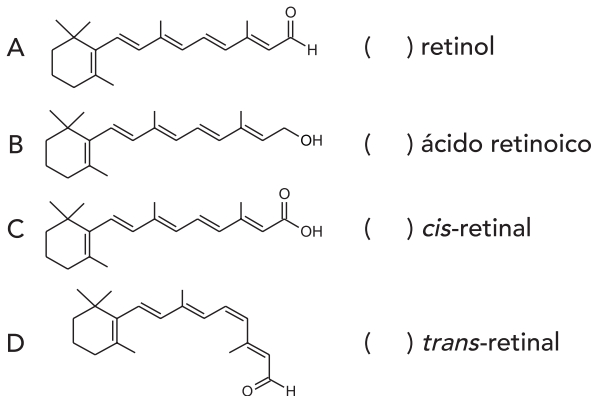
velocidade da onda eletromagnética, $cx = 3,0 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}$

$1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$

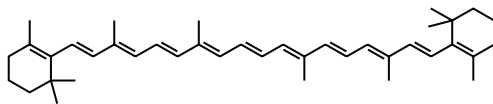
Questão 15 - Retinal é a substância responsável pela visão humana. Existem as configurações *cis* e *trans*. Quando a luz incide sobre a rodopsina - proteína conjugada existente nos bastonetes da retina dos mamíferos, transforma o *cis*-retinal em *trans*-retinal, marcando o início do processo visual, agindo como elo entre a incidência da luz e a série de reações químicas que geram o impulso nervoso que dá origem à visão.



- a) Considerando as moléculas relacionadas, associe corretamente as fórmulas estruturais com os respectivos nomes da segunda coluna:

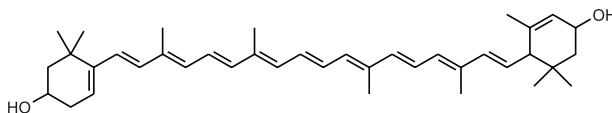


- b) *Cis*-retinal e *trans*-retinal são estereoisômeros denominados diastereoisômeros. Qual deles é mais estável: a configuração *cis* ou a configuração *trans*? Justifique.
- c) O betacaroteno, carotenoide existente em alimentos como abóbora, cenoura, mamão, manga, damasco, espinafre, couve, tem a função de ajudar a diminuir o risco de câncer. Quando ingerimos gorduras e proteínas, o betacaroteno se converte em vitamina A, protegendo as células do envelhecimento. Dada sua fórmula estrutural,



pede-se:

- c.1) sua função orgânica
 - c.2) sua fórmula molecular
 - c.3) o número de ligações π (π) existentes na molécula.
- d) Outro carotenoide importante é a luteína da gema do ovo. Sua fórmula estrutural é:





Identifique os carbonos assimétricos (centros estereogênicos) existentes na molécula e quantos pares de enantiômeros podem ocorrer.

Questão 16 – Flavorizantes são essências artificiais de frutas, imitando seu cheiro e gosto. Os flavorizantes naturais são misturas de dezenas até centenas de substâncias, onde uma ou duas são as principais. Assim, o flavorizante de banana é o acetato de isoamila, de uva é o antranilato de metila, de abacaxi o butanoato de etila, de banana o etanoato (acetato) de octila etc. Na indústria, esses flavorizantes são produzidos em grande quantidade por reações de esterificação, também conhecidas como esterificação de Fischer. Quando se compra um preparado para bolo de laranja ou um suco de laranja em pó, na verdade, nestes são utilizadas essências artificiais para conferir o gosto e o cheiro, e corantes para conferir a cor.

- Equacione a reação de obtenção do acetato de octila.
- As reações de esterificação necessitam de sistema de refluxo e uso de catalisador (geralmente o H_2SO_4). Sugira um mecanismo da reação, demonstrando a ação do catalisador.
- As reações de esterificação de Fischer são reversíveis. Para deslocar o equilíbrio para a direita pode-se acrescentar um sal higroscópico no meio reacional ou colocar um dos reagentes em excesso. Considerando-se o uso de 24 g de ácido etanoico (acético) e 26 g de octan-1-ol, demonstre qual desses reagentes está em excesso.
- É de grande interesse da indústria que o rendimento da reação seja em torno de 80 %. Considerando as massas citadas no item c, qual a massa do produto necessária para ter um rendimento de 80 %?
- Na reação de produção da essência de laranja, qual oxigênio permaneceu no éster como heteroátomo: o do ácido carboxílico ou o do álcool? Justifique.



A

MELHORES RESPOSTAS

Questão 11

Resolução apresentada por **Arthur Gabriel Moura Vieira**, Colégio Militar, Juiz de Fora - MG

Alternativa (a): $\text{AgNO}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} + \text{NO}_3^-$

Limite: 250mg/L

Solução de AgNO_3 : $V_1 = 11,5\text{mL}$ $N^\circ = 0,1 \text{ mol/L}$; $n_1 = 1,15 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Titulação: $n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{AgNO}_3} = 1,15 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Massa molar $\text{Cl}^- = 35,5 \text{ g/mol}$; Massa molar = $35,5 \times 1,15 \times 10^{-3} = \mathbf{40,285 \text{ mg}}$.

Alternativa (b): Volume da amostra analisada: 100 mL.

N° de mols $\text{Cl}^- = n_{\text{Cl}^-} = 1,15 \times 10^{-3} / 100 \times 10^{-3} = 0,0115 \text{ mol/L}$

$C_{\text{Cl}^-} = m_{\text{Cl}^-} = 40,825 \times 10^{-3} \text{ g} / 100 \times 10^{-3} \text{ L} = \mathbf{0,40825 \text{ g/L}}$ ou $\mathbf{408,25 \text{ mg}}$.

Alternativa (c): Volume final: $400 \text{ m}^3 + 500 \text{ m}^3 = 900 \text{ m}^3$

Massa de Cl^- final = Massa inicial de Cl^- + Massa adicionada de Cl^-
 $= 408,25 \text{ mg/L} \times 500\,000 \text{ L} + 10^5 \text{ mg/L} \times 400\,000 \text{ L} = 2041,25 \times 10^5 \text{ mg} + 420 \times 10^5 \text{ mg} = 2461,25 \times 10^5$

Concentração final = Massa final / Volume final = $\mathbf{273,472 \text{ mg/L}}$.

Não, pois 273,472 mg é maior que 250 mg/L.

Alternativa (d): Limite: 250 mg/L

Volume de água = V

$250 \text{ mg/L} = 2461,25 \times 10^5 \text{ mg} / V$; $V = 9,845 \times 10^2 \text{ m}^3 = 984,5 \text{ m}^3$

O volume final de água a ser acrescentado = volume final - volume existente

$V_A = 984,5 - 900 = \mathbf{84,5 \text{ m}^3}$



Alternativa (e): após o recebimento dos 400m^3 de água contendo 105 mg/L de cloreto, havia $2461,25 \times 10^5\text{ mg}$ de cloretos no reservatório. Como a massa de Cl^- é $35,5\text{ g/mol}$, o número de mols de Cl^- na solução, n , é: $n = 2461,25 \cdot 10^5 \times 10^3\text{ g} / 35,5\text{ g/mol} =$ aproximadamente $69,33 \times 10^8\text{ mol}$;

Como a formação do sal de cozinha, NaCl , é por: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$.

O número de mols de Cl^- corresponde ao número de mols de NaCl possíveis de se formar, $69,33 \times 10^8\text{ mol}$. Como a massa molar do NaCl é $58,5\text{ g/mol}$, a massa possível de se formar de NaCl é $69,33 \times 10^8 \times 58,5 = \mathbf{4055,805 \times 10^8\text{ g}}$.

Questão 12

Resolução apresentada por **Italo Rennan Lima Silva**, Colégio 7 de Setembro, Fortaleza - CE

- a) Tempo em que a lâmpada permanece acesa: $\Delta t: 4\text{h} \cdot 30 = 120\text{ h} = 120 \cdot 3600\text{ s}$. Energia consumida pela lâmpada: $E = \text{pot} \cdot \Delta t = 60\text{ w} \cdot 120 \cdot 3600\text{ J}$. como apenas 5 % dessa energia é usada para iluminação e a planta absorve apenas 10 %, temos:

$$E_{\text{absorvida}} = 0,05 \cdot 0,10 \cdot 60 \cdot 120 \cdot 3600\text{ J} = 129600\text{ J} = 129,6\text{ J},$$

Logo a planta absorve $129,6\text{ KJ}$.

- b) Equação da fotossíntese $6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6\text{O}_2$
Entalpia da reação: $\Delta H = \Delta H_{\text{F}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + 6 \cdot \Delta H_{\text{F}}(\text{O}_2) - 6 \cdot \Delta H_{\text{F}}(\text{CO}_2) - 6 \cdot \Delta H_{\text{F}}(\text{H}_2\text{O})$.

Calculando o número de mols de O_2 gerado

$$N = 6 \cdot E_{\text{absorvida}} / H = 6 \cdot 129,6\text{ KJ} / 2680\text{ KJ/Mol} \rightarrow N = 0,290\text{ mol O}_2$$

- c) $T_c/5 = T_f - 32/9 \rightarrow T_c/5 = 104 - 32/9$ $T_c = 40\text{ }^\circ\text{C} = T_K = 313\text{ K}$

Pela equação de Clapeyron:

$$Pv = nRT \rightarrow 1\text{ atm} \cdot V = 0,2909\text{ mol} \cdot 0,0082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1} \cdot 313\text{ K} \rightarrow v = 7,45\text{ L}$$

Portanto são gerados, aproximadamente $7,45\text{ L}$ de O_2 .

- d) Calculando a quantidade de litros de O_2 consumidos:

$$V_{\text{O}_2}: 3\text{L/min} \cdot 30 \cdot 24 \cdot 60\text{ min} = 12900\text{L}$$

Portanto, seriam necessários $12900\text{L} / 7,45\text{L/planta} = 17396\text{ plantas}$.



e) Calculando a corrente que atravessa a lâmpada:

$$\text{Pot: } U \cdot i \rightarrow 60 \text{ w} = 220 \text{ V} \cdot i \rightarrow i = 3/11 \text{ A}$$

$$\text{Sabendo que } i = Q/\Delta t \text{ e } Q = n \cdot e$$

$$n \cdot e / \Delta t = i \rightarrow n \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 3/11 \text{ A} \cdot 120 \cdot 3600 \text{ s} \rightarrow n = 7,36 \cdot 10^{23}$$

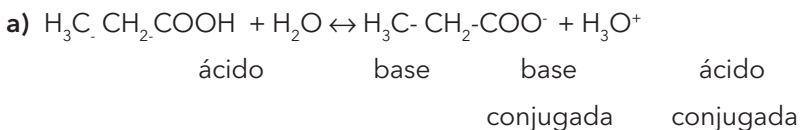
Logo, aproximadamente $7,36 \cdot 10^{23}$ atravessam a lâmpada nesse período.

Questão 13

Ver resolução apresentada por **João Martins Cortez** na questão 12 da **OBQ** Modalidade **B**.

Questão 14

Resolução apresentada por Celso **Renan Barbosa Soares Lima**, Colégio Master, Fortaleza - CE



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

$$-2,79 = \log [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2,79}$$

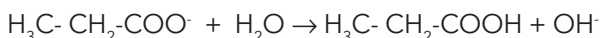
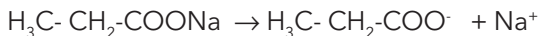
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{COOH}]}$$

$$K_a = 10^{-2,79} \cdot 10^{-2,79} / 0,20 = 10^{-5,58}$$

$$K_a = 1,6 \cdot 10^{-3} \cdot 1,6 \cdot 10^{-3} / 0,20 = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

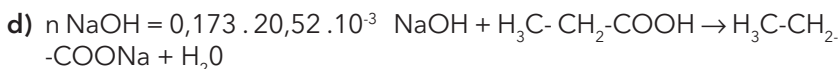
$$K_a = 1,28 \cdot 10^{-5}$$

c) **I - FALSO**, pois quando o número de mols de ácido e base, o que determina o pH é a hidrólise do sal, no caso $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{COONa}$, o qual possui hidrólise básica.



Ou seja, o pH será maior que 7

II - **VERDADEIRO**, pois o ácido clorídrico é um ácido forte e apresenta menor pKa, ou seja liberará o H^+ com mais facilidade e portanto necessitando de uma concentração menor.



$$n \text{ NaOH} = 3,55 \cdot 10^{-3}$$

$$n \text{ NaOH} = n \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{COOH}$$

$$M = 3,55 \cdot 10^{-3} / 25 \cdot 10^{-3}$$

$$M \approx 0,140 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{e) } \text{pKa} = -\log \text{Ka} \quad 4,83 = -\log \text{Ka}$$

$$\text{Ka ácido butanóico} = 10^{-4,83}$$

Não, pois os dois ácidos, ácido butanóico e ácido propanóico, apresentam Ka não muito distantes, respectivamente $10^{-4,83}$ e $1,28 \cdot 10^{-5}$, ou seja para uma titulação semelhante a faixa de viragem do indicador poderá ser a mesma sem perda de precisão

Questão 15

Resolução apresentada por **Vitor Gomes Pires**, Colégio Etapa, São Paulo - SP

$$\text{a) } V_0 = [X_2 Y] \quad [WZ_3]$$

A respeito dos experimentos I e II:

$$\frac{V_{0I}}{V_{0II}} = \left(\frac{1}{2}\right)^\alpha (1)^\beta \rightarrow \left(\frac{1}{2}\right)^\alpha = \frac{0,68}{5,44} \rightarrow 2^\alpha = 8 \rightarrow \alpha =$$

Ordem 3 para o reagente $[X_2 Y]$.

Para os experimentos I e III:



$$\text{I e III: } \frac{V_{\text{OI}}}{V_{\text{OIII}}} = \frac{0,68}{2,8 \times 10^{-2}} = 1^{\alpha} \left(\frac{2,44}{0,10} \right)^{\beta} \rightarrow 24,4^{\beta} = 24,3 \rightarrow \beta = 1.$$

Ordem 1 para o reagente $[\text{WZ}_3]$.

$$\text{Ordem global} = 3 + 1 = 4$$

b) $V = [\text{X}_2 \text{Y}]_3 [\text{WZ}_3]^1$, com K assumindo o valor mostrado no próximo item.

$$\text{c) } K = \frac{V}{[\text{X}_2 \text{Y}]^3 [\text{WZ}_3]} = \frac{0,68}{1,72^3 2,44} = \frac{0,17}{1,72^3 0,61} \approx \frac{0,17}{5 \cdot 0,61} = \frac{0,17}{3,05}$$

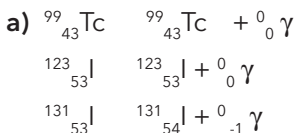
$$K = 0,0557 \frac{\text{L}^3}{\text{mol}^3 \text{s}}$$

$$\text{d) } V_{\text{OIV}} = [\text{X}_2 \text{Y}]^3 [\text{WZ}_3] = 0,0557 \cdot 2,91^3 \cdot 1,33 \approx 1,82 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

e) A energia de ativação diminuirá, como é esperado de um catalisador. A constante de velocidades obedece, em geral, a equação $K = K_0 \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{RT}\right)}$. Se admitirmos que, para a reação catalisada, o fator pré-exponencial é o mesmo (K_0), então a diferença deve se dever à variação da energia de ativação, já que R é uma constante e $T = 298$ K para este experimento.

Questão 16

Resolução apresentada por **Dayanne Rolim Carvalho**, Farias Brito, Fortaleza - CE



$$\text{b) } A = K * N$$

$$A = 2 \cdot 10^{20} * 3,2 \cdot 10^{-5}$$

$$A = 6,4 \cdot 10^{15} \text{ Bq}$$



$$\text{c) } {}^{123}\text{I} \quad t_{1/2} = 13\text{h}$$
$${}^{131}\text{I} \quad t_{1/2} = 8 \text{ dias}$$

Como transmutações seguem a cinética de primeira ordem:

$T_{1/2} = \ln 2/k$ assim, k é inversamente proporcional ao tempo de meia-vida de um radioisótopo, menor é sua velocidade de decaimento. Então, ${}^{131}\text{I}$ é mais estável que o ${}^{123}\text{I}$, pois o primeiro tem maior tempo de meia-vida. Numericamente:

$$V_{{}^{131}\text{I}} = \ln 2 / 8 \cdot 24\text{h}$$

$$V_{{}^{123}\text{I}} = \ln 2 / 13 \text{ h}$$

$$\text{Tal que } V_{{}^{123}\text{I}} > V_{{}^{131}\text{I}}$$

Como ${}^{123}\text{I}$ decai mais rapidamente, ele é o radioisótopo mais instável.

$$\text{d) } M = M_0 \cdot e^{-kt}$$

$$M = 0,5 \cdot e^{-0,1155 \cdot 60}$$

$$M = 0,5 \cdot e^{0,693 \cdot 10 \cdot (-1)}$$

$$M = 0,5 \cdot 2^{-10}$$

$$M = 2^{-11} \text{ mg}$$

$$\text{e) } E = hc / \lambda$$

$$E = (6,6 \cdot 10^{-34} \text{ j}\cdot\text{s}) \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ m/s}) \cdot (1 / 1 \cdot 10^{-11} \text{ m}) \cdot (1 \text{ ev} / 1,6 \cdot 10^{-19}) \cdot (1 \text{ Mev} / 10^6 \text{ Mev})$$

$$E = (0,12 \text{ Mev} / 1 \text{ Fóton}) \cdot (3 \cdot 10^{23} \text{ fótons}) = 3,6 \cdot 10^{22}$$



B

MELHORES RESPOSTAS

Questão 11

Ver resolução apresentada por **Italo Rennan Lima Silva** Questão 12 da OBQ Modalidade A.

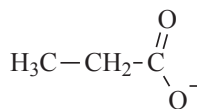
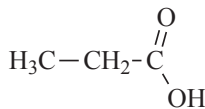
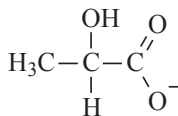
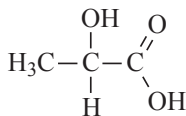
Questão 12

Resolução apresentada por **João Martins Cortez**, Instituto Dom Barreto, Teresina - PI

- a) Em 500 mL de leite, há 900 g de ácido láctico (1,8 g/L). A massa molar do ácido é $M = 90$ g/mol, logo há 10 mols do ácido. Como o ácido láctico é monocarboxílico, tem apenas 1H ionizável, vai precisar de 10 mols de NaOH, uma monobase. Assim, o volume da solução de NaOH é $10/v = 0,5$, $v = 20$ L.

Serão necessários **20 L** de solução.

- b) O pKa do ácido láctico é menor que o pKa do ácido propiônico, o que significa que o pKa do ácido láctico $K_a = 10^{-3,85} = 1,4 \cdot 10^{-4}$ é maior que o K_a do ácido propiônico ($K_a = 10^{-4,89}$), ou seja, o ácido láctico é mais forte. A explicação está nas estruturas químicas.



Ácido láctico

Base conjugada

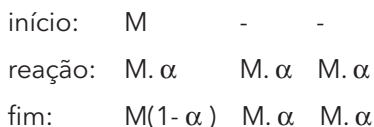
Ácido propiônico

Base conjugada

O grupo OH do 2º carbono no ácido láctico estabiliza a base conjugada por meio de um efeito indutivo -I, que dispersa mais a carga negativa na base estabilizando-a. Tal grupo não existe na base conjugada do ácido propiônico, tornando-a menos estável que a base do ácido láctico. De acordo com a teoria de Bronsted-Lowry, comparando dois ácidos, o mais forte gera a base conjugada mais fraca. Por isso, o ácido láctico é mais forte que o propiônico.

- c) adotemos a notação: HLa = ácido láctico

temos: $\text{HLa} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{La}^-$



$$K_a = M \cdot \alpha^2 / (1 - \alpha) \quad \left\{ \begin{array}{l} K_a = 1,4 \cdot 10^{-4} \\ M = 0,05 = 5 \cdot 10^{-2} \end{array} \right.$$

$$1,4 \cdot 10^{-4} = 5 \cdot 10^{-2} \cdot \alpha^2 / (1 - \alpha)$$

$$5 \alpha^2 = 1,4 \cdot 10^{-2} (1 - \alpha)$$

$5 \alpha^2 + 1,4 \cdot 10^{-2} \alpha - 1,4 \cdot 10^{-2} = 0$ Resolvendo a equação, temos:

$$\alpha = -1,4 \cdot 10^{-2} + \sqrt{28 \cdot 10^{-2}} / 10 = 5,3 \cdot 10^{-1} - 1,4 \cdot 10^{-2} / 10 = 5,16 \cdot 10^{-2}$$

Portanto, a concentração do lactato é $[La^-] = M \cdot \alpha = 2,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

A concentração do íon lactato é $2,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$



$$\text{massa molar} = 6 \cdot 12 + 1 \cdot 10 + 6 \cdot 16 + 1 \cdot 63,5 + 18 \cdot x = (18x + 241,5) \text{ g}$$

$$\text{considerando } 1,0 \text{ mol temos: } 100\% \text{ ----- } (18x + 241,5) \text{ g}$$

$$26\% \text{ ----- } M(\text{C}) = 72 \text{ g}$$

$$M_{\text{total}} : x = 2$$

Portanto, o valor de x é $x=2$

e) A solução de lactato de cobre(II) será ácida, porque o lactato de cobre sofrerá hidrólise, ambos os íons. O lactato, cujo ácido conjugado é o láctico, com $pK_a = 3,85$, vai hidrolisar, e o Cu^{2+} vai hidrolisar, mas com um pK_b maior que o pK_a do ácido láctico, pois sua constante de dissociação ácida é $1,0 \cdot 10^{-8}$. Portanto, o pK_a (lactato) $> pK_b$ (Cu^{2+}), logo o pH da solução após hidrolise será ácido. Para um sal derivado de ácido e base fracos, o pH do meio será ácido se $pK_a > pK_b$, e básico se $pK_b < pK_a$.



Questão 13

Ver resolução apresentada por **Celso Renan Barbosa Soares Lima** em **OBQ Modalidade A**, Questão 14

Questão 14

Ver resolução apresentada por **Dayanne Rolim Carvalho** Questão 16 da **OBQ Modalidade A**,

Questão 15

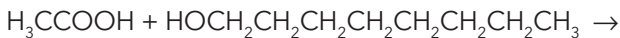
Resolução apresentada por **Valentino Amadeus Sichinel**, Colégio Politécnico da UFSM, Santa Maria - RS

- a) Retinol - **B** Ácido Retinóico - **C** Cis-Retinal - **D** Trans-Retinal - **A**
- b) A configuração trans é a mais estável, pois seu arranjo espacial é mais linear, o que lhe confere maior estabilidade devido a melhor distribuição dos orbitais, estando elementos iguais em planos opostos.
- c) 1- Hidrocarboneto
 2- $C_{40}H_{56}$
 3- 11 ligações π d) 3 carbonos assimétricos, $2^3=8$, 4 pares de enantiômeros.

Questão 16

Resolução apresentada por **Leandro Alves Cordeiro**, Liceu Jardim, Ribeirão Pires, SP

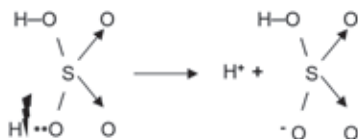
a)



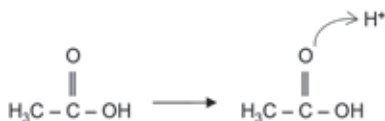
b) **NÃO RESPONDEU** (Resolução sugerida pela banca)



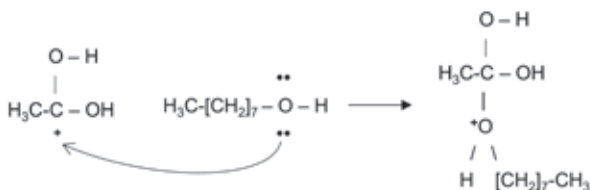
Mecanismo - 1° - Dissociação do ácido sulfúrico:



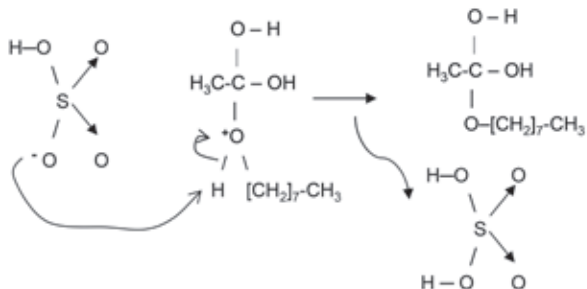
2° - protonização do ácido acético



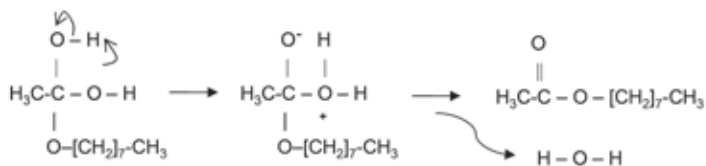
3° - ataque do álcool



4° - Regeneração do ácido sulfúrico e formação do acetal

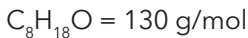
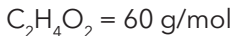


5° - Desidratação do acetal e formação do éster





c)



$$60 \text{ g} \text{-----} 130 \text{ g} \quad 130X = 60 \times 26 \rightarrow X = 12 \text{ g de } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

$$X \text{ g} \text{-----} 26 \text{ g}$$

O reagente em excesso é o $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ (ácido etanoico).

d)

$$26 \text{ g} \text{-----} X \text{ g} \quad \rightarrow \quad X = 34,4 \text{ g}$$

$$130 \text{ g} \text{-----} 172 \text{ g}$$

$$34,4 \times 0,8 = 27,52 \text{ g}$$

- e) O oxigênio que permaneceu no éster como heteroátomo foi o do álcool, visto que a hidroxila do ácido é utilizado para formar a molécula de água. Devido a ressonância da carboxila o ácido carboxílico forma um íon mais estável que o do álcool.

“Quando você perceber que, para produzir precisa obter a autorização de quem não produz nada; quando comprovar que o dinheiro flui para quem negocia, não com bens, mas com favores; quando perceber que muitos ficam ricos pelo suborno e por influência, mais que pelo trabalho, e que as leis não nos protegem deles, mas, pelo contrário, são eles que estão protegidos de você; quando perceber que a corrupção é recompensada, e a honestidade se converte em auto sacrifício; então poderá afirmar, sem temor de errar, que sua sociedade está condenada.”

Ayn Rand

Filósofa russo-americana (judia, fugitiva da revolução russa, que chegou aos Estados Unidos na metade da década de 1920) mostrando visão com conhecimento de causa.



Olimpíada Brasileira de Química – Modalidade A

RESULTADO

Nome	Escola	Cidade	UF	Nota	Escore
OURO					
Vitor Gomes Pires	Etapa	São Paulo	SP	80	100,0
Lucas Paulo de Lima Camillo	São Bento	Rio de Janeiro	RJ	72,5	90,63
Gerardo Albino Nogueira Filho	Ari de Sá	Fortaleza	CE	72,1	90,13
Eduardo Custódio Leal	Bernoulli	Belo Horizonte	MG	71,2	89,00
Felipe Mourad Pereira	Objetivo	Indaiatuba	SP	70,6	88,25
Gabriel Ferreira Gomes Amgarten	Ari de Sá	Fortaleza	CE	70,2	87,75
Leonardo Augusto Garcia Cunha	Olimpo	Goiânia	GO	68,0	85,00
Francisco Luiz Isael Junyor	Farias Brito	Fortaleza	CE	67,7	84,63
PRATA					
Pedro Seber e Silva	Etapa	São Paulo	SP	66,5	83,13
Italo Rennan Lima Silva	7 de Setembro	Fortaleza	CE	66,2	82,75
Tiago de Sousa Viana	Master Bezerra	Fortaleza	CE	65,9	82,38
Gustavo Dehaini	Magnum	Belo Horizonte	MG	65,5	81,88
Carlos Alfredo C. de Vasconcelos Filho	Farias Brito	Fortaleza	CE	65,4	81,75
Thiago de Carvalho Gonçalves Nunes	Dom Barreto	Teresina	PI	65,4	81,75
Davi Oliveira Aragão	Militar de Fortaleza	Fortaleza	CE	65,1	81,38
Gustavo Manfio Leme de Campos	Farias Brito	Fortaleza	CE	64,0	80,00
João Paulo Carvalho da Cruz	São Bento	Rio de Janeiro	RJ	64,0	80,00
Mateus Nakamune Tubone	Bandeirantes	São Paulo	SP	63,8	79,75
Dayanne Rolim Carvalho	Farias Brito	Fortaleza	CE	62,4	78,00
Lucca Borges Prado	Simbios	Goiânia	GO	61,6	77,00
Celso Renan Barbosa Soares Lima	Master	Fortaleza	CE	61,4	76,75
Eduardo de Oliveira Prates Fantini Parma	Etapa	Valinhos	SP	60,3	75,38
Rubens Henrique F. dos Reis	Madre Maria Villac	Teresina	PI	59,4	74,25
Lucas Kendrick Dal Castel	Adventista	Porto Alegre	RS	58,5	73,13
Leonardo Almeida Lessa	Leonardo da Vinci	Taguatinga	DF	58,2	72,75
BRONZE					
Leandro Guatimosim Gripp	Magno Agostiniano	Belo Horizonte	MG	57,1	71,38
Bernardo Sobral Werneck	Santo Inácio	Rio de Janeiro	RJ	56,2	70,25
Diogo Correia Netto	Anglo Sorocaba	Sorocaba	SP	55,2	69,00
Guilherme Goulart Kowalczuk	Colégio Militar	Porto Alegre	RS	55,2	69,00
Amanda Camelo Paulino	Ari de Sá	Fortaleza	CE	54,8	68,50
Rafael Peixoto Pagliaro	Albert Sabin	Cotia	SP	54,6	68,25
Luís Felipe Chagas Caldeira Catão	Contato	Maceió	AL	53,9	67,38
Guilherme Obeid	Etapa	São Paulo	SP	53,7	67,13
André Oliveira Soares	Etapa	São Paulo	SP	52,7	65,88
Arthur Gabriel Moura Vieira	Militar	Juiz de Fora	MG	52,6	65,75



Ana Beatriz Timbó de Oliveira	Master	Fortaleza	CE	52,6	65,75
Gabriel Moura Brauna	Ari de Sá	Fortaleza	CE	52,1	65,13
Rodrigo Massato Nobetani	Etapa	São Paulo	SP	52,0	65,00
Danilo Soares Barbosa	3º Milênio	Limoeiro	PE	51,9	64,88
André Victor Fernandes Bacci	Singular São Bernardo	São Bernardo	SP	51,6	64,50
Marcos Montandon Magalhães	Etapa	São Paulo	SP	51,6	64,50
Leonardo Mouta Pereira Pinheiro	Olimpo	Brasília	DF	51,4	64,25
Victor Moreira Santos	Master	Aracaju	SE	51,2	64,00
Luciana Filoni Ferreira	Objetivo	Guarulhos	SP	50,7	63,38
Vinicius Abreu de Moraes	Ruy Barbosa	Três Rios	RJ	50,7	63,38
André Saugo Mazzari	Notre Dame	Campinas	SP	50,6	63,25
Vinicius Castagna Lepca	Positivo Ang. Sampaio	Curitiba	PR	50,6	63,25
Beatriz Albuquerque Bomfim	Militar	Manaus	AM	50,3	62,88
Isabela Borges Barreto	Integral	Salvador	BA	49,3	61,63
João Raphael Ferreira Guimarães	Santa Maria	Recife	PE	49,3	61,63
Gabriel Henrique Cabezas Assis	7 de Setembro	Fortaleza	CE	49,2	61,50
Vinicius Roberto Gomes Queiroz	Diocesano	Caruarú	PE	48,8	61,00
Jonny Farias Vicente Ferreira	São Bento	Rio de Janeiro	RJ	48,7	60,88
Adrienny Rúbia de Oliveira Soares	Militar	Juiz de Fora	MG	47,6	59,50
Renan Muniz dos Santos	Pensi	Rio de Janeiro	RJ	47,6	59,50
Arianny Vitoria Rocha Alves	Master	Fortaleza	CE	47,5	59,38
Rodolfo Nogueira Lima	Ari de Sá	Fortaleza	CE	47,2	59,00
Matheus Cardoso Aragão	Ari de Sá	Fortaleza	CE	46,6	58,25
Henrique Hackbart Porn	Marista Rosário	Porto Alegre	RS	46,3	57,88
Victor Cambraia Nogueira de Oliveira	Farias Brito	Fortaleza	CE	46,2	57,75
Luana Jalantonio Cattán	Objetivo Integrado	São Paulo	SP	46,1	57,63

PRATA

Pedro Seber e Silva	Etapa	São Paulo	SP	66,5	83,13
Italo Rennan Lima Silva	7 de Setembro	Fortaleza	CE	66,2	82,75
Tiago de Sousa Viana	Master Bezerra	Fortaleza	CE	65,9	82,38
Gustavo Dehaini	Magnum	Belo Horizonte	MG	65,5	81,88
Carlos Alfredo Cordeiro de Vasconcelos Filho	Farias Brito	Fortaleza	CE	65,4	81,75
Thiago de Carvalho Gonçalves Nunes	Dom Barreto	Teresina	PI	65,4	81,75
Davi Oliveira Aragão	Militar de Fortaleza	Fortaleza	CE	65,1	81,38
Gustavo Manfio Leme de Campos	Farias Brito	Fortaleza	CE	64,0	80,00
João Paulo Carvalho da Cruz	São Bento	Rio de Janeiro	RJ	64,0	80,00
Mateus Nakamune Tubone	Bandeirantes	São Paulo	SP	63,8	79,75
Dayanne Rolim Carvalho	Farias Brito	Fortaleza	CE	62,4	78,00
Lucca Borges Prado	Simbios	Goiânia	GO	61,6	77,00
Celso Renan Barbosa Soares Lima	Master	Fortaleza	CE	61,4	76,75
Eduardo de Oliveira Prates Fantini Parma	Etapa	Valinhos	SP	60,3	75,38
Rubens Henrique F. dos Reis	Madre Maria Villac	Teresina	PI	59,4	74,25
Lucas Kendrick Dal Castel	Adventista	Porto Alegre	RS	58,5	73,13
Leonardo Almeida Lessa	Leonardo da Vinci	Taguatinga	DF	58,2	72,75



Olimpíada Brasileira de Química – Modalidade B

RESULTADO

Nome	Escola	Cidade	UF	Nota	Escore
OURO					
Felipe Vieira Coimbra	Dom Barreto	Teresina	PI	84,40	100,0
Pedro Teotônio de Sousa	Ari de Sá	Fortaleza	CE	82,00	97,17
Leandro Alves Cordeiro	Liceu Jardim	Ribeirão Pires	SP	81,50	96,58
João Martins Cortez Filho	Dom Barreto	Teresina	PI	81,20	96,22
Delson Barros Oliveira Filho	Coesi	Aracaju	SE	77,60	91,96
Pedro Guilherme Soares Vieira	Dom Barreto	Teresina	PI	76,75	90,95
João Guilherme Porto Santos	Amadeus	Aracaju	SE	76,50	90,65

PRATA					
Gabriel Pineschi Braun	PH	Rio de Janeiro	RJ	75,50	89,47
Elcio Koodiro Yoshida	Etapa	São Paulo	SP	75,40	89,35
Victória Moreira Reis Cogo	Dom Barreto	Teresina	PI	74,60	88,40
Giovanni Elson Rafael de Souza	Farias Brito	Fortaleza	CE	73,75	87,39
Wallace Ferreira Teófilo	Sistema Elite de Ensino	Rio de Janeiro	RJ	73,00	86,51
João Pedro de Oliveira Morais da Costa	Antares Papicu	Fortaleza	CE	71,70	84,96
Marina Mendes Fonseca	Santo Antônio	Belo Horizonte	MG	71,60	84,85
Gustavo de Souza Medeiros	Motivo	Recife	PE	71,20	84,37
Renner Leite Lucena	Farias Brito	Fortaleza	CE	71,00	84,14
Leonardo Henrique Martins Florentino	Objetivo Integrado	São Paulo	SP	70,80	83,90
Roberto Ferreira Franco Moura	Olimpo	Brasília	DF	69,45	82,30
Lucas Samuel Formolo	Colegio Riachuelo	Santa Maria	RS	68,75	81,47
Mikael Akihito Hirata Iwamoto	Olimpo	Brasília	DF	68,70	81,41
Lucas Bastos Oliveira	Master Sul	Fortaleza	CE	68,40	81,05
Juan Freire Dantas Galvão	Farias Brito	Fortaleza	CE	68,30	80,94
Juliana Mendes Sousa	Educallis	São Luís	MA	68,25	80,88
Leonardo Dias Sanabria	Colégio London	São José do Rio Preto	SP	67,95	80,52
Gabriel Kripka	Israelita Brasileiro	Porto Alegre	RS	67,15	79,57
Ícaro Araújo de Sousa	Instituto Federal	Teresina	PI	66,60	78,92

BRONZE					
Felipe Espreafico Guelerman Ramos	Colégio FAAP	Ribeirão Preto	SP	65,75	77,91
João Pedro Ramos Milhome	Dom Barreto	Teresina	PI	65,25	77,32
Arthur Klemenchuk Sueiro	Liceu Jardim	Santo André	SP	65,10	77,14
Yu Hao Wang Xia	CMB	Brasília	DF	65,10	77,14
Valentino Amadeus Sichinel	Politécnico da UFSM	Santa Maria	RS	65,00	77,03



Rafael Ferreira Martins	CEFET-MG	Belo Horizonte	MG	64,50	76,43
Felipe Batista Meirelles	Bom Jesus	Curitiba	PR	63,90	75,72
William Chaves Lima	Farias Brito	Fortaleza	CE	62,60	74,18
Lucas Maia Moraes	Ciências Aplicadas	Natal	RN	62,30	73,83
Arthur Coutinho Valadares	Elite Vale de Aço	Ipatinga	MG	62,00	73,47
João Luís Sousa Guedes Alcoforado	Marista São Luís	Recife	PE	61,90	73,35
Rafael Verissimo Martins	Olimpo	Brasília	DF	61,40	72,76
Matheus Faria Mello	Colégio Militar	Juiz de Fora	MG	60,90	72,17
Paula Coelho Gyori	Albert Sabin	São Paulo	SP	60,35	71,51
Giörgio Franciscatto Pereira	Politécnico da UFSM	Santa Maria	RS	60,20	71,34
Bernardo Schmitberger Moraes	CEFET-MG	Belo Horizonte	MG	59,90	70,98
Bruno Diniz Rocha Pechina	Liberato Salzano	Novo Hamburgo	RS	59,35	70,33
Caio Koiti Ogata Ariga	Objetivo Vergueiro	São Paulo	SP	59,10	70,03
Matheus Uchôa Constante	Olimpo	Goiânia	GO	58,70	69,56
Lorena Conti L. L. França da Silva	Instituto Federal	Rio de Janeiro	RJ	58,60	69,44
Thales de Oliveira Sabino	Instituto Federal	Rio de Janeiro	RJ	58,50	69,32
Marcus Vinícius Faustino	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG	58,40	69,20
Victor Raniery Silva de Holanda	Instituto Federal	Parnamirim	RN	58,40	69,20
Matheus Ribeiro Sampaio	Master	Aracaju	SE	58,20	68,97

Veja lista de agraciados com Menção Honrosa e Demais Classificados em www.obquimica.org

*Você nunca sabe quais resultados virão da sua ação.
Mas se você não fizer nada, não existirão resultados.*

Mahatma Gandhi



**Progama
Nacional
Olimpíadas
de Química**

OLIMPÍADA BRASILEIRA DE QUÍMICA 2014 - FASE IV

PROVA EXPERIMENTAL EM VÍDEO

PROCESSO SELETIVO PARA AS
OLIMPÍADAS INTERNACIONAIS DE QUÍMICA

Nome: _____

email: _____ **Código** _____

Caro estudante,

Este exame de cunho experimental tem por finalidade selecionar os 15 (quinze) estudantes que participarão do Curso de Aprofundamento e Excelência (Fase V), para a futura escolha dos representantes do Brasil nas olimpíadas internacionais de Química.

Você dispõe de 4 (quatro) horas para ver o vídeo e responder às questões deste exame.

INSTRUÇÕES

1. A prova contém 10 (sete) questões, que abrangem os 10 (dez) experimentos contidos no vídeo.
2. Veja atentamente, na projeção, as imagens do filme que contêm os fundamentos deste exame.
3. Seu coordenador, inicialmente, exibirá a gravação completa do exame e, a seguir, apresentará cada experimento separadamente. Caso seja necessário, ele repassará as imagens, até esclarecer as suas dúvidas.
4. Leia as perguntas relativas a cada experimento, constantes nesta folha, e escreva as respostas nas folhas oficiais de respostas, nos espaços destinados a cada questão.
5. Os resultados desse exame serão encaminhados para o seu coordenador (e também diretamente para você, caso tenha e-mail). Veja o resultado, também, na internet em www.obquimica.org (clique em novidades).



QUESTÃO 1 (EXPERIMENTO 1) - Nas condições apresentadas, determine a densidade do gás produzido e a pureza do carbonato de sódio utilizado.

Dados: $P = 1,0 \text{ atm}$; $T = 27^\circ\text{C}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Massas atômicas: $\text{C} = 12 \text{ u}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$; $\text{Na} = 23 \text{ u}$.

QUESTÃO 2 (EXPERIMENTO 2) - Explique o porquê da coloração inicial do suco e a mudança de coloração observada no tubo de ensaio após a adição da água de bromo, identificando as fases 1 e 2.

QUESTÃO 3 (EXPERIMENTO 3) - Identifique as amostras de leite modificadas, propondo possíveis substâncias adulterantes. Justifique.

QUESTÃO 4 (EXPERIMENTO 4) - Equacione a transformação química apresentada e explique o efeito observado quando o feixe de luz atravessa os tubos de ensaio.

QUESTÃO 5 (EXPERIMENTO 5) - Determine a concentração, em mg/L, de cloretos na água da torneira.

Dados: Massas atômicas: $\text{Ag} = 108 \text{ u}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$; $\text{Cr} = 52 \text{ u}$; $\text{K} = 39 \text{ u}$; $\text{N} = 14 \text{ u}$;
 $\text{O} = 16 \text{ u}$.

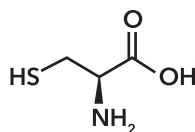
QUESTÃO 6 (EXPERIMENTO 6) - Explique, equacionando as reações, o aparecimento das colorações.

QUESTÃO 7 (EXPERIMENTO 7) - Considerando a estrutura da cisteína, presente no ovo, e os potenciais de redução fornecidos, explique as transformações observadas no objeto de prata.

Dados: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s}) \quad E^0 = +0,80 \text{ V}$

$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s}) \quad E^0 = -1,66 \text{ V}$

Cisteína



QUESTÃO 8 (EXPERIMENTO 8) - Segundo a análise apresentada, qual dos ânions abaixo está presente na solução eletrolítica?

a) Cloreto. b) Fosfato. c) Nitrato. d) Sulfito.

Explique.

QUESTÃO 9 (EXPERIMENTO 9) - Explique a formação das chamas, equacionando as reações ocorridas na palha de aço.

QUESTÃO 10 (EXPERIMENTO 10) - Explique as transformações químicas observadas.



**Progama
Nacional
Olimpíadas
de Química**

OLIMPÍADA BRASILEIRA DE QUÍMICA 2014 - FASE IV

Resultado da prova experimental - 2015

Após a finalização desta etapa tivemos como classificados para a fase seguinte, Curso de Aprofundamento e Excelência em Química, os seguintes estudantes:

Nome	Escola	UF	Score FASE III	Score FASE III	Resulta- do Final
Felipe Vieira Coimbra	Instituto Dom Barreto	PI	100,0	82,48	93,04
João Martins Cortez Filho	Instituto Dom Barreto	PI	93,40	91,76	92,75
Giovanni Elson Rafael de Souza	Farias Brito	CE	91,92	93,82	92,68
Gabriel Moura Braúna	Ari de Sá Cavalcante	CE	89,59	93,82	91,28
Italo Lesione De Paiva Rocha	Master Bezerra	CE	85,78	98,98	91,06
Dayanne Rolim Carvalho	Modulo /Objetivo	CE	89,91	91,76	90,65
Pedro Teotônio de Sousa	Ari de Sá Cavalcante	CE	89,59	81,45	86,33
Gabriel Ferreira Gomes Amgarten	Ari de Sá Cavalcante	CE	85,99	86,60	86,24
Seon Augusto de Souza Ferreira	Colégio Militar	BA	90,02	80,42	86,18
Renata Braga de Sousa Cidrack	Master Bezerra	CE	83,82	89,70	86,17
Elcio Koodiro Yoshida	Etapa	SP	75,61	100,0	85,37
Gabriel Pineschi Braun	Colégio PH	RJ	84,46	84,54	84,49
Rafael Wendel Carvalho Cruz	COLTEC	MG	83,13	84,54	83,70
Lorenzo Pellizzaro Lima	Colegium	MG	88,00	73,20	82,08
Vitor Alexandre Santos da Silva	IFRJ - Maracanã	RJ	77,62	88,67	82,04
Leonardo Henrique M. Florentino	Objetivo Vergueiro	SP	73,55	93,82	81,66
Vitor Gomes Pires	Campos Salles	SP	90,02	69,08	81,64
Matheus Henrique de Al. Camacho	Objetivo Paulista	SP	74,02	92,79	81,53

Lista completa desse resultado pode ser vista em www.obquimica.org/resultados/download/141

Os estudantes acima relacionados foram convocados para participar do Curso de Aprofundamento e Excelência em Química ministrado na Universidade Federal do Rio Grande do Norte no período de 01.03 a 14.03.2015.

O curso foi fundamentado na lista de exercícios existente em:

www.obquimica.org/exames/download/155



**Programa
Nacional
Olimpíadas
de Química**

OLIMPÍADA BRASILEIRA DE QUÍMICA 2014 - FASE V

**Curso de Aprofundamento
e Excelência em Química**

De 01 a 14 de abril de 2015 realizou-se no Instituto de Química da Universidade Federal do Rio Grande do Norte o Curso de Aprofundamento e Excelência em Química ministrado por professores do Curso de Pós-Graduação em Química da UFRN e docente convidado. Trata-se de um curso itinerante que é ministrado por dois anos consecutivos em uma das universidades parceiras que possuam Programa de Pós-graduação em química.

A UFRN ainda ministrará pela segunda vez esse curso, em 2016, para os estudantes classificados na Fase IV da OBO-2015.



Alunos do Curso de Aprofundamento e Excelência em Química com o coordenador estadual, Prof. Dr. Fabiano Gomes, o Diretor do Instituto de Química, Prof. Dr. Ótom Anselmo de Oliveira e a Reitora da UFRN, Prof.^a Angela M^a Paiva Cruz.



**Programa
Nacional
Olimpíadas
de Química**

OLIMPÍADA BRASILEIRA DE QUÍMICA 2014 - FASE VI

Exame aplicado em 18.05.2015

PROCESSO SELETIVO PARA AS
OLIMPÍADAS INTERNACIONAIS DE QUÍMICA

Constantes físicas, Unidades, Fórmulas e Equações

Constante universal dos gases. $R = 8,3145 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Pressão padrão $p^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

Pressão atmosférica $1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$

Zero na escala Celsius $273,15 \text{ K}$

Massa do elétron. $m_e = 9,1094 \times 10^{-31} \text{ kg}$

Elétron-volt $1 \text{ eV} = 1,6022 \times 10^{-19} \text{ J} = 96485 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$

Primeira Lei da Termodinâmica $dU = dQ + dW$

Trabalho de um gás $dW = -pdV$ (compressão = trabalho positivo;
expansão = trabalho negativo)

Relação entre capacidades caloríficas $\overline{C}_P - \overline{C}_V = R;$

$$\overline{C}_V = \frac{5}{2}R \text{ (para gases diatômicos)}$$

Problema 1	Ciclos termodinâmicos	150 pontos
-------------------	------------------------------	-------------------

Desde as suas proposições em 1824, o ciclo e o teorema de Carnot são algumas das maiores contribuições da termodinâmica clássica para a ciência das máquinas térmicas. A máquina de Carnot é aquela que operando entre duas temperaturas, uma fonte de calor e um sorvedouro de calor, possui a máxima eficiência possível, sendo a eficiência calculada como a razão entre o trabalho produzido pelo ciclo e o calor absorvido da fonte à temperatura "quente". O ciclo de Carnot compreende as etapas:

- 1) Expansão isotérmica reversível do gás a uma temperatura "quente" T_1 (Figura 1 = sequência de 1 a 2);



- 2) Expansão adiabática (ou isoentrópica) reversível (trabalho isoentrópico realizado pelo gás - Figura 1 = sequência de 2 a 3);
- 3) Compressão isotérmica reversível do gás a uma temperatura "fria" T_2 (Figura 1 = sequência de 3 a 4);
- 4) Compressão adiabática (ou isoentrópica) reversível (trabalho isoentrópico realizado sobre o gás - Figura 1 = sequência de 3 a 4).

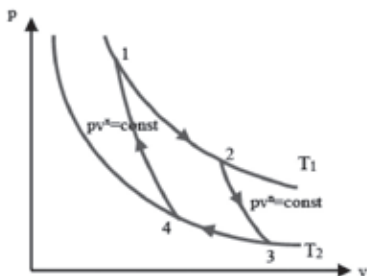


Figura 1. Diagrama *Pressão x Volume* ($P \times V$) ilustrando o ciclo de Carnot para a restrição de que $x = n = C_p/C_v = \gamma$.

Observa-se na **Figura 1** que o ciclo de Carnot somente será corretamente ilustrado se admitirmos a restrição de que $x = n = \gamma = C_p/C_v$, onde C_p e C_v são as capacidades caloríficas molares do gás a pressão e volume constante, respectivamente. Em outras palavras, devemos escolher os estados, tal que: $S_2 - S_1 = S_4 - S_3$, onde S_i é a entropia do estado i (a isoentropia do processo garante que $S_2 = S_3$ e $S_1 = S_4$). Os parâmetros n e x são denominados de índices politrópicos, iguais ao expoente de Poisson do gás, γ , no ciclo de Carnot. Diferentes ciclos termodinâmicos podem ser estudados modificando os valores dos índices politrópicos e usando ou não a restrição de $n = x$.

1. Para o ciclo de Carnot, a dedução da equação $\eta = 1 - (T_2/T_1)$, para o rendimento do processo, pode ser feita sem o uso explícito da segunda lei da termodinâmica. Mostre tal dedução para o modelo de gás ideal.
2. Na **Figura 2** são apresentados dois ciclos termodinâmicos conhecidos como ciclo de Stirling (esquerda) e ciclo de Ericsson (direita). Nestes ciclos os processos adiabáticos ($2 \rightarrow 3$ e $4 \rightarrow 1$) não são utilizados, sendo substituídos, respectivamente, por processos isovolumétricos e isobáricos. Demonstre que ambos os ciclos apresentam rendimento igual ao da máquina de Carnot, quando operam reversivelmente com um gás ideal.

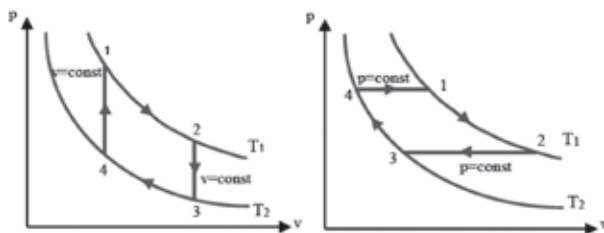


Figura 2. Ciclos termodinâmicos de Stirling (esquerda) e de Ericsson (direita).

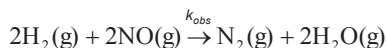
- Qual o valor de n (e x , pois considere $n = x$) nos ciclos de Ericsson e Stirling?
- Uma máquina térmica opera com um mol de um gás ideal diatômico realizando um ciclo que consiste de três etapas: (1) Uma expansão adiabática de uma pressão inicial de 2,64 atm e um volume inicial de 10 L para uma pressão final de 1 atm e volume final de 20 L; (2) Uma compressão a uma pressão constante para o seu volume original de 10 L, e (3) um aquecimento a volume constante até a sua pressão original de 2,64 atm. Calcule a eficiência do ciclo.

Problema 2

Lei de velocidade

150 pontos

A reação entre NO e H₂, a uma dada temperatura, é descrita pela equação:



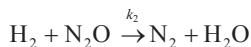
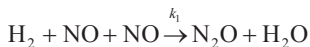
Como ocorre redução da pressão no decorrer da reação, a variação $dP(\text{N}_2)/dt$ pode ser medida experimentalmente pela diminuição da pressão total, tal como mostra a tabela abaixo. A expressão genérica que descreve a lei de velocidade para essa reação é:

$$dP(\text{N}_2)/dt = k_{\text{obs}} [\text{P}(\text{H}_2)]^m [\text{P}(\text{NO})]^n$$

	Po(H ₂) (torr)	Po(NO) (torr)	Δ P(H ₂) (torr.s ⁻¹) (velocidades iniciais)	Δ t
1	289	400	1,60	
2	147	400	0,77	
3	400	300	1,03	
4	400	152	0,25	

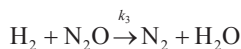
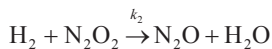
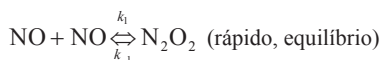


- Com base nos dados experimentais encontre a lei de velocidade experimental, especificando os valores de m , n , ordem global e k_{obs} .
- Abaixo é apresentada uma proposta mecanística para essa reação:



Faça as suposições necessárias para que o mecanismo gere a lei de velocidade empírica. Expresse k_{obs} em termos das constantes de velocidade das etapas individuais do mecanismo.

- Outra proposta mecanística para essa reação é apresentada abaixo.



Faça as suposições necessárias para que o mecanismo gere a lei de velocidade empírica. Expresse k_{obs} em termos das constantes de velocidade das etapas individuais do mecanismo.

- Qual dos mecanismos propostos é o mais plausível? Justifique.

Problema 3
A química das cores e os compostos de coordenação
150 pontos

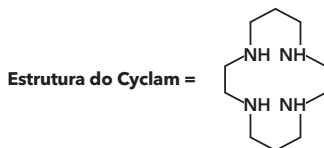
A cor foi a principal característica que chamou a atenção dos primeiros químicos inorgânicos para os compostos de coordenação. Hoje sabemos que as cores dos complexos resultam de certos fatores eletrônicos que envolvem a simetria da molécula e as características do metal e ligantes envolvidos. Assim responda os itens abaixo:

- Desenhe o diagrama de desdobramento de campo para os complexos $\text{K}[\text{FeCl}_4]$, $\text{Ca}_2[\text{CoCl}_6]$ e $\text{Na}_2[\text{PdCl}_4]$. Informe a energia de estabilização do campo cristalino para os compostos $\text{K}[\text{FeCl}_4]$ e $\text{Ca}_2[\text{CoCl}_6]$.
- Considerando os compostos $\text{K}[\text{FeCl}_4]$ e $\text{Ca}_2[\text{CoCl}_6]$, informe se os mes-



mos possuem transições permitidas, parcialmente permitidas ou proibidas pelas regras de seleção de transições d-d.

3. Considerando que os seguintes reagentes estão disponíveis: trifenilfosfina (PPh_3), amônia e $[\text{PtCl}_4]^{2-}$, mostre as reações necessárias para obtenção dos compostos *cis*- $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)(\text{PPh}_3)]$ e *trans*- $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)(\text{PPh}_3)]$. Desenhe as estruturas dos complexos formadas em cada reação.
4. Desenhe a estrutura dos possíveis isômeros com geometrias octaédricas obtidos a partir da reação do composto $\text{K}[\text{FeCl}_4]$ com o ligante cyclam (estrutura abaixo). Informe o nome do mecanismo envolvido na reação.

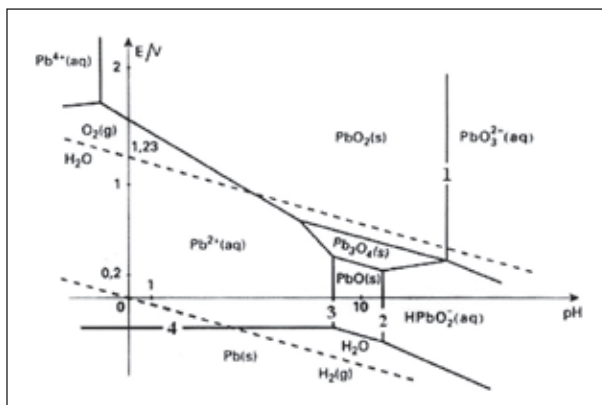


Problema 4

Corrosão

150 pontos

O diagrama de Pourbaix é um método gráfico muito fácil útil para prever as condições de potencial e pH sob as quais um metal pode estar em corrosão, imunidade e passividade. Este diagrama mostra de forma sumária o comportamento previsto para um metal puro imerso em água pura. Esses diagramas de equilíbrio eletroquímicos potencial e pH são extremamente úteis no estudo da corrosão e da proteção contra a corrosão em meio aquoso. O diagrama de Pourbaix abaixo representa o comportamento do chumbo em solução aquosa.

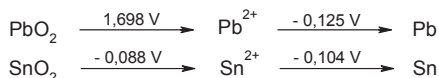




Baseado neste diagrama, responda:

- 1.1. Represente as reações de equilíbrio para as retas 1, 2, 3 e 4, observando a condição de proteção para o chumbo.
- 1.2. Supondo que o chumbo esteja na seguinte condição E-pH: $E = 0,2 \text{ V}$ e $\text{pH} = 1$. Mantendo o pH inalterado, cite a espécie ou espécies envolvida(s) para conseguir mudar da condição de corrosão para passivação e mencione se essa espécie(s) podem sofrer desproporcionamento.

A partir do diagrama de Pourbaix, diagramas de Latimer podem ser construídos. Assim, considere o diagrama de Latimer para o chumbo e o estanho em meio ácido:



- 2.1. Calcule os valores de nE para cada estado de oxidação do chumbo e do estanho, e construa um Diagrama de Frost comparativo para estes dois elementos em meio ácido. Tenha certeza que o diagrama construído esteja com escala correta.
- 2.2. Qual das espécies que foram plotadas é o agente oxidante mais forte? Justifique sua resposta.
- 2.3. Qual das espécies que foram plotadas é o agente redutor mais forte? Justifique sua resposta.
- 2.4. O Pb^{2+} é estável em solução ácida? Justifique sua resposta.
- 2.5. Que produto(s) pode(m) ser formado(s) se PbO_2 for misturado com Sn^{2+} em solução ácida? Escreva a equação balanceada.
- 2.6. Demonstre que espécie contendo chumbo existiria se PbO_2 fosse reagido com Mg, sendo dado o potencial padrão de redução do Mg: $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$, $E = -2,36 \text{ V}$.
- 2.7. Use o Diagrama de Frost para comparar o comportamento químico do chumbo e do estanho em solução aquosa.



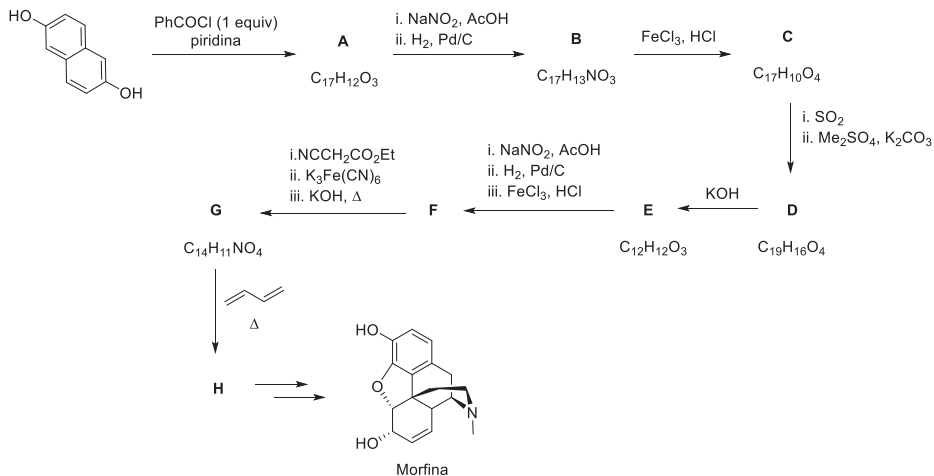
Problema 5

Uma lenda sobre Buda

150 pontos

Uma antiga lenda da Índia conta que Buda, para não se deixar dominar pelo sono, cortou seus próprios cílios para que seus olhos jamais fechassem. Os cílios caíram no chão e neste local nasceu uma planta chamada *Papaver somniferum*. A palavra grega *Papaver* significa "papoula" e, do Latim, *somniferum* significa "eu trago sono". Anos mais tarde se descobriu que esta planta possui uma série de princípios ativos da família dos ópios, sendo seu principal componente um opiáceo, que foi chamado de morfina em homenagem ao deus grego do sono Morfeu. A primeira síntese desta molécula foi desenvolvida em 1952 pelo professor Marshall Gates e tem como etapa principal uma reação muito famosa hoje em dia, mas que havia sido descoberta há apenas 10 anos.

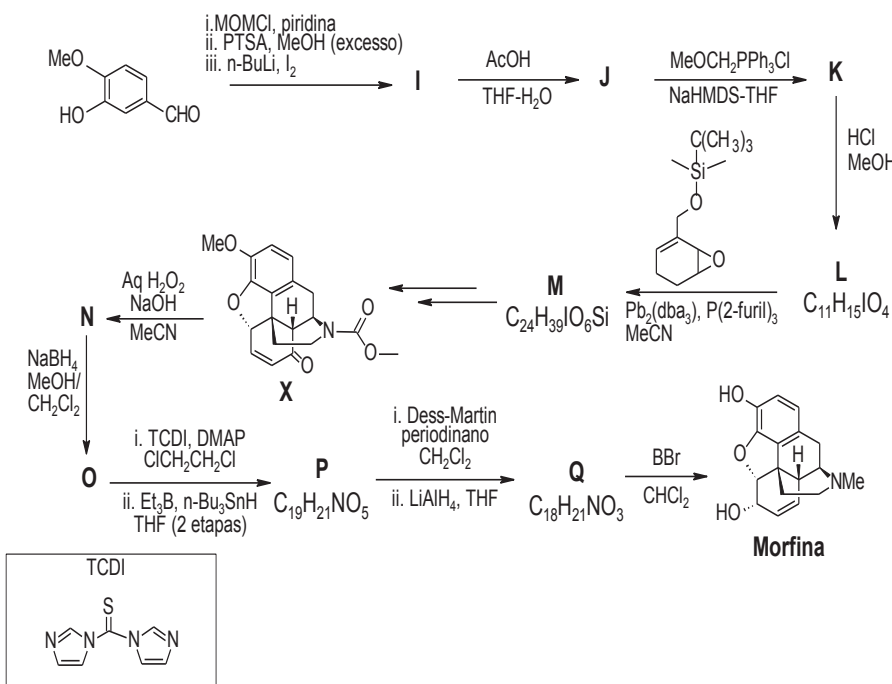
1. As primeiras etapas da rota sintética de Gates estão representadas no esquema a seguir. O composto **C** é obtido por uma oxidação e o espectro de RMN ^{13}C apresenta entre outros sinais, três sinais em torno de δ 195, 185 e 165 ppm. Os espectros de RMN ^1H dos compostos **D** e **F** apresentam dois sinais em torno de δ 3,7 ppm (3H, simpleto). O composto **H** possui um enol em sua estrutura.



Escreva as estruturas moleculares dos compostos **A-H**.



2. Devido ao efeito analgésico eficaz da morfina, indispensável no tratamento de dores associada com o câncer e também devido ao interessante esqueleto pentacíclico, incluindo um centro estereogênico de carbono quaternário, esta substância estimulou extensos esforços sintéticos, gerando inúmeros estudos e sínteses totais reportadas na literatura. Kenji Uchida e colaboradores publicaram mais recentemente uma rota sintética moderna e eficiente para produção da Morfina, representada no esquema a seguir.



O composto **L** apresenta um sinal com amplitude negativa no espectro de RMN ¹³C obtido pela técnica DEPT 135. A reação de formação do composto **N** a partir de **X** gera dois novos centros estereogênicos, ambos com configuração *S*, e na etapa seguinte ocorre a formação de um novo centro com configuração *S*, gerando o composto **O**.

Escreva as estruturas moleculares dos compostos **I-Q**, com a estereoquímica definida para os compostos **N-Q**.



Problema 6

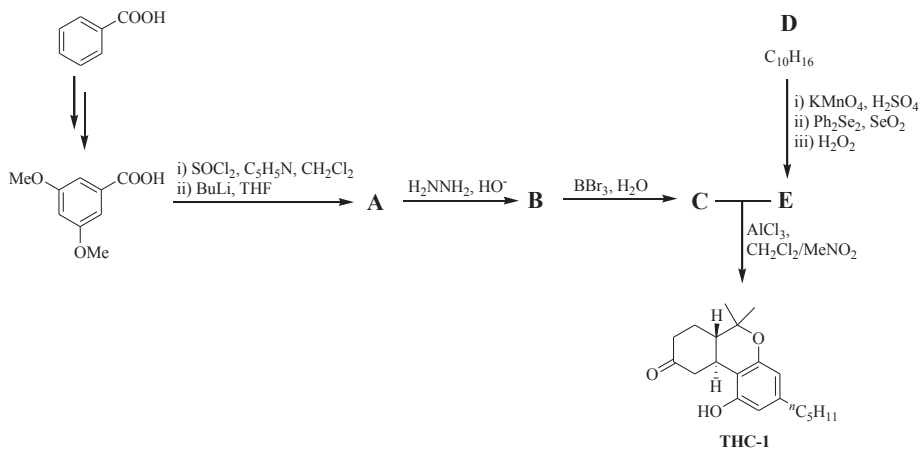
Além da controvérsia da legalização
da maconha: síntese total do THC

150 pontos

Os tetraidrocanabinóis (THC) compreendem uma classe de substâncias conhecidas por suas atividades biológicas, especialmente àquelas relacionadas a efeitos sobre o sistema nervoso central. Dentre as fontes naturais de derivados do THC destaca-se a planta herbácea *Cannabis sativa*, da família Cannabiaceae, popularmente conhecida como maconha. O uso da maconha é de grande controvérsia em diversos setores da sociedade, em especial no que se trata ao conflito entre seu popularmente conhecido efeito psicoativo e seu emergente emprego no combate a patologias. Em ambos os casos, os efeitos provêm dos derivados canabinólicos presentes na planta. Para os cientistas, em especial aos adeptos da química orgânica, discutir sobre THC se torna uma boa oportunidade para discutir também sobre síntese orgânica.

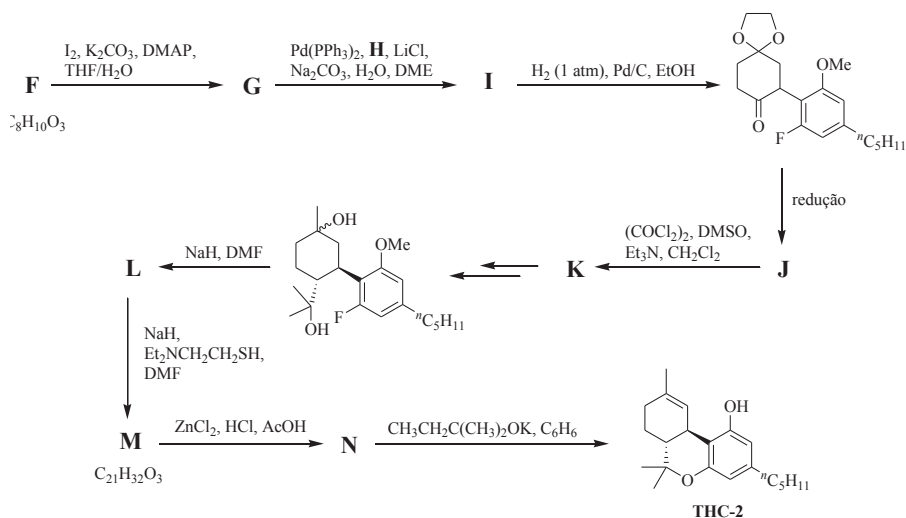
Abaixo são apresentadas três rotas sintéticas para obtenção de derivados THC, aqui intitulados **THC-1**, **THC-2** e **THC-3**.

1. Na formação do THC-1 o composto **E** é um substrato apto a sofrer adição 1,4-conjugada (Michael), e pode ser obtido a partir do composto bicíclico **D**. Dê as estruturas moleculares dos compostos **A-E**, de forma a completar corretamente a rota sintética.

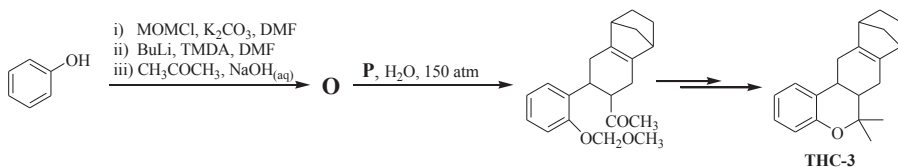




2. THC-2 é obtido conforme descrito no esquema reacional a seguir. O composto **F** é um composto α,β -insaturado. O composto **J** é enantiomericamente puro e possui dois centros estereogênicos, ambos com configuração absoluta *S*. O composto **I** apresenta uma banda de absorção intensa em 1680 cm^{-1} no espectro de Infravermelho (IV). Dê as estruturas moleculares dos reagentes e produtos dos compostos **F-N**, de forma a completar corretamente as rotas sintéticas, considerando os fatores estereoquímicos.



3. Para a formação do derivado THC-3, não estão sendo considerados aspectos estereoquímicos. Determine a estrutura química do composto **O** que reage com **P** através de um processo pericíclico. O composto **P** apresenta um plano de simetria. Escreva a estrutura molecular dos compostos **O** e **P**. (MOMCl = $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{Cl}$)



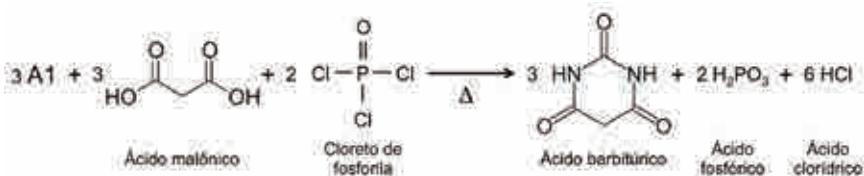


Problema 7

No limite entre a vida e a morte

100 pontos

Numa alusão à personagem principal do clássico *O médico e o monstro* (*Strange Case of Dr Jekyll and Mr Hyde*, de R. L. Stevenson), que apresentava uma personalidade ambígua em direções opostas entre o bem e o mal, alguns medicamentos, dependendo de uma discreta diferença nas suas dosagens, podem produzir efeitos terapêuticos desejados ou provocar toxicidade, podendo levar à morte. Os barbitúricos, usados como hipnóticos, sedativos, anticonvulsivantes e anestésicos, constituem uma dessas classes de fármacos poderosos e perigosos ao mesmo tempo. Tais fármacos são derivados do ácido barbitúrico, descoberto em 1864 pelo químico alemão Adolf von Baeyer e resultante da condensação do ácido malônico com o composto A1. Mas foi o químico francês Edouard Grimaux, em 1879, quem realizou, pela primeira vez, a sua síntese.

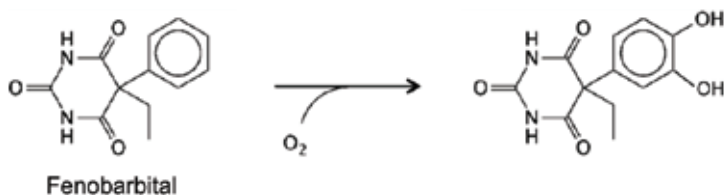


1.1. Escreva a estrutura do composto A1.

1.2. Que produto da combinação de A1 com o ácido malônico promove a análise do cloreto de fosforila?

1.3. Desenhe as formas tautoméricas e de ressonância do ácido barbitúrico.

Após 1902, vários barbitúricos foram sintetizados e, dentre eles, o fenobarbital, lançado pela Bayer em 1912, passou a ser, até hoje, o anticonvulsivante mais usado em todo o mundo. Cerca de 75% do fenobarbital administrado no corpo sofre biotransformação no fígado pela enzima citocromo P450 e é excretado pelo rim, na forma conjugada ao ácido glicurônico, enquanto a menor parte é excretada sem sofrer alteração química. Observe a reação de modificação química do fenobarbital ilustrada na figura abaixo:



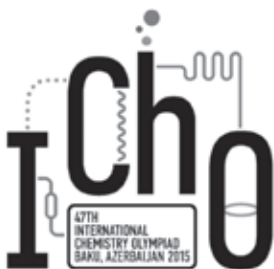


- 2.1. Explique por que essa reação de hidroxilação não corresponde à forma de ação da citocromo P450.
- 2.2. Refaça o esquema para que o mesmo reflita a ação correta da citocromo P450 sobre o fenobarbital.
- 2.3. Justifique a importância da reação catalisada pela citocromo P450 para os passos seguintes de metabolização do fenobarbital.

Além de sofrer biotransformação pelo citocromo P450, o fenobarbital também apresenta uma potente ação indutora da produção dessa enzima pelo fígado, interferindo, assim, na metabolização de outros medicamentos. Um exemplo disso é a associação do fenobarbital com a varfarina, um anticoagulante oral usado na prevenção e tratamento de indivíduos com risco de trombose. Alguns casos fatais já foram relatados em decorrência da interrupção do uso do fenobarbital, sem o devido ajuste da dosagem de varfarina, após um longo período de tratamento simultâneo.

3. Com base na capacidade de induzir o aumento dos níveis da citocromo P450 pelo fenobarbital, deduza como a interação entre os dois medicamentos levou às mortes quando o tratamento pelo fenobarbital foi descontinuado.

*"O dinheiro faz homens ricos;
o conhecimento faz homens sábios
e a humildade faz homens grandes."*



47^a Olimpíada Internacional de Química

25 de julho de 2015
Baku - Azerbaijão

Constantes físicas, unidades, fórmulas and equações

Constante Universal dos gases	$R = 8,3145 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
Pressão padrão	$p^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 750 \text{ mmHg}$
Pressão atmosférica	$1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$
Zero da escala Celsius	$273,15 \text{ K}$

Processo adiabático reversível para um gás ideal	
Trabalho realizado em um gás ideal em um processo adiabático	$pV^{\gamma} = \text{const}$ $W = nC_V(T_2 - T_1)$
Dependência da energia interna com a temperatura	$U(T_2) = U(T_1) + C_V(T_2 - T_1)$
Relação entre capacidades caloríficas molares isobárica e isocórica para um gás ideal	$C_p = C_V + R$
Energia de Gibbs	$G = H - TS$
Relação entre a constante de equilíbrio e a energia de Gibbs padrão	$K = \exp\left(-\frac{\Delta G^\circ}{RT}\right)$
Dependência da energia de Gibbs de uma reação com a concentração ou com a pressão	$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{a_{\text{prod}}}{a_{\text{reag}}}$, $a = c / (1 \text{ mol/L})$ para as substâncias em solução, $a = p / (1 \text{ bar})$ para gases
Varição da energia de Gibbs por unidade de tempo e volume para o sistema com duas reações químicas 1 e 2 com velocidades r_1 e r_2	$\frac{\Delta G_{\text{Syst}}}{\Delta t} = \Delta G_1 r_1 + \Delta G_2 r_2$



Problema 1

Os novos e os "bem-esquecidos"
sistemas de refrigeração velhos

08 pontos

Questão	1			2			3	4				Total
	1.1	1.2	1.3	2.1	2.2	2.3		4.1	4.2	4.3	4.4	
Pontuação	4	2	2	1	1	1	3	10	2	6	1	33

O problema para escolher o líquido refrigerante para sistemas de refrigeração e ar condicionado atraiu os cientistas e engenheiros durante o último século. Durante este período foram desenvolvidos quatro tipos diferentes de líquidos refrigerantes. Amônia, considerado como o sistema de refrigeração de primeira geração, e que foi usado nos sistemas de refrigeração mais antigos. Foi mais tarde substituídos por clorofluorcarbonos (CFCs) - derivados do metano e etano onde os átomos de hidrogênio foram substituídos por átomos de flúor e cloro.

Em Baku, na fábrica "Bakkonditioner" foram produzidos os primeiros aparelhos de ar condicionado doméstico BK-1500 da União Soviética. O clorodifluorometano (CHF_2Cl) foi usado como uma segunda geração de líquidos refrigerantes. Neste problema são comparados vários líquidos refrigerante em termos termodinâmicos.



Primeiro ar condicionado produzido na fábrica de Baku e instalado numa loja na cidade velha ("Icheri Sheher")

Propriedades termodinâmicas de vários líquidos refrigerante

Líquido refrigerante	"Geração"	$\Delta H_{\text{vap}} / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (a 280 K)	$C_{\text{v(gas)}} / \text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
NH_3	1	21,3	26,7
CHF_2Cl	2	20,0	48,8
$\text{CF}_3\text{CH}_2\text{F}$	3	22,1	79
$\text{CF}_3\text{CF}=\text{CH}_2$	4	19,1	120



Considere um modelo de ciclo de refrigeração consistindo de 4 etapas esquematicamente mostrado abaixo onde as coordenadas (p) representam pressão e (U) energia interna.

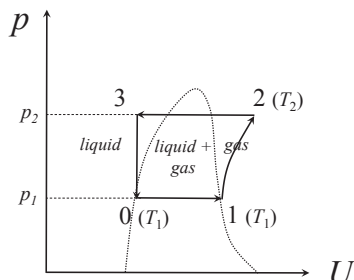


Diagrama 1 - (Nota As linhas a tracejado indicam as linhas de transição de fase)

Durante a primeira etapa do ciclo (linha 0-1 do diagrama 1), o líquido refrigerante é levado à ebulição à pressão constante p_1 e temperatura T_1 (temperatura de ebulição) até evaporar completamente. Nesta etapa a unidade refrigerante absorve o calor dos objetos que a rodeiam. Na segunda etapa, o líquido refrigerante sofre uma compressão adiabática reversível e aquece até atingir a temperatura T_2 (linha 1-2). Em seguida, o líquido refrigerante comprimido é resfriado em um condensador a pressões constantes p_2 (linha 2-3) e regressa ao estado inicial (linha 3-0).

Considere que o ciclo envolve 1 mol de líquido refrigerante, que está inicialmente no estado líquido (ponto 0), $T_1 = 280 \text{ K}$, e que a $T_2 = 380 \text{ K}$ e que o vapor de qualquer líquido refrigerante se comporta como um gás ideal. As características termodinâmicas dos líquidos refrigerantes estão indicadas na tabela da página anterior.

1.1. Para cada líquido refrigerante, amônia e clorodifluoroetano, calcule a quantidade de calor Q absorvida pela unidade refrigerante durante a troca de calor (linha 0-1) e o trabalho W necessário para a compressão adiabática do seu vapor (linha 1-2).

Cálculos

Amônia

$Q =$

$W =$

Clorodifluorometano

$Q =$

$W =$



1.2. Que quantidade(s) se mantém constante durante a etapa da compressão adiabática?

Assinale a sua resposta com um círculo.

U H S G V

Para comparar a eficiência energética de ciclos de refrigeração com diferentes parâmetros e líquidos refrigerantes usa-se o coeficiente de eficiência/performance (*COP*), que é definido como a razão entre o calor removido de um sistema de refrigeração e o trabalho do compressor: $COP = Q/W$.

1.3. Calcule os valores *COP* do ciclo apresentado para a amônia e clorodifluorometano.

Cálculos

Amônia *COP* =

Clorodifluorometano *COP* =

2.1. Porque a amônia foi substituída pelos CFCs nas unidades de refrigeração domésticas? (Escolha apenas uma opção)

- a) para aumentar a eficiência de energia do ciclo refrigerante
- b) por que nas mesmas condições a densidade do amônia é inferior à do ar.
- c) por razões de segurança

Resposta

A procura de substitutos dos CFCs como líquido refrigerante começou quando se demonstrou que a utilização destes provocava danos irreparáveis na camada de ozônio. Surgiu assim, a terceira geração de líquidos refrigerante amigos do ozônio. Os mais representativos são os fluoroalcanos.



2.2. Qual é a causa da destruição da camada de ozônio pelos CFCs? (Escolha apenas uma opção)

- a) a molécula de ozônio adiciona-se facilmente a uma ligação C-F
- b) a ligação C-F é facilmente quebrada por radiação formando radicais livres
- c) a molécula de ozônio adiciona-se facilmente a uma C-Cl
- d) a ligação C-Cl é facilmente quebrada por radiação formando radicais livres

Resposta

Contudo, em 1997 com o protocolo de Kyoto, os fluoroalcanos foram também banidos em consequência da sua acumulação na atmosfera e capacidade de absorverem a radiação infravermelha, o que causa aumento da temperatura atmosférica (efeito estufa). Os líquidos refrigerantes da quarta geração, como por exemplo o 2,3,3,3-tetrafluoropropeno ($\text{CF}_3\text{CF}=\text{CH}_2$) foram sugeridos e começaram a ser utilizados.

2.3. Por que é que este composto contribui menos para o efeito estufa do que os fluoroalcanos. (Escolha apenas uma opção)

- a) é mais reativo e de fácil decomposição
- b) reage facilmente com o ozônio
- c) é mais solúvel em água

Resposta

3. Calcule os valores de *COP* no ciclo apresentado acima para os dois líquidos refrigerante de terceira e quarta gerações - $\text{CF}_3\text{CH}_2\text{F}$ e $\text{CF}_3\text{CF}=\text{CH}_2$. E indique se a eficiência energética aumentou em comparação com o CHF_2Cl ? Escolha "Sim" ou "Não".



Cálculos

 $COP =$

Sim

Não

 $COP =$

Sim

Não

Ao contrário das aplicações domésticas, nos sistemas de refrigeração industrial ainda é usado a amônia. Esta não contribui para o efeito estufa e nem destrói a camada de ozônio. Estas unidades industriais são muito grandes e caras. Antes de serem construídas, devem ser planejadas tendo em conta diferentes parâmetros. Em sistemas reais, parte do líquido refrigerante é liberado, no início do aquecimento, sob a forma de vapor para o ambiente (ponto 0 no diagrama 2) e, no final (ponto 1), é sempre aquecido acima da sua temperatura de ebulição.

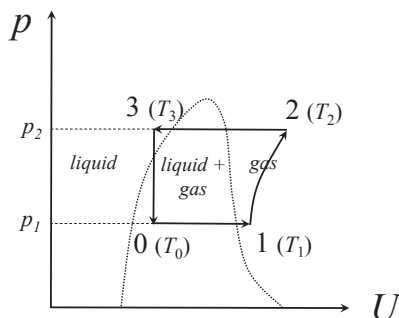


Diagrama 2 (Nota: As linhas tracejadas indicam as linhas de transição de fase)

Considere que o ciclo envolve 1 mol de amônia. As suas propriedades termodinâmicas são: entalpia de vaporização $\Delta H_{\text{vap}} = 23,35 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ a $T_{\text{vap}} = 239,8 \text{ K}$ (temperatura de ebulição à pressão de 1 bar). A capacidade calorífica da fase líquida é $C_{v(\text{liq})} = 77 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$, e da fase gasosa é $C_{v(\text{gas})} = 26,7 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Considere que as capacidades caloríficas são independentes da temperatura e o vapor comporta-se como um gás ideal. A relação entre a temperatura e a pressão de vapor da amônia pode ser descrita pela equação empírica:

$$\log(p/\text{bar}) = 4,87 - 1114 / (T/\text{K} - 10,4).$$

Durante a primeira etapa do ciclo (linha 0-1 no diagrama 2), a mistura em equilíbrio, líquido refrigerante e seu vapor, recebe calor do ambiente a pres-



são constante $p_1 = 3,0$ bar. O líquido refrigerante evapora completamente e superaquece até à temperatura $T_1 = 275$ K. No início do processo (ponto 0), a fração molar da fase gasosa da amônia é $x = 0,13$.

4.1. Calcule a temperatura inicial de refrigeração T_0 , a variação de volume ΔV e a quantidade de calor Q absorvida pelo sistema refrigerante durante este etapa. Considere que a dependência de ΔH_{vap} com a temperatura **não pode** ser desprezada.

Cálculos

$$T_0 =$$

$$\Delta V =$$

$$Q =$$

Em seguida num processo reversível o líquido refrigerante é comprimido em condições adiabáticas e aquece até à temperatura $T_2 = 393$ K (linha 1-2).

4.2. Determine o trabalho W necessário para esta compressão e o COP do sistema. Se não conseguiu calcular o valor de Q no item 4.1, utilize $Q = 20,15$ kJ.

Cálculos:

$$W =$$

$$COP =$$

A etapa seguinte correspondente à linha 2-3 no diagrama 2, o líquido refrigerante que está comprimido é resfriado num condensador à pressão constante. Em seguida volta ao estado inicial através de uma expansão adiabática com trabalho nulo (linha 3-0).

4.3. Determine a temperatura T_3 no ponto 3 à qual o líquido refrigerante é resfriado no condensador.

Cálculos:

$$T_3 =$$

Na produção de unidades de refrigeração é necessário ter em conta fatores climáticos. Se o condensador é resfriado pelo ar atmosférico, a temperatura T_3 aumenta se a temperatura do ar também aumenta.



4.4. Como varia o COP se T_3 aumenta e T_0, T_1, T_2 se mantiverem inalterados? (Escolha apenas uma opção)

- a) aumenta
- b) mantem-se inalterado
- c) diminui

Resposta

Problema 2

Reações químicas acopladas

07 pontos

Questão	1			2		3	Total
	1.1	1.2	1.3	2.1	2.2		
Pontuação	4	6	4	3	6	2	25

Quando num sistema, uma reação faz com que uma outra reação aconteça diz-se que estas reações estão acopladas. Ilya Prigogine, que recebeu o prêmio Nobel da Química (1977) utiliza frequentemente nos seus livros o conceito de “reações acopladas”. Reações acopladas são uma característica essencial nos sistemas vivos incluindo o corpo humano.



I. Prigogine (esquerda)



N. Shilov



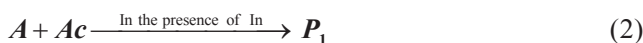
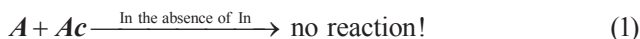
W. Ostwald

Como uma reação faz com que outra ocorra? Neste problema vamos discutir vários possíveis mecanismos de acoplamento.

**(I) "Acoplamento Químico"**

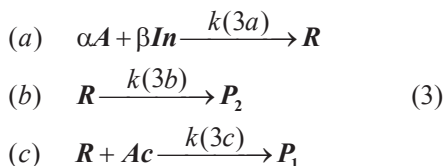
"On Chemical coupling" foi o título da dissertação defendida em 1905 pelo químico russo N. Shilov. Ele foi aluno de doutoramento do Prof. alemão W. Ostwald e descreveu as seguintes reações.

A substância **A** não reage com a **Ac**. Contudo, na presença de um terceiro reagente (designado indutor), **In**, a substância **A** reage com **Ac**:



In não é um catalisador! **A** sua concentração diminui durante a reação.

De acordo com o esquema proposto por Shilov, **Ac** não reage com **A**, mas com um produto intermediário **R** resultante da reação de **A** com **In**. O intermediário **R** pode sofrer uma reação secundária e formar **P**₂.



α e β são coeficientes estequiométricos. Outros coeficientes estequiométricos e a **ordem de reação em relação a todos os reagentes, em todas as três reações, são números inteiros.**

Nos experimentos de Shilov a razão das quantidades de **Ac** e **In** consumidas, $I = \frac{\Delta n_{Ac}}{\Delta n_{In}}$ aumenta até um valor constante, com o aumento da concentração inicial de **Ac** a $[In]_0 = \text{constante}$.

1.1. Qual é o limite do valor da constante I se $[Ac]_0 \rightarrow \infty$, $[In]_0 = \text{constante}$?

Breve justificativa (pode escrever em Português)

$I_\infty =$

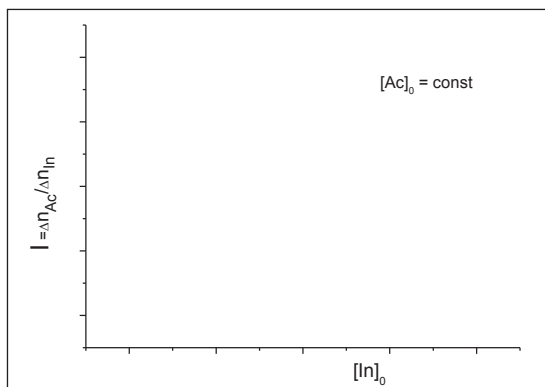


1.2. Deduza a expressão para I usando, se necessário, a aproximação do estado estacionário.

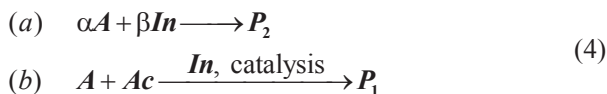
Desenhe o gráfico da variação de I vs $[In]_0$ a $[Ac]_0 = \text{constante}$. Assuma que In foi completamente consumido e Ac estava em excesso.

Cálculos

Gráfico



E se o mecanismo de Shilov não for válido e In for um catalisador convencional da reação (2)? Simultaneamente In reage com A e as suas concentrações diminuem. O mecanismo da reação neste caso é



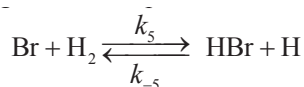
1.3. Qual é o limite do valor constante de I para o esquema de reação (4) se $[Ac]_0 \rightarrow \infty$, $[In]_0 = \text{constante}$?

Breve justificativa (pode escrever em Português)

$I_\infty =$

**(II) «Aoplamento cinético»**

A energia de Gibbs padrão da fase-gasosa da reação seguinte



é positiva, $\Delta G^\circ(5) = 66 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ a $T = 600 \text{ K}$.

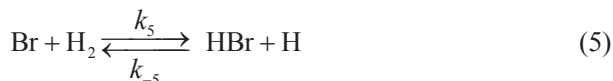
2.1. Calcule a razão das velocidades da reação direta e inversa, $\frac{r_5}{r_{-5}}$, a esta temperatura. Considere que está em condições de pressão padrão para H_2 e HBr e pressões iguais para H e Br .

Cálculos

$$\frac{r_5}{r_{-5}}$$

Se não tiver respondido a esta questão, utilize nos cálculos seguintes para a razão r_5/r_{-5} o valor $3,14 \times 10^{-7}$.

Neste sistema, a reação (5) evolui no sentido direto em consequência da ocorrência simultânea da reação (6):



k_5 , k_{-5} , k_6 são constantes de velocidades das reação direta e inversa da reação (5) e da reação direta (6), respectivamente.

Isto é o *acoplamento cinético* de duas reações.

Considere que as pressões de moléculas neutras como sendo o valor padrão $p(\text{H}_2) = p(\text{Br}_2) = p(\text{HBr}) = 1 \text{ bar}$, e que as pressões dos radicais $p(\text{H})$, $p(\text{Br})$ atingem valores de estado estacionário. A constante de velocidade k_6 é 10 vezes superior à constante de velocidade k_{-5} .



2.2. Calcule $\Delta G(5)$ e $\frac{r_5}{r_{-5}}$ para estas condições.

Cálculos	$\Delta G(5)$	$\frac{r_5}{r_{-5}}$

(III) "A segunda lei da termodinâmica dificulta o acoplamento"

De acordo com a segunda lei da termodinâmica, a ocorrência simultânea de duas reações químicas devem diminuir a energia de Gibbs do Sistema

$$G_{\text{syst}}, \frac{\Delta G_{\text{syst}}}{\Delta t} < 0.$$

Uma destas reações pode ter energia de Gibbs positiva e mesmo assim ocorrer no sentido direto devido ao acoplamento com a segunda reação. A segunda reação deve ter energia de Gibbs negativa e os requisitos da segunda lei da termodinâmica devem ser satisfeitos! Considere o exemplo.

A síntese da Ureia em determinadas condições



$$\Delta G(7) = 46,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

está acoplada com oxidação completa da glicose (nas mesmas condições)



$$\Delta G(8) = -481,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1},$$

$$r(8) = 6,0 \times 10^{-8} \text{ M}\cdot\text{min}^{-1}.$$

Ambas as reações estão apresentadas esquematicamente e não são consideradas outras reações.

3. Qual é a velocidade máxima da reação (7) permitida pela segunda lei se esta reação está acoplada com a reação (8)?

Cálculos	$r_7(\text{max}) =$



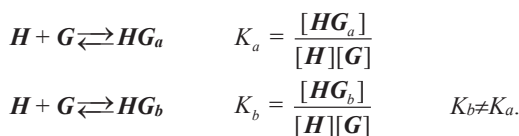
Problema 3

Dois centros de ligação - competição ou cooperação?

07 pontos

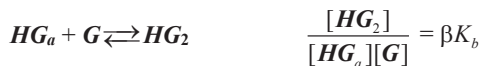
Questão	1		2				Total
	1.1	1.2	2.1	2.2	2.3	2.4	
Pontuação	3	2	8	3	6	6	28

Muitas reações químicas nos organismos vivos incluem a formação de complexos do tipo "hospedeiro-hóspede" ("host-guest") onde a molécula do hospedeiro (host) liga-se reversivelmente a uma ou mais moléculas hóspedes (guest). Considere a molécula "host" H com dois centros de ligação - denominados, a e b que têm diferentes afinidades para as molécula "guest" G :



onde HG_a e HG_b representam complexos onde G está ligado aos centros a e b respectivamente. K_a e K_b são as constantes de ligação aos centros a e b , respectivamente e os colchetes significam concentrações molares.

A ligação de uma molécula G a uma de H pode alterar a capacidade de ligação ao segundo centro. Esta alteração é descrita pelo "fator de interferência" β , que reflete a influência de um centro de ligação no outro e é definida por:



onde HG_2 é o complexo completamente ligado.

1.1. Determine a faixa de valores (ou apenas um valor, se necessário) de β que corresponde às três possibilidades de interferência entre os centros de ligação: a) cooperação (a ligação a um centro facilita ligação ao outro centro); b) competição (a primeira ligação dificulta a ligação ao outro centro); c) independente (não há interferência).

Cooperação:

Competição:

Independência:



1.2. Calcule a constante de equilíbrio do processo: $HG_b + G \rightleftharpoons HG_2$ em termos de constante(s) de ligação e fator de interferência.

Cálculos

 $K =$

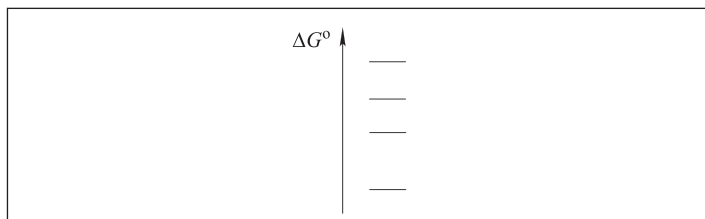
2.1. A solução foi preparada com concentrações iniciais $[H]_0 = 1M$ e $[G]_0 = 2M$. Após as reações estarem completas, a concentração de H diminui 10 vezes e a de G de 4 vezes. Para estas moléculas H e G , $K_b = 2K_a$. Calcule as concentrações de todas as espécies em solução, a constante de ligação K_a e o fator de interferência β .

Cálculos:

 $[HG_a] =$ $[HG_b] =$ $[HG_2] =$ $K_a =$ $\beta =$

Se não tiver respondido a esta questão, utilize nos cálculos seguintes para a constante K_a o valor 3,14 e para β o valor de 2,72.

2.2. Identifique a ordem correta da energia de Gibbs padrão molar correspondente à formação de H e de todos os complexos formados entre H e G . Utilize o esquema representado abaixo e escreva a fórmula química correspondente a cada linha.



2.3. Uma certa quantidade de G foi adicionada a 1 mol de H e a mistura foi dissolvida em água obtendo-se 1 litro de solução. O número de moléculas HG_2 em solução é igual ao número total de moléculas a efetuar uma só ligação, HG . Calcule a quantidade inicial de G (em mol). As constantes K_a e K_b e o fator β são iguais às da questão 2.1.

Cálculos:

 $n_0(G) =$



2.4. Qual será a composição da solução no equilíbrio se: a) $\beta = 0$; b) β é muito grande ($\beta \rightarrow \infty$). As constantes K_a e K_b assim como as concentrações iniciais de H e G são iguais às da questão 2.1.

$$\beta = 0$$

Cálculos:

$$[H] = \quad [G] = \quad [HG_a] = \quad [HG_b] =$$

$$\beta \rightarrow \infty$$

Cálculos [Breve justificativa (pode escrever em Português)]

$$[H] = \quad [G] = \quad [HG_a] = \quad [HG_b] = \quad [HG_2]$$

Problema 4**De um pó amarelo a outro:
um enigma inorgânico simples****06 pontos**

Questão	1	2	3	4	Total
Pontuação	8	8	3	5	24

O composto binário amarelo X_1 foi completamente dissolvido por aquecimento em ácido nítrico concentrado, o gás liberado é 1,586 vezes mais denso que o ar. Pela adição de excesso de cloreto de bário à solução formada, um sólido branco X_2 precipita. Este foi filtrado. O filtrado reage com um excesso de solução de sulfato de prata formando um precipitado de dois sólidos X_2 e X_3 , também separados da solução por filtração. Ao novo filtrado foi adicionado, gota a gota, uma solução de hidróxido de sódio, até a solução ficar aproximadamente neutra (em torno de $\text{pH}=7$). Neste momento, um pó amarelo X_4 (77,31 % em massa de Ag) cristalizou da solução. A massa de X_4 é aproximadamente 2,4 vezes maior do que a massa da primeira porção de X_2 .

1. Determine as fórmulas químicas $X_1 - X_4$.

Cálculos: X_1 X_2 X_3 X_4



2. Determine a fórmula química do gás e mostre as equações para todas as reações na forma iônica ou não iônica.

Cálculos:

Fórmula química do gás _____

Dissolução de X_1

Formação de X_2

Formação de X_2 e X_3

Adição de NaOH e formação de X_4

3. Na unidade estrutural de X_1 todos os átomos de posições equivalentes são de um mesmo elemento. Desenhe a estrutura de X_1 .

4. Preveja os produtos da interação X_1 com:

- excesso de oxigênio;
- excesso de ácido sulfúrico concentrado quente;
- sólido $KClO_3$ moído.

Escreva abaixo as respectivas equações das reações.

Problema 5

indispensável glucose

8 pontos

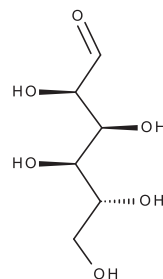
Questão	1						2					Total
Pontuação	1.1	1.2	1.3	1.4	1.5	1.6	2.1	2.2	2.3	2.4	2.5	
	2	3	6	4	6	1	2	2	4	2	2	34

Os carboidratos são as mais importantes fontes de energia para células vivas. O monossacarídeo glicose é uma fonte de energia de células vivas, mas para pessoas que sofrem de diabetes a glicose pode causar danos. Alto nível de glicose pode levar a doenças cardiovascular e até a morte. As pessoas devem evitar o consumo de muito carboidrato e de particularmente a glicose.



1. Determinação de açúcares redutores no suco de fruta

Uma das técnicas para a determinação de açúcares redutores em diferentes amostras incluem o uso do reagente de Fehling. Uma alíquota de 10,00 mL de suco de fruta (considerando uma amostra inicial contendo somente glicose e frutose) foi transferida para um frasco de titulação e o reagente de Fehling foi adicionado. Este reagente foi preparado pela mistura de 50,00 mL de solução de sulfato de cobre 0,04000 M (solução A) e tartarato de potássio e hidróxido de sódio (solução B). A solução C assim obtida, foi então aquecida e um precipitado vermelho foi formado.



Glucose

1.1. Escreva a equação iônica balanceada das reações químicas que ocorrem sob aquecimento da solução C. Use Cu^{2+} para solução de cobre inicial.

Depois disso, 10 mL de solução de iodeto de potássio 10% e ácido sulfúrico 1 M foram adicionado ao frasco. A mistura foi coberta com vidro de relógio e então colocada em um lugar escuro. Um excesso de iodo foi então titulado com uma solução de tiosulfato de sódio 0,05078 M. 11,87 mL do titulante foram necessários para atingir o ponto final.

1.2. Escreva a equação ou equações balanceadas na forma molecular ou iônica para todas as reações que ocorreram no frasco.

1.3. Considere que toda frutose foi transformada em glicose sob as condições experimentais; Calcule a massa total de açúcar contida no suco de fruta (em g/L). Massa molar = 180,16 g/mol.

massa contida =



Uma nova alíquota de 10,00mL do mesmo suco foi tratada com uma porção de 10,00 mL de solução de iodato(V) de potássio acidificada 0,01502 M e 10 mL de solução de iodeto de potássio 10 % . Após a mistura ficar marron, um excesso de solução de hidróxido de sódio foi adicionada. O frasco foi então coberto com um vidro de relógio e colocado em um lugar escuro. A solução obtida foi acidificada e titulada com solução de tiosulfato de sódio 0,01089M . A média dos volumes usados nas titulações foi 23,43 mL. Note que a frutose não é convertida em glicose sob essas condições.

1.4. Escreva todas as equações balanceadas para descrever as reações na forma iônica ou molecular.

1.5. Calcule a massa contida de cada açúcar no suco (em g/L) .

massa contida de glicose =

massa contida de frutose =

1.6. Uma unidade de troca de pão ("bread exchange unit" = 1 BEU) corresponde a 12 g de carboidrato digerível no produto. Quantos BEU estão em um copo de suco (200 mL) ?

2. Diagnóstico de doenças

O derivado da glicose, 2-deoxi-2-(¹⁸F)fluoro-D-glicose (FDG), é o mais comum radiofármaco para diagnóstico de câncer usando tomografia por emissão de pósitron. A primeira etapa da preparação do FDG é produzir um radionuclídeo flúor-18 pela reação nuclear em um ciclotron. A próxima etapa é uma síntese radioquímica. Flúor-18 é introduzido na molécula D-glicose por substituição nucleofílica. O 2-deoxi-2-(¹⁸F)fluoro-D-glicose uma vez injetado no paciente é acumulado ativamente nas células de tumores malignos; este processo é acompanhado pela decomposição do flúor-18. Este radionuclídeo é um emissor β^+ , emite um pósitron (anti-elétron). O pósitron interage



com o elétron e depois que ocorre a aniquilação, pode ser detectado. Esta sequência determina precisamente o tamanho e o tipo de tumor.

2.1. Complete as reações nucleares que produzem os vários isótopos de flúor.

a)	^{18}O	+	^1_1H	\rightarrow	+	^{18}F
b)	+	^2_1D	\rightarrow	^{18}F	+	α
c)	^{19}F	+	^2_1D	\rightarrow	^{20}F	+
d)	^{16}O	+	\rightarrow	^{18}F	+	^1_1H + n

2.2. O modo de decaimento de núcleos instáveis leves depende da razão entre os seus número de nêutrons e prótons. Se esta razão for maior do que a do isótopo estável, então o núcleo decai em um modo β^- , se for menor, no modo β^+ .

Determine o tipo de decaimento para os núcleos na tabela:

Núcleos	^{11}C	^{20}F	^{17}F	^{14}C
Modo de decaimento				

Quando a reação nuclear (a) é usada para a preparação do flúor-18, o material é identificado como água enriquecida com H_2^{18}O . A presença da água comum H_2^{16}O leva a uma reação nuclear paralela com ^{16}O , levando à formação do isótopo ^{17}F .

2.3. Sabe-se que nos 5 minutos seguintes à conclusão da radiação do alvo a razão das radioatividades de ^{18}F e ^{17}F é 10^5 . Considerando que o tempo de radiação é curto e a radioatividade de cada isótopo é proporcional ao rendimento da reação nuclear e a fração molar de um componente no alvo irradiado, **calcule** a fração em massa de H_2^{18}O no alvo. $t_{1/2}(^{18}\text{F}) = 109,7$ minutos, $t_{1/2}(^{17}\text{F}) = 65$ segundos. A razão entre os rendimentos das reações nucleares é $\eta_{18\text{O}-18\text{F}}/\eta_{16\text{O}-17\text{F}} = 144,7$.



2.4. Calcule o rendimento da D-glicose marcada com flúor-18, se a radioatividade inicial de uma amostra de flúor-18 era 600,0 MBq e a radioatividade da 2-deoxi-2-(¹⁸F)fluoro-D-glicose obtida é 528,2 MBq. Tempo de síntese é 3,5 minutos.

$\eta =$

2.5. A meia-vida biológica (através dos órgãos excretores) do 2-deoxi-2-(¹⁸F)fluoro-D-glicose é 120,0 minutos. Quanta radioatividade (em MBq) permanecerá no paciente após 10 horas da injeção de FDG com radioatividade inicial de 450,0 MBq.

Problema 6

Pão é a essência da vida

8 pontos

Questão	1	2	3	Total
Pontuação	7	1	2	10

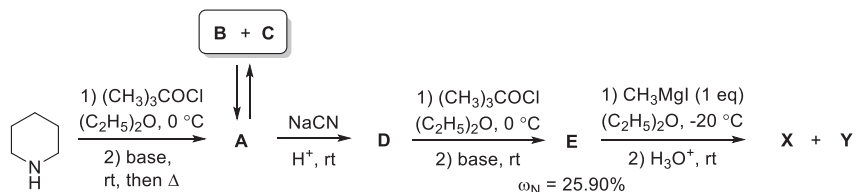
Quando você passa por uma padaria, você é parado pelo aroma do pão feito na hora. O herói de uma novela disse em uma ocasião parecida: "Se você me disser que isto não é perfeito, você será meu inimigo para sempre". O principal componente flavorizante foi identificado em 1969 como o composto **X** que está em equilíbrio com o seu tautômero **Y** em uma razão de 2:1. Infelizmente, ambas as formas são lábeis e, depois de algumas horas, o pão não tem o mesmo aroma.



Esta mistura tautomérica de **X** e **Y** foi sintetizada em 1993 a partir da piperidina pela sequência de reações dada pelo esquema 1. É digno de nota que a razão inicial de **X** e **Y** que era 1:4 muda gradualmente até atingir o equilíbrio.



Esquema 1.



O composto **B** que é caracterizado por eixo de simetria de ordem 3 (ou seja, uma rotação de 120° resulta numa molécula não distinguível da original) ocorre em equilíbrio com o seu diastereoisômero **C**. A interconversão destas duas formas acontece via o intermediário **A** que também é intermediário na formação de **B** e **C** bem como nas suas transformações em **D**. Os compostos **A**, **B** e **C** tem a mesma composição centesimal: $\omega_{\text{C}} = 72,24\%$, $\omega_{\text{H}} = 10,91\%$, $\omega_{\text{N}} = 16,85\%$.

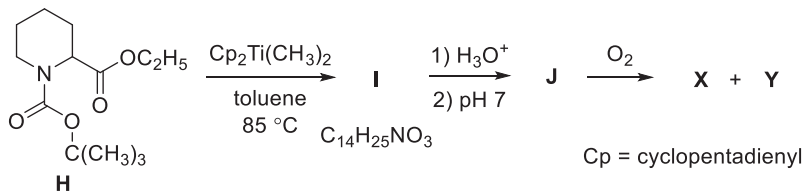
1. Escreva abaixo as fórmulas estruturais dos compostos **A-E**, **X**, **Y**.

O tratamento do composto **E** com o complexo $\text{CH}_3\text{Li-LiBr}$ em $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ a 0°C não produz as substâncias desejadas **X** e **Y**. Em vez disso, um precipitado amarelo **F** foi formado inicialmente. O tratamento aquoso deste precipitado originou a mistura dos composto **E** e seu tautômero **G**.

2. Escreva abaixo as fórmulas estruturais dos compostos **F** e **G**.

Um outro caminho para a obtenção de **X** é baseado no uso do derivado do ácido pipercolínico **H**. Sabe-se que **X** pode ser sintetizado pela sequência de reações apresentada no Esquema 2.

Esquema 2.



3. Escreva abaixo as fórmulas estruturais dos compostos **I** e **J**.



Problema 7

Não apenas pelo pão

8 pontos

Questão	1	2	3	4	Total
Pontuação	8	24	2	16	50

A romã é chamado no Azerbaijão (famoso por seus vegetais) como a “rainha de todas as frutas”. Romã é intitulado em várias religiões como uma “fruta do paraíso”, símbolo de justiça, saúde e garantia da vida eterna.

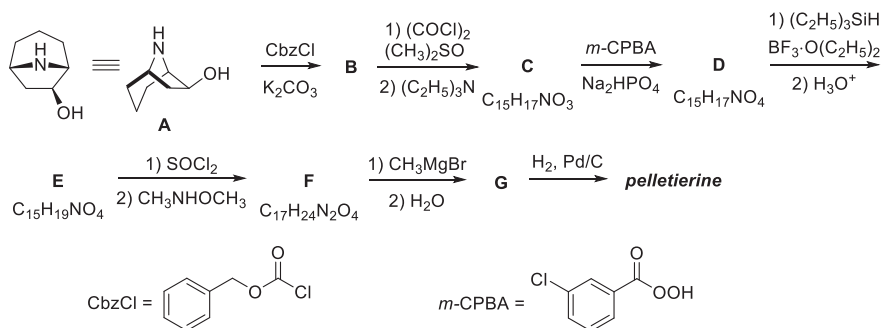


Em 1878 o alcalóide *pelletierina* foi isolado a partir da casca da árvore da romã (*Punica granatum* L., Lythraceae). Este alcalóide é tradicionalmente usado como um medicamento anti-helmíntico. Inicialmente, **X_w** (3-(piperidin-2-il)propional) foi incorretamente proposto para pelletierina. Mas agora é aceito que a pelletierina é (S)-1-(piperidin-2-il)propan-2-ona (**X_s**).

1. Escreva abaixo as fórmulas estruturais de **X_w** e **X_s** (o último com informações estereoquímicas)

X_w	X_s
(3-(piperidina-2-il)propional)	(S)-1-(piperidin-2-il)propan-2-ona

A síntese da pelletierina natural (**X_s**) baseada na transformação do nortropinaol **A** foi descrita recentemente.



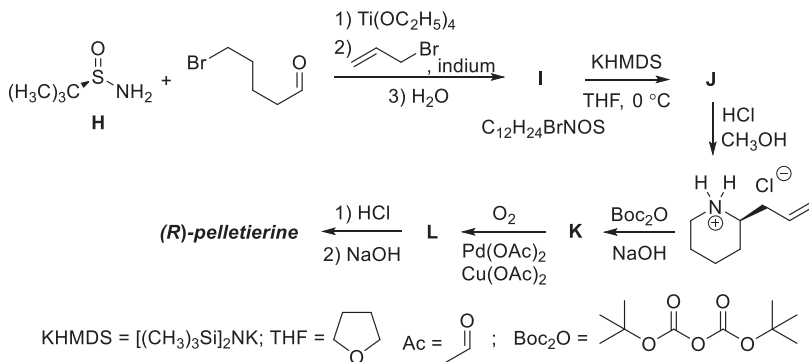


2. Escreva abaixo as fórmulas estruturais dos compostos **B-G** com as informações estereoquímicas.

3. Nortropanol **A** foi usado nesta reação como um único estereoisômero. Quantos estereoisômeros existem para o composto **A** (incluindo **A**). Ignore a quiralidade do nitrogênio.

O número de possíveis estereoisômeros de **A**

O enantiômero de **X_s** foi sintetizado usando tert-butanossulfonamida quiral (**H**):



4. Escreva abaixo as fórmulas estruturais dos compostos **I a L** com as informações estereoquímicas.



Problema 8

Petróleo para a vida e vida após o petróleo

8 pontos

Questão	1					2	3	4	Total
	1a	1b	1c	1d	1e				
Pontuação	1	4	4	3	12	5	13	13	55

O Azerbaijão é conhecido por seus vastos campos de petróleo. A primeira perfuração para extração de petróleo foi feita em Bibi-Heybat, em 1846, 13 anos após o estabelecimento do primeiro poço de petróleo comercial na Pensilvânia (USA). Esta marcante data na história do Azerbaijão é considerada como o ponto de partida da indústria contemporânea de petróleo que lidera o setor da economia mundial de hoje. Atualmente a produção de petróleo no continente e no mar está sendo desenvolvida no Azerbaijão. Embora sérias precauções sejam tomadas, sempre há o risco de poluição do ambiente por hidrocarbonetos, durante a produção, o transporte e o processamento do petróleo. Neste problema você irá considerar diversas tecnologias empregadas na limpeza de vazamentos e aspectos específicos de caminhos metabólicos envolvidos.



A aplicação de solventes complexos (dispersantes) levando a captura de óleo derramado no mar está entre as mais promissoras abordagens de limpeza de derramamentos. A substância orgânica **X** (11,94% de H em massa) é um componente típico de tais dispersantes. A segurança de **X** para humanos é fortemente debatida. **X1** (54,53% de carbono em massa) constituído de três elementos e excretado na urina é o principal metabólito de **X** em humanos. Os números de átomos de diferentes elementos em **X1** são três termos consecutivos de uma progressão geométrica (n, nq, nq^2), enquanto a soma destes números não excede 25.

1a. Decida sobre a relação entre o número de átomos de carbono e de oxigênio em **X1** (marque a opção correta).

$n(C) > n(O)$ <input type="checkbox"/>	$n(C) < n(O)$ <input type="checkbox"/>	$n(C) = n(O)$ <input type="checkbox"/>	Data insuficiente <input type="checkbox"/>
---	---	---	---

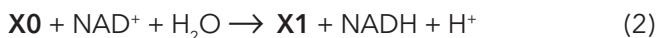
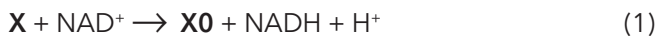


1b. Deduza a fórmula empírica de **X1** (em seguida sempre mostre as suas deduções quando requerida). Tenha certeza de ter provado sua resposta por cálculo.

Suas deduções

Fórmula empírica de **X1**:

A biotransformação de **X** em **X1** ocorre em duas etapas enzimaticamente catalisadas, de acordo com as equações balanceadas abaixo (NAD^+ e NADH são, respectivamente, as formas oxidada e reduzida da nicotinamida adenina dinucleotídeo):



1c. Deduza a fórmula molecular of **X**.

Suas deduções

Fórmula empírica de **X**:

Uma menor transformação de **X** é catalisada pelo citocromo P450-monooxigenase dependente. Esta reação leva a dois compostos **X2** (51,56% de oxigênio e 9,74% de hidrogênio em massa) e **X3**.

1d. Deduza a fórmula molecular de **X2** e desenhe sua estrutura.

Suas deduções

Fórmula molecular de **X2**:

Estrutura de **X2**:

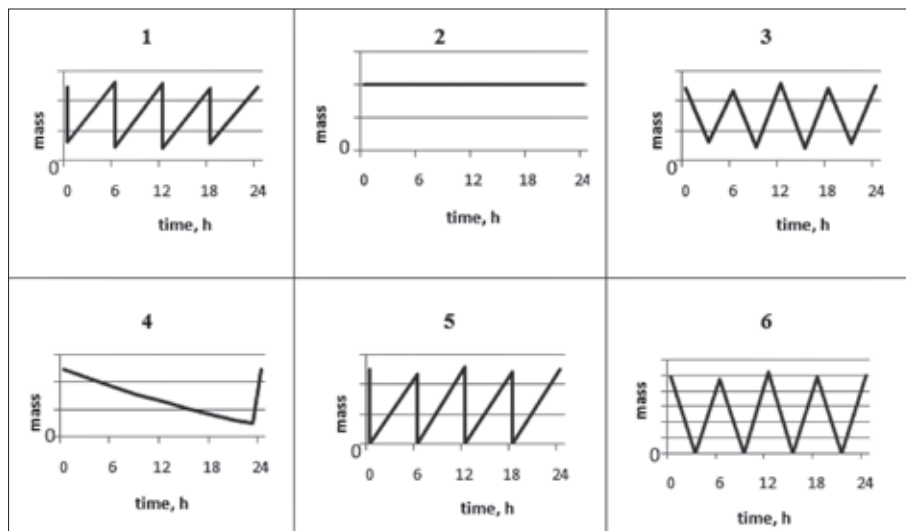


X contém somente átomos de carbono primários e secundários. **X0** e **X3** contém grupos funcionais comuns.

1e. Desenhe as fórmulas estruturais de **X**, **X1** e **X3**.

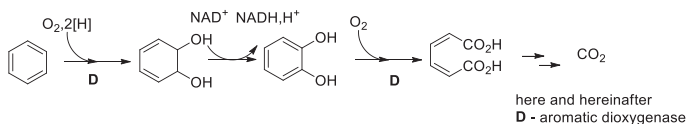
Em um estudo médico, uma pessoa exposta a solventes contendo **X**, sem a proteção apropriada, apresentou uma concentração estacionária de **X** no sangue.

2. **X1** é excretado na urina. Escolha o gráfico da variação do conteúdo em massa de **X1**, durante o dia, no sangue de um participante voluntário deste experimento. Escreva abaixo o número do gráfico correto.



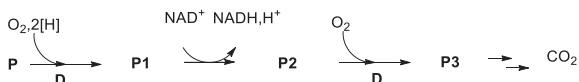
Número do gráfico:

O uso de diferentes bactérias é, também, considerado como um caminho promissor para a remoção de hidrocarbonetos (mesmo aromático) contaminantes da água do mar e do solo. Sob condições aeróbicas, benzeno é biodegradado como segue (as primeiras três etapas estão balanceadas):





Sob as mesmas condições, um hidrocarboneto aromático monocíclico **P** (91,25% de carbono em massa) sofre a seguinte transformação (as primeiras três etapas estão balanceadas):

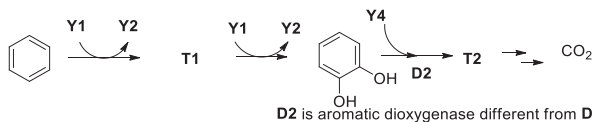


P3 dá teste de iodofórmio positivo. Uma amostra de 100 mg de **P3** requer 6,41 mL de solução de KOH 0,100 M para completa neutralização.

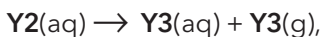
3. Deduza as estruturas de **P-P3**. Dê o tautômero mais estável de **P3**.

Suas deduções			
P	P1	P2	P3

Os microorganismos *Alicyclophilus* são capazes de realizar a biodegradação até mesmo de hidrocarbonetos aromáticos no solo. O processo requer aceptores de elétrons adequados tais como o ânion inorgânico **Y1** (as primeiras três etapas estão balanceadas).

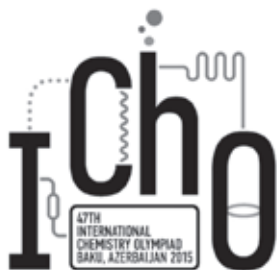


O ânion intermediário **Y2** é decomposto enzimaticamente de acordo com a equação de reação balanceada:



Na qual, **Y3** e **Y4** são constituídos, cada um, de átomos de um único elemento. **T2** não contém dois grupos funcionais oxigenados idênticos. **T2** dá um precipitado quando tratado com solução Ag_2O em amônia, enquanto que **Y3** não dá.

4. Deduza e dê as fórmulas de **Y1-Y4**. Desenhe as estruturas de **T1-T2**. Dê o tautômero mais estável de **T2**.



47^a Olimpíada Internacional de Química

25 de julho de 2015
Baku - Azerbaijão

INSTRUÇÕES GERAIS

- **Regras de segurança:** siga as instruções fornecidas no caderno de Problemas Preparatórios.
- **Não coma ou beba no laboratório.**
- **Sempre use o seu jaleco e os óculos de segurança** enquanto estiver no laboratório. Peça para o assistente luvas do seu tamanho.
- **Violação das regras de segurança:** você receberá apenas um aviso; na reincidência: você será desqualificado.
- **Caderno de Experimentos e respostas:** 28 páginas (incluindo a capa e a tabela periódica de elementos) com 3 Experimentos.
- **Tempo:** 5 h; você terá 30 min para leitura antes do início e um aviso será dado 30 min antes do final.
- **Seu código de estudante:** escreva-o na parte superior de **cada página!**
- **Respostas:** Escreva as suas respostas apenas nos espaços destinados e nas células do arquivo no seu pen drive. Respostas escritas em qualquer outro lugar não serão computadas. Cálculos relevantes devem ser mostrados.
- **Use apenas a caneta, o lápis e a calculadora disponíveis.**
- **Obtenha a leitura da bureta** com o máximo de precisão.
- **São necessários mais reagentes ou vidrarias?** Pergunte ao seu assistente de laboratório. A troca de cada item será penalizada com 1 ponto do total de 40 da prova prática. Isto não se refere à água destilada, gelo e papel toalha. Não haverá troca de manômetro, equipamentos do Experimento 3 e nem de pen drive.
- **Questões sobre:** segurança, aparatos, reagentes, paradas para ir ao banheiro ou beber água: consulte o assistente de laboratório.
- **Descarte de reagentes líquidos:** ponha-os apenas no frasco de 1L rotulado "WASTE".
- **A versão original em inglês está disponível e pode ser requisitada para esclarecimentos somente.** Pergunte a seu assistente de laboratório.



- **Depois do sinal de parar** coloque o caderno no envelope (não lacre), e deixe sobre sua mesa.
- **Não saia do laboratório** até que seja dada a permissão pelo assistente de laboratório.
- **Você deve encerrar o seu trabalho imediatamente após o sinal de parada. Um atraso de 1 min resultará em zero pontos no Experimento em que estiver trabalhando.**
- **Durante o exame prático, algumas vidrarias e utensílios de plástico serão usados várias vezes. Limpe-os cuidadosamente.**
- **Não recomendamos a realização simultânea dos Experimentos 1, 2 e 3. Faça um Experimento de cada vez.**

INSTRUÇÕES GERAIS

Nome	Estado	Concentração	Quant.	Colocado em	Rotulado
Experimento 1					
3-Metiltiofeno	Solução em CCl_4	4g/8 mL	4 g	Frasco plástico, 30 mL	3-methylthiophene in CCl_4
1-Bromo-2,5-pirrolidinediona (NBS)	Sólido	-	7,3g	Frasco plástico, 30 mL	NBS 7.3 g
Tetracloroeto de carbono	Líquido	-	24 mL	Frasco plástico, 125 mL	CCl_4
Catalisador desconhecido	em CCl_4			Frasco plástico, 4 mL	Catalyst
Carbonato de potássio	Sólido	-	0,02 g	Frasco plástico, 4 mL	K_2CO_3
Experimento 2					
Solução contendo VO^{2+} e Cr^{3+}	Solução aquosa	A ser determinada	100 mL	Frasco plástico, 100 mL	Test solution
Ácido sulfúrico	Solução aquosa	1 M	~ 500 mL	Frasco de vidro, 1000 mL	1M H_2SO_4
Permanganato de potássio	Solução aquosa	0,03 M	15 mL	Frasco plástico, 30 mL	0.03 M KMnO_4
Ácido oxálico	Solução aquosa	0,03 M	30 mL	Frasco plástico, 50 mL	0.03 M $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
Ácido fenilantranílico	Solução aquosa	0,1 %	5 mL	Conta-gotas, 6 mL	Indicator
Sulfato de ferro (II) amoniacal	Solução aquosa	Ver no rótulo	100 mL	Frasco de reagente, 100 mL	Mohr's salt
Nitrato de prata	Solução aquosa	0,3 %	5 mL	Conta-gotas, 8 mL	0.3 % AgNO_3
Persulfato de amônio	Solução aquosa	10 %	70 mL	Frasco plástico, 100 mL	10 % $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$



Experimento 3					
Diclofenaco contido no medicamento	Solução aquosa	A ser determinado	5 mL	Frasco plástico, 30 mL	Control
Permanganato de potássio	Solução aquosa	6×10^{-3} M	~ 30 mL	Frasco de reagente, 100 mL	KMnO_4 6×10^{-3} M
Ácido sulfúrico (no mesmo frasco do Experimento 2)	Solução aquosa	1 M	~ 500 mL	Frasco de reagente com tampa de vidro, 1L	1M H_2SO_4
Diclofenaco de sódio	Solução aquosa	~ 600 mg/L	~ 20 mL	Frasco de reagente, 100 mL	DCF 600 mg/L

LISTA DE MATERIAL DE LABORTÓRIO E EQUIPAMENTOS

Item	Quantidade	Localizado
<i>Na mesa para uso comum</i>		
Refratômetro Refracto 30GS	1-2 / 1 lab	Na capela
Papel-toalha para limpar o refratômetro cleaning		Na capela
Frasco de lavagem "Cleaning solvent" para o refratômetro		Na capela
Folha de alumínio para invólucro	1-2 rolls / 1 lab	Na mesa do assistente de lab.
Balanças	1-3/ 1 lab	Em mesas separadas
Luvas (S, M, L)		Na mesa do assistente de lab.
Frasco grande rotulado " H_2O dist."		Perto da pia
Papel toalha para diversos propósitos	1 Pacote / 1 row	Perto da pia
Item	Quantidade	Como marcado nas Figs. 1, 2, 5

Em cada local de trabalho, para ser usado em mais de um Experimento		
Placa aquecedora com agitação magnética	1	
Frasco para descarte rotulado "Waste"	1	
Luvas de algodão	1 par	
Frasco lavador, 500 mL, rotulado " H_2O distilled"	1	
Pro-pipeta, 10 mL, verde	1	
Pro-pipeta, 2 mL, azul	1	
Proveta, 25,0 mL para H_2SO_4 somente	1	



Óculos de segurança	1	
Papel toalha para diversos propósitos	1 pacote	
Experimento 1		
Suporte universal	2	1
Balão de três bocas, 100 mL	1	2
Condensador de refluxo, conectado ao suprimento de água	1	3
Tampas (rolhas) de vidro esmerilhadas	6 (um deles marcado com seu código de estudante)	4
Funil de adição, 50 mL	1	5
Barra magnética oval (grande)	1	6
Balão de fundo redondo, no formato de pera, para destilação, 50 mL	1	7
Adaptador de Claisen para destilação	1	8
Termômetro com junta fixada	1	9
Funil de placa porosa	1	10
Adaptador de borracha para filtração a vácuo	1	11
Condensador de Liebig	1	12
Junta para destilação tipo teta de vaca	1	13
Balão receptor, 10 mL	4 (um deles marcado com seu código de estudante)	14
Balão receptor, 50 mL	1	15
Elevador ajustável (macaco)	1	16
Barra magnética oval (pequena)	1	17
Béquer plástico, 50 mL, rotulado "For the receiver with the product"	1	
Fita de teflon para vedar juntas esmerilhadas	12	
Funil grande, 65 mm, com haste curta	1	
Grampo para junta	5	18
Garra cinza	1	19
Garra vermelha	1	20
Marcador permanente	1	
Béquer de vidro, 25 mL	1	
Container de plástico rotulado "Used glassware"	1	
Container de plástico rotulado "Ice bath"	1	



Manômetro digital	1	
Chumaço de algodão	3	
Espátula	1	
Bastão de vidro	1	
Régua	1	
Lápis	1	
Experimento 2		
Suporte universal	1	
Garra para bureta	1	
Béquer plástico, 100 mL, rotulado "Waste"	1	
Béquer de vidro, 150 mL	1	
Balão volumétrico com tampa, 100 mL	1	
Funil pequeno, 45 mm	1	
Funil médio, 55 mm	1	
Vidro de relógio	1	
Bureta, 25,00 mL, fixada no suporte universal	1	
Pipeta volumétrica, 10,00 mL	1	
Pipeta graduada, 5,00 mL	1	
Erlenmeyer, 150 mL	2	
Proveta, 100,0 mL	1	
Pipeta de Pasteur	2	
Folha de papel branca	1	

Task 3		
Fotômetro, 525 nm	1	1
Termostato com adaptador	1	2
Célula para espectrofotômetro de 3,5 cm de caminho óptico	2	3
Agitador magnético	1	4
Barra de agitação magnética (tamanho médio)	1	
Notebook com adaptador e mouse	1	
Balão volumétrico com tampa, 100 mL	1	
Pipeta graduada, 2 mL	2	
Pendrive de 8 Gb rotulado com o seu código de estudante	1	
Barra magnética preta	1	



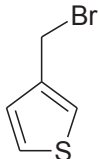
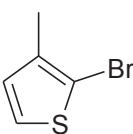
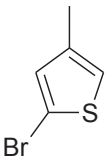
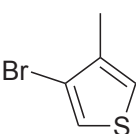
EXPERIMENTO 1

AJUSTANDO A SELETIVIDADE DA BROMAÇÃO
POR CATÁLISE (15 PONTOS).

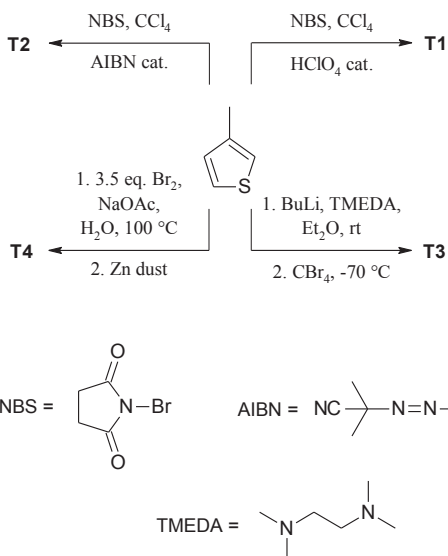
Questão #	Q1	Q2	Q3	Q4	Q5	Q6	Total
pontuação	2	39	4	2	1	2	50

A seletividade das reações químicas é um dos experimentos mais desafiadores da pesquisa contemporânea. Em muitos casos, as condições reacionais e os catalisadores utilizados são chaves para alcançar uma elevada seletividade das reações orgânicas. Neste experimento, você vai estudar um desses casos. O 3-metiltiofeno pode, teoricamente, ser transformado em quatro derivados monobromados **T1-T4**, que já foram, na verdade, sintetizados e caracterizados em detalhe. Estruturas de **T1-T4** e os valores dos índices de refração são dados na Tabela 1

Tabela 1. Estruturas e índices de refração de tiofenos monobromados.

Designação	A	B	T3	T4
Estrutura				
²⁰ _{n_D}	1,5961	1,5706	1,5786	1,5795

A síntese seletiva de cada um dos compostos **T1-T4** pode ser realizada utilizando 3-metiltiofeno como material de partida. **T1** e **T2** podem ser obtidos por bromação direta utilizando diferentes catalisadores, enquanto **T3** e **T4** são obtidos em uma síntese "one pot" de passos múltiplos (ver Esquema 1).



Scheme 1. Síntese seletiva de tiofenos monobromados.

Q1. Associe os compostos indicados no Esquema 1 como **T1** e **T2** às estruturas dadas na Tabela 1. Preencha cada caixa abaixo como **A** ou **B**.

T1 T2

Neste Experimento, você irá:

- Sintetizar um derivado de tiofeno monobromado usando um dos catalisadores a partir da lista abaixo;
- Medir o índice de refração do produto (nD)
- Comparar os resultados obtidos com os dados da literatura e decidir sobre a estrutura do produto e dos catalisadores dados.

Lista de possíveis catalisadores

- HClO_4 em CCl_4
- AIBN em CCl_4



PROCEDIMENTO

Nota!

- *Apparatos usados nesta questão estão mostrados nas Figs. 1 e 2.*
- *Sempre use a fita de teflon em todas as juntas. Coloque imediatamente no correspondente container, todas as peças de vidro utilizadas*
- *Você deve usar as luvas de algodão quando manusear coisas quentes!*

Passo 1. Prenda o balão de 3 bocas no suporte universal e sobre a placa de aquecimento com agitador magnético (Fig.1). Inserir o funil de adição e o condensador de refluxo nas bocas correspondentes e coloque a barra magnética oval dentro do balão através da boca aberta. Peça a seu assistente de laboratório que ligue o fluxo de água no condensador de refluxo (**Não faça isso sozinho!**). Transfira quantitativamente o NBS para o balão usando espátula e o funil de plástico grande. Transfira ~15 mL de CCl_4 para o bquer de vidro de 25 mL. Coloque ~2/3 deste volume de solvente do bquer no balão. Agite o catalisador e o adicione quantitativamente usando o mesmo funil de plástico no balão. Adicione ao balão o resto do solvente que está no bquer. Feche a boca do balão com a tampa. Coloque o balão no recipiente de plástico para banho de gelo preenchido com água e gelo em ~ 2/3 do seu volume. Comece a agitar a mistura.

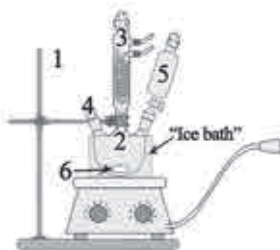


Fig. 1. Aparato necessário para realizar os Passos 1-4 da síntese. Os números se referem à lista das páginas 4 e 5

Passo 2. Usando o funil de plástico grande, transfira quantitativamente a solução de 3-metiltiofeno para o funil de adição com a **torneira fechada**. Passe um pedaço de algodão na abertura final do funil de adição e do condensador de refluxo. Sob agitação vigorosa, adicione a solução de 3-metiltiofeno gota a gota durante ~ 3 min. Substitua o funil de adição pela tampa de vidro.



Use a fita de Teflon. Remova o banho de gelo. Seque o placa de aquecimento e a parte inferior do balão com o papel toalha.

Passo 3. Envolve o balão com uma folha de alumínio. Ligue o aquecedor (posição 3). Aqueça a mistura até a fervura e mantenha fervendo por 10 min. Prepare o banho de gelo (~2/3 do volume) enquanto a mistura ferve.

Passo 4. Desligue o aquecedor e remova cuidadosamente (**quente!**) a placa de aquecimento com agitação magnética. Mergulhe o balão conectado ao condensador e tampas no banho de gelo por 3-5 min. Agite suavemente o balão para que o resfriante seja mais rápido. Então remova o condensador de refluxo e coloque 0,02 g de K_2CO_3 , usando o funil grande, através da boca aberta. Feche a boca com uma tampa e agite o balão várias vezes. Desligue o fluxo de água e desconecte as mangueiras do condensador de refluxo. Deixe a água residual sair e coloque-o dentro do container rotulado "used glassware". Remova a garra mantendo o balão no banho de gelo.

Passo 5. Pese o balão receptor de 10 mL para o produto com a tampa de vidro, ambos marcados com o seu código de estudante. Escreva o valor na tabela de respostas. Coloque o agitador magnético pequeno no balão de destilação com formato de pera de 50 mL. Encaixe as mangueiras nos bicos de entrada e saída do condensador de Liebig e fixe-o no suporte com a garra vermelha. Ligue você mesmo, o fluxo de água e certifique-se se não há vazamento.

Passo 6. Monte o aparato de destilação como mostrado na Fig. 2 suprimindo as juntas com a fita de teflon e grampos. Primeiro, encaixe dois frascos receptores de 10 mL e um de 50 mL na junta tipo teta de vaca para destilação. Em seguida, conecte a trompa de vácuo na teta de vaca e complete a montagem. Fixe o aparato sobre o agitador magnético e ajuste a altura. Use o elevador ajustável (macaco) como suporte.

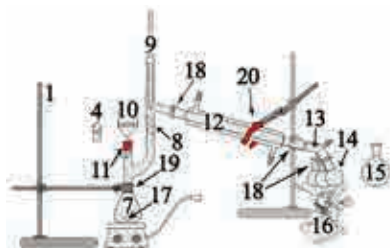


Fig. 2. Aparato necessário para realizar os Passos 5-10 da síntese. Os números se referem à lista das páginas 4 e 5



Passo 7. Remova a placa de aquecimento com agitação magnética. Insira o funil de placa porosa no adaptador de Claisen para destilação usando o adaptador de borracha para vácuo. Ligue a trompa de vácuo e também o manômetro digital. Remova o balão de 3 bocas do banho de gelo e seque-o com o papel toalha. Transfira, cuidadosamente, a mistura reacional do balão de 3 bocas para o filtro (**Atenção! Se você fizer muito rápido, a mistura pode ser parcialmente sugada para dentro da parte curva do adaptador**). Quando terminar, desligue a trompa e substitua o filtro por uma tampa de vidro e use a fita de teflon.

Passo 8. Envolver firmemente o balão e o adaptador para destilação com folha de papel alumínio até a junta do termômetro. Traga de volta o agitador magnético e ligue a agitação e aquecimento (posição 6). **Não ligue a trompa à vácuo!** Colete o solvente destilado no balão receptor de 50 mL. Quando o solvente destilado acabar, desligue o aquecimento e a agitação e, cuidadosamente (**quente!**), remova a placa de aquecimento com agitação magnética. Substitua o balão receptor por um novo de 10 mL. Feche o balão de 50 mL com uma tampa de vidro e entregue para o assistente de laboratório.

Passo 9. Remova a folha de alumínio e ponha o balão de fundo redondo no banho de gelo por 2 a 3 min para que a temperatura fique menor que a ambiente. Remova o banho de gelo; seque o balão com uma toalha de papel. Traga de volta o agitador magnético sob o balão (**Atenção! A placa ainda pode estar quente!**). Ligue a agitação. Envolver o balão firmemente com uma folha de alumínio. Ligue a trompa de vácuo. Quando o vácuo estiver estabilizado (siga a leitura do manômetro digital), ligue o aquecimento (posição 6). Observe o estágio inicial da destilação do produto desejado e colete as primeiras 3-5 gotas em um balão receptor conectado não rotulado com o seu código de estudante. Então gire a junta tipo teta de vaca e colete o produto desejado no balão receptor com o seu código de estudante. Escreva a temperatura de ebulição do produto e a pressão indicada no manômetro digital na tabela de resposta.

Passo 10. Quando o produto desejado é coletado, desligue o aquecimento, remova a folha e, cuidadosamente (**quente!**), remova a placa de aquecimento com agitação magnética. Resfrie o aparato para a temperatura ambiente usando o banho de gelo. **Peça ao seu assistente de laboratório para desconectar a linha de vácuo.** Desconecte o frasco receptor com o produto desejado e, **imediatamente**, feche-o com a tampa de vidro rotulada com o seu código de estudante. Não tente arrancar a fita de teflon se ela permanecer no balão receptor. Coloque o balão no béquer de plástico de 50 mL rotulado



“For the receiver with the product”. Imediatamente encaixe um novo receptor no lugar do removido e coloque o grampo para junta. **Deixe o aparato do jeito que ele está.**

Passo 11. Meça o índice de refração (**antes de pesar**) seguindo as instruções abaixo. Anote a temperatura do refratômetro.

Pese o receptor com o produto desejado fechado com a tampa rotulada. Calcule a massa e o rendimento do produto (considere a massa da fita de teflon igual a 149 mg). As massas molares do 3-metiltofeno e do produto é igual a 98 e 177 g.mol⁻¹, respectivamente.

Q1. Escreva todos os resultados na Tabela abaixo.

#	Parâmetro /Características	Valor	Unidades
1	Massa do balão receptor com a tampa de vidro, ambos marcados com o código do estudante		g
2	Massa do produto		g
3	Rendimento do produto		%
4	Índice de refração para o produto		-
5	Temperatura anotada do refratômetro		°C
6	Temperatura de ebulição do produto		°C
7	Pressão no ponto de ebulição		mmHg

Entregue o produto para o assistente de laboratório e pegue a sua assinatura.

O produto desejado entregue: _____

Assinatura do estudante

Assinatura do assistente do laboratório

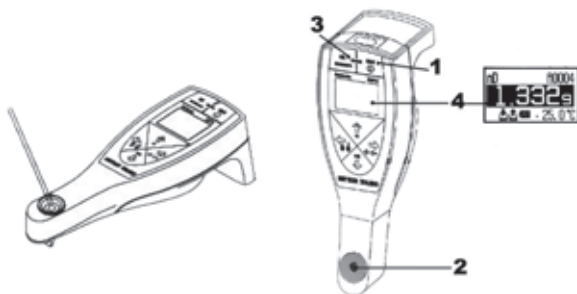
**REFRACTO 30GS - INSTRUÇÕES DE OPERAÇÃO**

Fig. 3. Usando o Refracto 30GS

1. Para ligar o Refratômetro 30GS, pressione e segure o botão "ESC" (1) até o display aparecer. O instrumento está pronto para operar. Ele desligará automaticamente se não for operado em 10 min.
2. Limpe a célula e o bastão de vidro com o papel toalha molhado com solvente do frasco de lavagem rotulado "cleaning solvent". Seque ambos com outro papel toalha.
3. Tenha certeza que a amostra a ser medida alcançou a temperatura ambiente e está homogênea.
4. Adicione 2-3 gotas da amostra dentro da célula (2) usando o bastão de vidro.
5. Para iniciar a medida, pressione e segure o botão OK (3) até o bip.
6. Anote o valor do índice de refração e a temperatura do display digital (4) e escreva abaixo o resultado na tabela de respostas.
7. Limpe a célula e o bastão de vidro.

Q3. Compare os dados obtidos com os dados da literatura e desenhe as estruturas do produto e do catalisador dado.

Produto obtido	Catalisador dado



Q4. Desenhe a estrutura dos intermediários derivados do 3-metiltofeno, baseado na seletividade que leva aos produtos **T1** e **T2**.

T1	T2

Q5. Escreva abaixo o produto (**T1** ou **T2**) formado como resultado da bromação direta do 3-metiltofeno com NBS, conforme as condições dadas / catalisador usado.

ZnBr ₂	
Peróxido de dibenzoila	
LiBr em AcOH	
Luz visível ou UV	

Q6. Nas rotas sintéticas para T3 e T4, desenhe as estruturas dos compostos formados na primeira etapa de cada rota mostrada no Esquema 1.

T3	T4

EXPERIMENTO 2

ANÁLISE DA SOLUÇÃO DE UMA LIGA DE CROMO - VANÁDIO (12 PONTOS)

Questão #	Q1	Q2	Q3a	Q3b	Q4a	Q4b	Q5a	Q5b	Q6	Total
pontuação	32	32	1	1	3	2	4	10	5	90

Materiais antiferromagnéticos mostram ser bons no desenvolvimento de dispositivos de memória de alta-densidade para armazenamento de dados. O menor dispositivo de memória bit do mundo utiliza apenas 12 átomos e é um



dos exemplos mais destacados. A liga cromo-vanádio, exibe propriedades antiferromagnéticas mesmo a temperaturas abaixo de zero. É óbvio que a composição destas ligas, que são usadas em tecnologias de ponta devem ser devidamente controladas.

Neste experimento você irá analisar uma solução aquosa que simula o produto de digestão de uma liga cromo-vanádio. O experimento é composto pelas seguintes partes:

- I. Oxidação de vanadil (VO^{2+}) a vanadato (VO^{3-}) na solução teste usando permanganato de potássio, seguida pela determinação do vanádio (note que o cromo(III) não é oxidado nestas condições).
- II. Oxidação da solução teste com persulfato de amônio seguida de titulação com o sal de Mohr's (sulfato de ferro(II) amoniacal) para determinar o conteúdo total de vanádio e cromo.

PROCEDIMENTO

Nota!

- *-A quantidade de vanádio e cromo deve ser calculada e registrada em mg por 100 mL de solução teste.*
- *-Inicie este experimento pela parte A uma vez que você irá necessitar de tempo para oxidar a solução teste a ser analisada na parte C.*
- *-A pipeta volumétrica de 10,00-mL apresenta 2 traços de graduação. Deve pipetar o volume entre os 2 traços.*



Parte A - Preparação da solução para a determinação do conteúdo total de vanádio e cromo

1. Transfira 10,00-mL da **solução teste** para o béquer de 150 mL e adicione 20 mL da solução de ácido sulfúrico 1 M (utilize a proveta de 25 mL).
2. Adicione 6 a 8 gotas da solução de nitrato de prata a 0,3% (o catalisador) e usando a placa de aquecimento (posição 3), aqueça a mistura a 70-80 °C até aparecer condensação nas paredes do béquer.
3. Usando a proveta de 100 mL, adicione 20 mL da solução de persulfato de amônio a 10% à mistura aquecida.
4. Continue o aquecimento até observar o aparecimento da cor **amarela**, indicativa da formação do dicromato.

Nota! *Pode fazer a determinação do vanádio (Parte B, 1 a 6), enquanto esta mistura está sendo aquecida.*

5. Após o aparecimento da cor amarela, mantenha o aquecimento da mistura durante 10-15 min (posição 3), para decompor o excesso de persulfato de amônio (a decomposição estará terminada quando deixar de se observar pequenas bolhas na solução).
6. Deixe resfriar a solução até à **temperatura ambiente**.
7. Transfira **quantitativamente** a solução do béquer de 150 mL para o **balão volumétrico de 100 mL**. Ajuste o volume até a marca com água destilada, coloque a rolha e agite convenientemente a solução.

Parte B - Determinação volumétrica do Vanádio

1. Transfira com a pipeta graduada uma alíquota de 5,00-mL da solução teste para o Erlenmeyer.
2. Cuidadosamente e gota a gota adicione a solução de permanganato de potássio 0,03 M. Agite, a cada gota adicionada, até aparecer uma coloração rosa. Certifique-se de que a coloração rosa é persistente. Remova o excesso de permanganato de potássio adicionando gota a gota uma solução de ácido oxálico 0,03 M. Agite o Erlenmeyer após a adição de



cada gota até a coloração rosa mudar para **azul claro**. Deixe a solução repousar durante 1 min para garantir que a coloração rosa desapareceu completamente.

- Adicione ao Erlenmeyer 10 mL da solução de H_2SO_4 1M, usando a proveta de 25 mL.
- Adicione ao Erlenmeyer 2 a 3 gotas (**não mais!**) de indicador e agite vigorosamente. Deixe o Erlenmeyer repousar por 2 a 3 min e observe o aparecimento da coloração **púrpura**.
- Encha a bureta com a solução de sal de Mohr. Utilize o béquer de plástico de 100 mL etiquetado "Waste" para retirar o excesso de solução de sal de Mohr da bureta. Anote o volume inicial.
- Titule a solução que se encontra no Erlenmeyer com a solução de sal de Mohr até visualizar a mudança de cor para castanho acinzentado e em seguida para **um puro verde claro**.
- Anote o volume final. Repita quantas vezes necessárias.

Q1. Preencha a Tabela 2.

Tabela 2. Determinação de Vanádio

Titulação N°	1	2	3			
Leitura inicial, mL						
Leitura final, mL						
Volume gasto, mL						
Volume aceito, V1 _____ mL						

Parte C - Determinação volumétrica do conteúdo total de vanádio e cromo na solução teste

- Lave a pipeta volumétrica de 10,00 mL com águas destilada, e em seguida leve-a com a solução contida no balão volumétrico de 100 mL (obtida na parte A).
- Pipete para um Erlenmeyer 10,00 mL desta solução e adicione 10 mL de solução H_2SO_4 1 M usando a proveta de 25 mL.



- Adicione 3 a 4 gotas do indicador. Agite vigorosamente o Erlenmeyer e deixe repousar por 3 a 4 minutos. Observe o aparecimento de uma cor **vermelha**.
- Encha a bureta com a solução de sal de Mohr. Utilize o béquer de plástico de 100 mL etiquetado "Waste" para retirar o excesso de solução de sal de Mohr da bureta. Anote o volume inicial.
- Titule a solução que se encontra no Erlenmeyer com a solução de sal de Mohr até visualizar a mudança de cor para uma cor **amarelo-esverdeada clara**.
- Anote o volume final. Repita quantas vezes forem necessárias.

Q2. Preencha a Tabela 3.

Tabela 3. Determinação do conteúdo total de vanádio e cromo

Titulação No	1	2	3			
Leitura inicial, mL						
Leitura final, mL						
Volume gasto, mL						
Volume aceito, V_2 _____ mL						

Parte D - Questões e análise de dados

Q3. Escreva as equações químicas devidamente balanceadas das reações que ocorreram na:

- Oxidação da solução teste com a solução de **permanganato de potássio**
- Titulação do vanadato com o sal de Mohr

a)

b)





Q4. Escreva as equações químicas devidamente balanceadas das reações que ocorreram na:

- Oxidação da solução teste com a solução de **persulfato de amônio**
- Titulação do solução teste com o sal de Mohr.

Q5. Calcule as concentrações na solução teste de a) V(IV) e b) Cr(III). Calcule a quantidade dos metais em mg **por 100 mL de solução teste**.

Q6. Este procedimento não pode ser aplicado para a determinação de vanádio e cromo em aço, se este for digerido com HCl concentrado. Escreva as equações de duas reações que explicam a afirmação anterior.

EXPERIMENTO 3 DETERMINAÇÃO CINÉTICA DO DICLOFENACO (DCF) (13 PONTOS)

Questão #	Q1	Curvas DCF	Controle DCF	Ordem de Reação	Total
pontuação	10	40	20	10	80

A utilização de espectrofotometria para determinação de princípios ativos por métodos cinéticos tem sido largamente desenvolvida na última década devido ao grande número de vantagens, incluindo a simplicidade de utilização, o baixo custo, a disponibilidade na maioria dos laboratórios de controle de qualidade e a sua maior seletividade. Neste experimento pretende-se que:

- Determine cineticamente a quantidade de Diclofenaco (DCF) presente no medicamento, seguindo o progresso da sua reação de oxidação.
- Determine a ordem de reação em relação ao DCF.



Q1. As alterações no espectro durante a oxidação do DCF com o KMnO_4 estão representadas na figura 4 (1 a 10 reflete o progresso da reação). Na tabela representada abaixo, indique dos comprimentos de onda os que acha poderem ser aplicados na determinação cinética fotométrica do DCF. Em cada caso, indique a direção da alteração que a absorvância sofre (se aumentar use \uparrow e se diminuir use \downarrow).

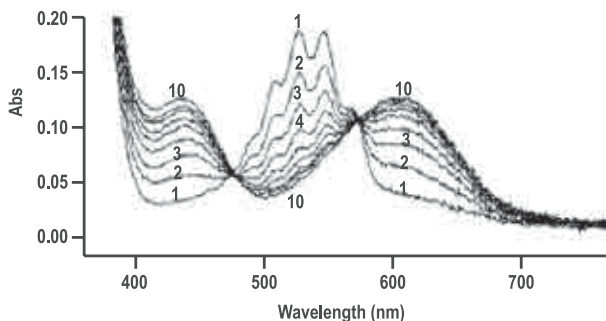


Fig. 4. Oxidação do DCF com KMnO_4

#	Comprimento de onda, nm	Sim (Yes) ou Não (No) e direção da alteração
1	420	
2	480	
3	520	
4	580	
5	610	



Procedimento

Parte A. Montagem do equipamento

Monte o equipamento de acordo com o que é mostrado na Fig. 5. Ligue o fotômetro (1), (comprimento de onda fixo, 525 nm) e o termostato (2) ao notebook via porta USB. Ligue o termostato ao cabo etiquetado "Thermo" e em seguida ligue este através do adaptador de corrente a uma das tomadas que tem na sua bancada. Coloque a célula (3) em cima da agitador magnético (4), faça deslizar a célula através do fotômetro (não é possível colocá-la de outra maneira) e coloque o termostato em cima da célula (ver Fig. 5b).

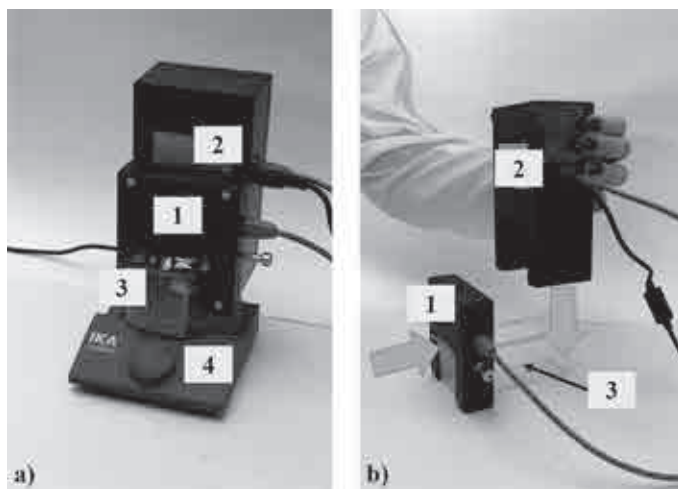


Fig. 5. Equipamento

Sugestões!

- Ligue todos os cabos ao computador portátil antes de o ligar
- Monte e ligue todo o equipamento laboratorial (fotômetro e termostato) antes de ligar no notebook. Ligue também o mouse usando o receptor que está dentro do compartimento da pilha).
- Quando abrir o programa só abrir uma janela (mais adiante designada por Pattern) em vez de duas, feche e volte a abrir o programa.
- Não desligue NENHUM dispositivo da porta USB enquanto estiver efe-






tuando a experiência. Se isso acontecer surge um aviso na tela. Feche e volte a abrir o programa.

- Se o notebook desligar automaticamente dos dispositivos, clique no botão «Setup» existente na janela de leituras da absorvância (Measurements window on the absorbance plot pattern).
- Se você observar mudanças caóticas de temperatura, pare e reinicie as medidas.

Parte B. Registro da curva de calibração

Todas as leituras necessária para registrar a curva de calibração devem ser efetuadas a 30 °C com concentrações iniciais de KMnO_4 e H_2SO_4 constantes. A concentração do DCF é variada usando 4 alíquotas diferentes (de 0,2, 0,4, 0,6 e 0,8 mL) da solução de DCF fornecida.

- 1) Transfira para o balão volumétrico de 100 mL, 5 mL da solução de H_2SO_4 1 M usando a proveta e 0,2 mL da solução de DCF fornecida usando a pipeta graduada de 2 mL. Acerte o volume até à marca com água destilada, tampe o balão e agite bem.
- 2) Coloque o conteúdo do balão na célula juntamente com a barra magnética de tamanho médio e ligue a agitação magnética. Regule a agitação de acordo com a posição mostrada na Fig.5a para ter uma boa agitação.
- 3) Abra o programa «Chemistry-Practicum» disponível no notebook. O software detectará automaticamente os dispositivos externos ligados (sensores). Você verá o aparecimento na tela de dois gráficos (o da absorvância/extinção/densidade óptica, D versus t, s ; e o da temperatura, T °C versus t, s).
- 4) Selecione os seguintes parâmetros na barra Menu do gráfico correspondente (Fig. 6):
 - No gráfico da absorvância click no botão  que está próximo do botão , para fixar o máximo do eixo do X como sendo a tela inteira. Usualmente os gráficos ajustam-se à tela.
 - Ainda no gráfico da absorvância, click no botão  («seleciona a variação de Y») e ajuste a variação da absorvância (no eixo das ordenadas) entre -0.1 e 1.1.



- Escreva "2" (em vez de "1") na caixa de intervalo de leituras no gráfico da absorbância.
- Na janela do gráfico da temperatura selecione «Precisely» em vez de «Roughly» e em seguida click no botão «T = X» e selecione a temperatura de 30 °C.
- Utilize o botão «Setup» na janela de leitura do gráfico da absorbância para calibrar o fotômetro.

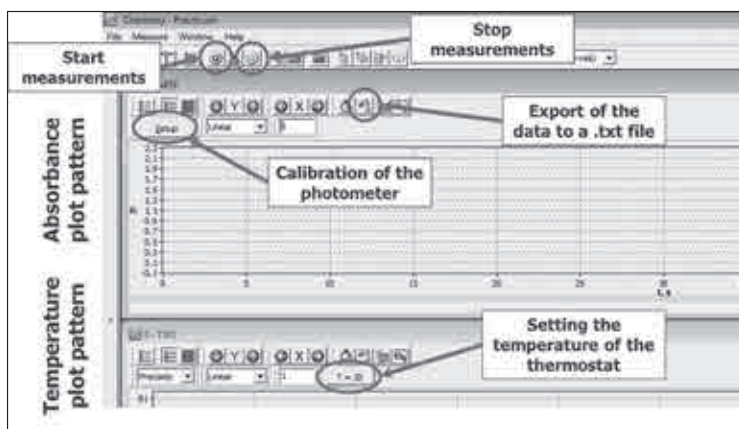







Fig. 6. Interface do software "Chemistry-Practicum"

Nota! A escolha dos parâmetros anteriores (passo 4) só é necessária antes da primeira leitura.


- 5) Para ligar o termostato e observar o aquecimento da solução na célula pela lâmpada, click no botão  («Start measure for chosen sensors»). Controle a temperatura reportada na linha acima do gráfico. Espere até que a lâmpada do termostato se desligue, indicativo de que a temperatura selecionada foi atingida. Pare as leituras clicando no botão  (está ativado e adquire a cor laranja avermelhado quando a leitura está sendo feita).
- 6) Para ativar o gráfico da absorbância click em qualquer ponto do mesmo. Utilizando a pipeta de 2 mL, encha-a com 2 mL da solução KMnO_4 . Na barra de menu da janela de leituras, click no botão  («Start measure for chosen sensors») e rapidamente despeje a solução de permanganato na célula.



Nota! Garanta que antes de adicionar a solução de KMnO_4 a temperatura da célula é de 30 °C!

- 7) Observe na tela o progresso da curva cinética. Continue as leituras durante 50 s após a adição da solução de KMnO_4 , e termine as leituras pressionando o botão  «Stop measurements».
- 8) Guarde os dados pressionando o botão  («Export all the data collected in an external file») na barra de menu da janela de leituras do gráfico de absorbância, selecione gravar no **Desktop** com o nome “DCF2” (nas experiências seguintes grave os arquivos com o nome “DCF4”, ou “DCF6”, ou “DCF8”).

Note! Utilize apenas os nomes no formato sugerido!

- **Grave sempre os dados no Desktop antes de iniciar a próxima experiência, uma vez que os dados serão perdidos assim que pressionar o botão .**
 - **Certifique-se que o gráfico da absorbância está ativo quando exportar os dados. De outra forma estará a exportar resultados inválidos. Se nenhum gráfico estiver selecionado surgirá uma mensagem de aviso.**
- 9) Despeje o conteúdo da célula para o frasco etiquetado Waste, e lave bem a célula com água destilada. Utilize o ímã preto do lado de fora da célula para impedir que a sua barra magnética se perca durante as lavagens da célula. Limpe cuidadosamente com o papel toalha as superfícies externas da célula bem como as gotículas presentes na lâmpada do termostato.
 - 10) Repita os passos 1), 2, e de 5) a 9) para outros volumes de solução fornecida de DCF.

Parte C

1. Determinação da quantidade de DCF no medicamento (“Control”)

- 1) Lave bem o balão volumétrico e prepare a mistura como anteriormente descrita, mas usando agora 0,4 mL da solução de medicamento (“Control”) em vez da solução fornecida de DCF.
- 2) Repita os passos 1), 2), e de 5) a 9) descritos na Parte B. Salve os arquivos com os dados desta experiência com o nome “DCFmed”.
- 3) Repita as leituras da solução de medicamento “Control” se necessário.



2. Análise dos dados experimentais

- 1) Abra o arquivo Excel existente no seu pen drive. Com duplo click abra um a um os arquivos que gravou no Desktop (usando o Notepad). Selecione Edit/Select All na barra Menu, e com o botão direito copie os dados selecionados e na folha Excel correspondente ao mesmo nome (DCF e volume adicionado ou "DCFmed") escolhendo Edit/Paste na barra Menu verá colado na folha Excel os resultados experimentais (time, s , na coluna A, e absorbance na coluna B).
- 2) Ignore os valores antes do máximo. Selecione as colunas A e B, e desenhe o gráfico. Utilize para tal o ícone "Insert Scatter" mostrado na Fig. 7.

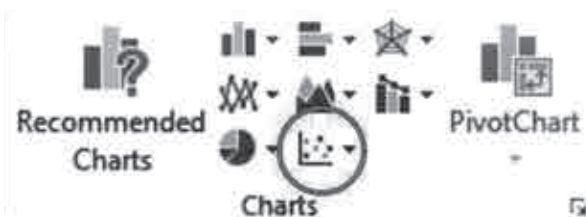


Figure 7. Posição do ícone "Insert Scatter"

- 3) Selecione a seção linear inicial curva remanescente (15 a 20 pontos experimentais), aplique a aproximação linear adicionando a curva de tendência linear e mostre esses parâmetros na área do gráfico. Certifique-se que o valor de R^2 é superior a 0,98. Se necessário diminua o número de dados experimentais da parte final da experiência.. Mesmo assim tente garantir o maior número de dados experimentais para a obtenção do valor adequado de R^2 . Determine o valor da velocidade inicial, v_0 , para a variação da absorbância.

Nota! Terá zero pontos se usar para obter a reta menos de 12 pontos experimentais..

- 4) Analise do mesmo modo todas as outras experiências feitas com soluções de DCF e da solução do medicamento "Control" ("DCFmed" file).
- 5) Calcule as concentrações de DCF (em mg/L) nas soluções que preparou e registre na folha Excel "Results", nas células apropriadas, as concentrações de DCF e as respectivas velocidades iniciais.



- 6) Insira o gráfico com a reta de calibração na folha "Results" e utilize-o para determinar a concentração de DCF presente na solução de medicamento analisada ("Control"). Preencha nas células apropriadas da folha Excel "Results" o coeficiente de linearidade da reta de calibração. Calcule a concentração de DCF presente na solução do medicamento.
- 7) Escreva na célula F10 da folha Excel "Results" o valor encontrado.
- 8) Na folha Excel "Results" determine graficamente a ordem de reação em relação ao DCF e escreva na célula I3 exatamente o valor obtido.
- 9) Assim que terminar, salve o seu arquivo e chame o assistente de laboratório para lhe mostrar que gravou os dados experimentais no arquivo Excel. Assine e peca a assinatura ao assistente de laboratório.

Nota! Somente os dados guardados na pen drive serão considerados para a avaliação deste experimento.

Os arquivos com os dados Excel encontram-se no pen drive (deve ser assinado pelo assistente de laboratório)

Sim

Não

Estudante

Assistente de Laboratório

SUBSTITUIÇÕES COM PENALIDADES

Ítem	Quant.	Assinatura do estudante	Assinatura do assistente de Laboratório

"Vá firme na direção das suas metas. Porque o pensamento cria, o desejo atrai e a fé realiza."

(Desconhecido)



XX Olimpíada Iberoamericana de Química

04 a 14 de setembro de 2015
Teresina - Brasil

EXAME EXPERIMENTAL

7 de setembro de 2015

Instruções gerais para o exame prático (TOTAL DE PONTOS = 40)

1. Durante todo o tempo em que estiver no laboratório, você deverá estar equipado com a bata e óculos de segurança que lhe são fornecidos. Você pode usar a sua bata e os seus óculos se lhe derem autorização. Sugere-se a utilização de luvas, quando necessário.
2. Espera-se que os estudantes trabalhem de forma segura e sociável e que conservem limpo o material e a bancada de trabalho. Pergunte ao assistente de laboratório se tiver alguma dúvida relativa às normas de segurança.
3. Este exame prático tem a duração de 4:30 horas e é constituído por 2 problemas experimentais (cada um valendo 20 pontos). Você pode realizar os problemas práticos na ordem que desejar.
4. Antes de iniciar o seu trabalho experimental leia cuidadosamente todo o exame prático e analise os espaços para respostas. Identifique onde está todo o material que vai utilizar. Você tem 30 minutos para ler o exame e planejar o trabalho experimental.
5. Comece a prova quando for dado o sinal de início.
6. Você tem 4 horas para executar todo o exame e registrar os seus resultados nos espaços reservados para respostas.
7. Para medir com as pipetas você deverá utilizar unicamente a pêra de borracha.
8. É proibido comer no laboratório. Você pode pedir autorização ao assistente de laboratório para ir ao banheiro ou para beber água.
9. Escreva todas as suas respostas com caneta esferográfica (**Não use o lápis**).
10. No cabeçalho de cada folha de respostas escreva o seu nome e o seu código de identificação (este está indicado no seu local de trabalho).
11. Você só poderá usar o material que lhe for fornecido e a sua calculadora.



12. Em caso de necessitar de mais reagentes ou de repor algum material de vidro ou outro dirija-se ao assistente de laboratório. Isto será penalizado com 1 (um) ponto por cada solicitação.
13. O número de algarismos significativos nas respostas numéricas deve estar de acordo com o erro experimental.
14. Você deverá escrever todas as suas respostas nos espaços reservados para esse fim nas folhas de respostas. O que for escrito fora desses espaços não será qualificado. Também não escreva nada na parte de trás das folhas. Se necessitar de folhas de rascunho para cálculos ou substituir alguma(s) folha(s) de resposta por outra(s) solicite ao assistente de laboratório.
15. Será dado um aviso 15 minutos antes do final do tempo previsto para a prova.
16. Quando ouvir o sinal de terminar, você deverá parar de trabalhar imediatamente, caso contrário, o problema que estiver fazendo será anulado.
17. Quando terminar o exame você deve colocar todas as folhas no envelope que recebeu e somente deverá fechá-lo na presença do assistente de laboratório que lhe entregará um recibo. Só as folhas que estiverem dentro do envelope fechado serão corrigidas e classificadas.
18. Você não pode sair do laboratório sem que lhe seja dada autorização.
19. É imprescindível que entregue o enunciado do exame com o seu nome e o seu código.

Resíduos químicos e material de vidro.

1. Os resíduos químicos devem ser colocados nos recipientes apropriados.
2. O material de vidro quebrado deve ser colocado no recipiente para descarte de vidro.

Limpeza.

1. Ao terminar deixe o seu local de trabalho limpo e arrumado.

SOLUÇÕES DISPONÍVEIS

01	Acido clorídrico ~ 0,1 mol/L (HCl)	250 mL
02	Acido clorídrico 1 M (HCl)	500ml
03	Hidróxido de sódio ~ 0,1M (NaOH)	250ml
04	Hidróxido de sódio 1M (NaOH)	250ml



05	Fenolftaleína	5ml
06	Verde de bromo cresol	5ml
07	4 tubos Falcon com NaOH(s)	-
08	1 tudo Falcon com amostra desconhecida	-
09	Cloreto de bário 10%	50ml

MATERIAL DISPONÍVEL NA BANCADA (1 kit completo para cada estudante)

ITENS	MATERIAL	QUANTIDADE
01	Erlenmeyer de 250 mL	03
02	Erlenmeyer de 125 mL	03
03	Balão volumétrico de 250 mL	01
04	Becker de 50 mL	02
05	Funil analítico de 30 mL	01
06	Funil analítico de 50 mL	01
07	Pipeta volumétrica de 10 mL	01
08	Pipeta volumétrica de 25 mL	01
09	Pipeta volumétrica de 50 mL	01
10	Proveta de 100 mL	02
11	Bastão de vidro	01
12	Bureta de 50 mL	01
13	Suporte universal	01
14	Garra dupla tipo borboleta	01
15	Pipetador automático (pera)	01
16	Garrafa térmica (calorímetro)	01
17	Termômetro	01
18	Pisseta para água destilada	01
19	Conta gotas	02

Experimento 1: Verificação experimental da Lei de Hess

A Termoquímica é o ramo da Química que estuda a troca de energia que acompanha transformações, tais como, processos de misturas, transições de fases e reações químicas. Uma das grandezas calculadas e/ou medidas experimentalmente, em Termodinâmica, é a variação de entalpia (ΔH), que corresponde à energia absorvida ou liberada numa transformação química sob pressão constante. Portanto, as medidas comuns de calor, realizadas em laboratório (em geral, sob pressão atmosférica), são variações de entalpia.



A variação de entalpia é uma grandeza denominada de função de estado. Em outras palavras, dizemos que a variação de entalpia de uma dada transformação independe do caminho sob o qual a transformação é realizada. Essa regra é conhecida como “Lei de Hess”.

Nesta questão vamos fazer uma verificação experimental da Lei de Hess utilizando a entalpia de dissolução e a entalpia de neutralização.

As medidas de calor são realizadas num calorímetro adiabático. Este dispositivo é um recipiente contendo o sistema sob transformação e que é perfeitamente isolado, de modo que não há escoamento nem de calor ou matéria, seja para dentro ou para fora do sistema. Para o calorímetro usado neste experimento considere que a capacidade calorífica, C_{cal} , é igual a **17,6 cal/°C**.

A entalpia é calculada pela variação de temperatura que será convenientemente medida com um termômetro adequado.

PARTE EXPERIMENTAL

Procedimento experimental

- A) Determinação do calor (entalpia) de dissolução do NaOH(s) em água (realize o experimento em duplicata):
- Medir com uma proveta 96 mL de água destilada a temperatura ambiente e despejar no calorímetro vazio. Após o sistema entrar em equilíbrio térmico, medir a temperatura da água no calorímetro;
 - Transfira quantitativamente a massa de NaOH, disponível em um dos frascos, para dentro do calorímetro com água e agitar levemente para dissolver todo o NaOH. Após o equilíbrio térmico, medir a temperatura do sistema; Observação: anote o número do frasco e a massa correspondente de NaOH).

QA1) Determine a variação de temperatura (ΔT_{diss}): (3 pontos)

Número do Frasco	Massa de NaOH / g	T inicial / °C	T final / °C	$\Delta T_{diss} / \text{oC}$

QA2) Calcule a variação de entalpia de dissolução do hidróxido de sódio (vamos denominá-la ΔH_{diss}). (3 pontos)



$$\text{Fórmula: } |H_{diss}| = mc T_{diss} + C_{cal} T_{diss}$$

Onde m é a massa de solução, c é o calor específico da solução.

Observações: Expresse esse valor em kcal/mol.

Calcule a média.

Considere que o calor específico da solução é independente da temperatura e possui valor de $0,94 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$.

Utilize a massa de solução.

Se por alguma razão você não obteve ΔT_{diss} , utilize o valor de $10 \text{ }^\circ\text{C}$.

B) Determinação do calor (entalpia) de reação (neutralização) do NaOH(aq) e HCl(aq) (realize o experimento em duplicata):

- Após **esvaziar, lavar e secar** convenientemente o calorímetro e o termômetro, medir com uma proveta 100 mL da solução de NaOH 1 mol/L e a seguir despejar dentro do calorímetro. Meça a temperatura após o sistema entrar em equilíbrio térmico.
- Medir 100 mL da solução de HCl 1 mol/L com uma proveta, colocá-la num béquer e após o equilíbrio térmico, medir a temperatura; Faça a medida com o termômetro previamente lavado e seco;
- Adicionar a solução de HCl à solução de NaOH de dentro do calorímetro. Fechar o calorímetro imediatamente e medir a temperatura após o sistema entrar em equilíbrio térmico;

QB1) Determine a variação de temperatura (ΔT_{neut}): (3 pontos)

T inicial / $^\circ\text{C}$	T final / $^\circ\text{C}$	ΔT_{neut} / $^\circ\text{C}$

QB2) Calcule a variação de entalpia de neutralização (vamos denominá-la ΔH_{neut}). (3 pontos).

$$\text{Fórmula: } |\Delta H_{neut}| = m_{NaOH} c_{NaOH} \Delta T_{neut} + m_{HCl} c_{HCl} \Delta T_{neut} + C_{cal} \Delta T_{neut}$$

Onde m_{NaOH} é a massa de solução de NaOH, c_{NaOH} é o calor específico da solução de NaOH, m_{HCl} é a massa de solução de HCl, c_{HCl} é o calor específico da solução de HCl.



Observações:

Expresse esse valor em kcal/mol.

Calcule a média.

Considere que o calor específico das soluções são independentes da temperatura e possuem valor de 0,94 cal/g°C para a solução de NaOH e 1,00 cal/°C para a solução de HCl.

Considere que ambas as soluções possuem densidade igual a 1,00 g/mL.

Se por alguma razão você não obteve ΔT_{neut} , utilize o valor de 15 °C.

C) Determinação do calor (entalpia) de reação (neutralização) entre o NaOH(s) e HCl(aq) (realize o experimento em duplicata):

- Após **esvaziar, lavar e secar** convenientemente o calorímetro e o termômetro, medir com uma proveta 100 mL da solução de HCl 1 mol/L e a seguir despejar dentro do calorímetro. Meça a temperatura após o sistema entrar em equilíbrio térmico;
- Transferir quantitativamente a massa de NaOH disponível para dentro do calorímetro com a solução de HCl e agitar levemente para dissolver todo o NaOH. Após atingir o equilíbrio térmico, medir a temperatura do sistema;

QC1) Determine a variação de temperatura (ΔT_{dn}): (1,5 pontos)

Número do Frasco	Massa de NaOH / g	T inicial / °C	T final / °C	ΔT_{dn} / °C

QC2) Calcule a variação de entalpia nesta transformação (vamos denominá-la ΔH_{dn}). (1,5 pontos).

$$\text{Fórmula: } |\Delta H_{dn}| = mc\Delta T_{dn} + C_{cal}\Delta T_{dn}$$

Onde m é a massa de solução, c é o calor específico da solução.

Observações:

Expresse esse valor em kcal/mol.



Calcule a média.

Considere que o calor específico da solução final é independente da temperatura e possui valor de 1,00 cal/g°C.

Considere que a solução possui densidade igual a 1,00 g/mL.

Se por alguma razão você não obteve ΔT_{dn} , utilize o valor de 25 °C.

QC3) Escreva abaixo as equações químicas envolvidas na parte **A** e **B**: (1,0 pontos)

QC4) Calcule a variação de entalpia que resulta da soma de ΔH_{diss} com ΔH_{neut} (vamos denominá-la ΔH_{dncal}): (1 ponto)

QC5) Calcule o erro percentual associado à verificação experimental da lei de Hess pela fórmula: (1,0 pontos)

Fórmula:
$$erro = \frac{\Delta H_{dn} - \Delta H_{dncal}}{\Delta H_{dn}} \times 100$$

QC6) Assinale V para verdadeiro e F para falso nas seguintes afirmações a respeito de detalhes do experimento e das possíveis fontes de erro: (2 pontos)

- () A falta de homogeneidade na temperatura pode acontecer devido a uma troca rápida de calor dentro do calorímetro.
- () Quanto maior o intervalo de tempo utilizado para a leitura do termômetro, após cada procedimento, melhor será a precisão na medida do correto ΔT .
- () Um mau isolamento térmico do calorímetro ocasionando perdas de calor para o exterior é uma importante fonte de erro.



- () Um mecanismo que permitisse uma leve de agitação do sistema poderia acelerar as trocas de calor e assim proporcionar medições mais adequadas para o correto ΔT .

Experimento 2: Análise De Uma Mistura De Carbonato E Bicarbonato

Este procedimento envolve duas titulações. (a) Primeiro, a alcalinidade total (bicarbonato + carbonato) é medida titulando-se a mistura com HCl padrão até o ponto final verde, indicado pelo verde de bromocresol. (b) Uma alíquota é separada da amostra desconhecida e é tratada com NaOH padrão em excesso para converter bicarbonato em carbonato. A seguir todo o carbonato é precipitado com BaCl_2 . O excesso de NaOH é titulado imediatamente com HCl padrão para determinar quanto bicarbonato estava presente. A partir da alcalinidade total e da concentração de bicarbonato é possível calcular a concentração original de carbonato.

Procedimento

- Transfira a quantidade total da mistura de carbonato e bicarbonato, contida no frasco rotulado "Amostra desconhecida", para um balão volumétrico de 250 mL com o auxílio de um funil. Para uma transferência quantitativa, coloque um pouco de água contida na pisseta dentro do tubo e transfira para o balão volumétrico. Repita este procedimento por mais duas vezes. Lave o funil algumas vezes com pequenas porções de água para dissolver a amostra. Remova o funil, dilua até a marca de aferição e homogeneíze bem.
- **Análise da alcalinidade total.** Pipete uma alíquota de 25,00 mL de solução da amostra desconhecida para um erlenmeyer de 125 mL, adicione três gotas do indicador verde de bromocresol (contido no tubo plástico rotulado "verde de bromocresol") e titule com HCl padrão, (contido no frasco rotulado "Solução HCl 0,094 mol/L"), onde a concentração exata está descrita no rótulo, até mudança da cor do indicador para esverdeado. Repita este procedimento com pelo menos mais uma alíquota de 25,00 mL.
- **Teor de bicarbonato.** Pipete 25,00 mL da solução da amostra desconhecida e 50,00 mL de NaOH padrão (contido no frasco rotulado "Solução NaOH 0,100 mol/L") para um frasco de 250 mL. Misture e adicione, por meio de uma pipeta, 10,00 mL de BaCl_2 10% m/m (contido no frasco rotulado "Solução BaCl_2 10%"). Misture novamente de modo a precipitar o



BaCO_3 . Em seguida, adicione duas gotas do indicador fenolftaleína (contido no tubo plástico rotulado “fenolftaleína”) e titule imediatamente a mistura com solução HCl $0,094 \text{ mol/L}$. Repita este procedimento com pelo menos mais uma alíquota de $25,00 \text{ mL}$ da amostra desconhecida.

Questionário:

- Escrever todas as equações químicas balanceadas, envolvidas nas duas titulações utilizadas, indicando os estados de agregação. (2 pontos)
- Calcule a alcalinidade total média na amostra. (7 pontos)

Volume/mL (5 pontos)	Concentração/mol L^{-1} (1,5 pontos)	Concentração média/ mol L^{-1} (0,5 ponto)

- Calcule a concentração média de bicarbonato na amostra. (7 pontos)

Volume/mL (5 pontos)	Concentração/mol L^{-1} (1,5 pontos)	Concentração média/ mol L^{-1} (0,5 ponto)

- Calcule a concentração média de carbonato na amostra. (2 pontos)

Concentração/mol L^{-1} (1,5 pontos)	Concentração média/ mol L^{-1} (0,5 ponto)

- Expresse a composição da amostra desconhecida, em % (m/m), para cada uma das espécies analisadas (bicarbonato de sódio, 84 g/mol e carbonato de sódio, 106 g/mol). (2 pontos)



XX Olimpíada Iberoamericana de Química

04 a 14 de setembro de 2015
Teresina - Brasil

EXAME TEÓRICO

10 de setembro de 2015

Instruções gerais para o exame teórico (TOTAL DE PONTOS = 90 que são equivalentes a 60% da nota final)

1. Este exame contém um total de 45 páginas, incluindo um conjunto de equações universais e constantes que podem ser úteis.
2. Escreva seu nome e o código que tenha sido atribuída a você na capa do exame e em todas as folhas.
3. Você tem 5 horas para completar todo o exame e registrar suas respostas nos locais apropriados. Você deve parar o trabalho imediatamente após o recebimento do sinal de parada.
4. Você deve escrever todos os seus resultados nas caixas apropriadas em cada página. Nada escrito em outros lugares será considerado para a pontuação, mas você pode usar o verso das folhas como papel de rascunho.
5. Faça os cálculos relevantes nos espaços apropriados quando necessário. Você receberá a mais alta pontuação apenas se o processo para obter o resultado final estiver explícito.
6. Use somente a caneta, a tabela periódica e a sua calculadora.
7. Observe que para os dados numéricos, o ponto separa milhares e a vírgula separa a parte inteira da parte dos decimais.
8. Para ir ao banheiro, peça permissão ao supervisor.
9. Após a conclusão do exame e, quando solicitado, você entregará o exame e seguirá as instruções dadas pelo supervisor. Não deixe o gabinete sem ser previamente autorizado.



Constantes Físicas e Equações

Constante de Avogadro	$N = 6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Boltzmann	$k_B = 1,3807 \times 10^{-23} \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$
Constante dos gases	$R = 8,3145 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,08205 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
Constante de Faraday	$F = 96485,3 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$
Velocidade da luz	$c = 2,9979 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$
Constante de Planck	$h = 6,6261 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
Carga do elétron	$e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Permissividade do vácuo	$\epsilon_0 = 8,8541 \times 10^{-19} \text{ C}^2\cdot\text{J}^{-1}\cdot\text{m}^{-1}$
Massa do elétron	$m_e = 9,10938215 \times 10^{-31} \text{ kg}$
Pressão padrão	$P = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$
Pressão atmosférica	$P_{\text{atm}} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mm}\cdot\text{Hg} = 760 \text{ Torr}$
Zero da escala Celsius	$273,15 \text{ K}$
nanômetro (nm)	$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$
picômetro (pm)	$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$
Ångström (Å)	$1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$
π	$3,1416$
β_4	$= [\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}] / ([\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{OH}]^4)$

Para técnica ESR: $\text{Idade} = \frac{\text{Dose de radiação ionizante absorvida}}{\Sigma \text{Velocidade de absorção de radiação}}$

Cinética de primeira ordem: $m_{\text{final}} = m_{\text{inicial}} \cdot e^{-kt}$ e $k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$,

onde m = massa, k = constante de velocidade, t = tempo decorrido e $t_{1/2}$ = tempo de meia-vida

Entalpia de fusão: $\Delta H_{\text{fusão}} = m \cdot L_{\text{fusão}}$, onde m = massa e $L_{\text{fusão}}$ = calor latente de fusão.

Problema 1 - O B-R-Ó-Bró

Questão	1.1.1	1.1.2	1.2.1	1.2.2	Total
Pontos (máximo)	3,0	2,0	3,0	2,0	10
Pontos (correção)					

01- Quase todos os moradores da cidade de Teresina conhecem a expressão "B-R-Ó-BRÓ" que corresponde a um período do ano caracterizado por dias com altas temperaturas (às vezes, por volta de 40 °C) e baixa umidade relativa do ar. A expressão se origina da terminação dos nomes dos meses



(em português) correspondentes ao período, ou seja, Setembro, Outubro, Novembro e Dezembro. Portanto, estamos em pleno “B-R-Ó-BRÓ” e como é dito popularmente na cidade, nesta época “um aparelho de ar condicionado não é um luxo e sim, uma necessidade”.

Um aparelho de ar condicionado é uma máquina que “destrói” trabalho num ciclo, resultando na retirada de calor de uma fonte fria (o ambiente em que se deseja resfriar) para uma fonte quente (o meio externo). Apesar dos diferentes arranjos e modos com que diferentes aparelhos de ar condicionados são construídos, se focarmos **no que eles fazem** e não em **como eles fazem** podemos entender estes dispositivos como refrigeradores de Carnot e assim aplicando a primeira e a segunda lei da Termodinâmica estabelecer um limite aos seus desempenhos.

Para um refrigerador de Carnot, o coeficiente de desempenho, η , é calculado através da razão entre benefício e o custo, ou seja, o benefício é o calor retirado da fonte fria, Q_c , e o custo é o trabalho destruído, W . Este trabalho, num ar condicionado, é a energia elétrica gasta no seu funcionamento. Se o calor cedido para a fonte quente é Q_h , então a primeira lei da Termodinâmica diz que: $Q_h = Q_c + W$. Ainda, impondo o segundo princípio da Termodinâmica temos que: 1) se o ciclo operar reversivelmente, a variação de entropia será zero, ou seja, $S_h = S_c$ ou $Q_h/T_h = Q_c/T_c$, onde T_h e T_c são as temperaturas das fontes quente e fria, respectivamente; 2) Se o ciclo opera irreversivelmente (transformação real) há aumento de entropia e assim $Q_h/T_h > Q_c/T_c$. Diante disso podemos escrever que:

$$\eta = \frac{Q_c}{W} = \frac{Q_c}{Q_h - Q_c} = \frac{1}{Q_h/Q_c - 1}$$

Mas como:

$$\frac{Q_h}{T_h} \geq \frac{Q_c}{T_c} \quad \text{ou} \quad \frac{Q_h}{Q_c} \geq \frac{T_h}{T_c}$$

Finalmente:

$$\eta \leq \frac{1}{T_h/T_c - 1} \quad \text{ou} \quad \eta \leq \frac{T_c}{T_h - T_c}$$

A desigualdade da equação acima mostra que o máximo desempenho possível é obtido operando reversivelmente. Na prática, para aparelhos de ar condicionado e freezers (ou geladeiras) a operação reversível é impossível, uma vez que tomaria um tempo infinito (a operação reversível tem modificações infinitesimais).



1.1. Considere um aparelho de ar condicionado de 30000 Btu/h, operando numa sala em Teresina, com razão de eficiência energética (EER, do inglês, *Energy Efficiency Ratio*) de $8,5 \text{ Btu h}^{-1} \text{ Watt}^{-1}$. A EER é definida como o número de Btu/h extraída do ambiente dividida pelo consumo de energia em Watt. ($1 \text{ Watt} = 1 \text{ J/s}$ e $1 \text{ Btu} = 1,055 \text{ kJ}$).

1.1.1. Calcule o coeficiente de desempenho do ar condicionado

Coeficiente de desempenho:

1.1.2. Se a temperatura externa é 40°C e a temperatura interna 20°C , qual a porcentagem do valor máximo teórico será o coeficiente de desempenho?

Porcentagem:

1.2. Em Teresina, tão importante quanto os aparelhos de ar condicionados são as geladeiras. Precisamos de muita água gelada por aqui.

1.2.1. Suponha que um motor elétrico forneça o trabalho para operar um refrigerador de Carnot. O interior do refrigerador se encontra a 0°C e água líquida também a 0°C é convertida em gelo a 0°C . Sabendo que $\Delta H_{\text{fusão}} = 334 \text{ J/g}$ para o gelo, se a temperatura do lado de fora do refrigerador for 40°C , qual a massa de gelo que pode ser produzida em 10 minutos por um motor de $\frac{1}{4} \text{ HP}$ ($186,5 \text{ Watt}$) operando continuamente? Admita que o refrigerador é perfeitamente isolado e que a eficiência envolvida tem o seu máximo valor possível.

Massa de gelo:

1.2.2. Em um refrigerador com uma potência de $\frac{1}{4} \text{ HP}$ ($186,5 \text{ Watt}$), se a temperatura no lado interno for mantida em -20°C contra uma temperatura exterior máxima de 45°C , qual é a quantidade de calor máxima que se pode extrair (em Watt) se o motor opera continuamente? Assuma que o coeficiente de desempenho é 75 % do valor para a operação reversível.

Calor extraído:

Problema 2 - A cajuína cristalina em Teresina

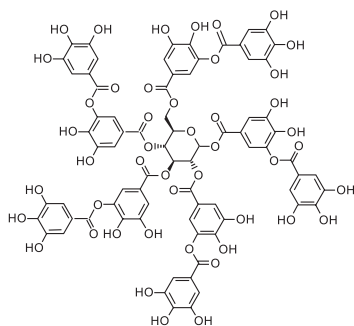
Questão	2.1.1	2.2.1	2.3.1	2.3.2	Total	Total Padronizado
Pontos (máximo)	10	60	10	10	90	15
Pontos (correção)						



02 - "A cajuína cristalina em Teresina". Esta frase está presente numa música de autoria do artista baiano, Caetano Veloso, e segundo ele próprio a música foi composta após um encontro, em Teresina, com o pai de um amigo falecido (Pai do artista piauiense Torquato Neto). Na ocasião, os dois, enlutados, conversavam e tomavam cajuína.

Os atrativos da bebida são (é claro) o seu sabor peculiar, em geral, doce com um sabor residual levemente azedo, e a sua aparência ou coloração, que varia de amarelo a âmbar. Em geral, a cajuína é obtida artesanalmente, pelas seguintes etapas: 1) O suco de caju, obtido da prensagem do pedúnculo, é inicialmente filtrado para remoção de resíduos grosseiros; 2) A seguir ocorre a precipitação dos **taninos** mediante a formação de complexos com gelatina (colágeno); 3) Uma nova filtração retira os complexos formados e fornece um líquido quase incolor; 4) Os frascos nos quais este último líquido é colocado são submetidos a aquecimento em banho-maria, numa temperatura de cerca de 90 °C. Nesta última etapa, a cajuína adquire sua coloração típica, graças à caramelização do açúcar naturalmente contido no suco de caju, a **frutose**.

2.1. Taninos são compostos polifenólicos com sabor amargo e adstringente que podem precipitar proteínas e outros compostos orgânicos, como alcalóides. Os taninos hidrolisáveis são derivados do ácido gálico (ácido 3,4,5-triidróxibenzoico), onde unidades deste ácido se encontram esterificadas com polialcoois. O ácido tânico é um exemplo desta classe e tem como uma de suas possíveis estruturas, a que é mostrada a seguir.



Ácido Tânico (C₇₆H₅₂O₄₆)

«Tannicacid» de en:User_talk:Ronhjones - Trabajo propio. Disponible bajo la licencia Dominio público vía Wikimedia Commons - https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Tannic_acid.svg#/media/File:Tannic_acid.svg

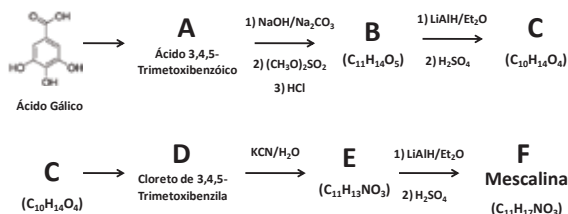


2.1.1. Qual o número de carbonos assimétricos no ácido tânico mostrado abaixo e qual seu índice de deficiência de hidrogênio?

Número de carbonos assimétricos:

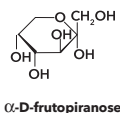
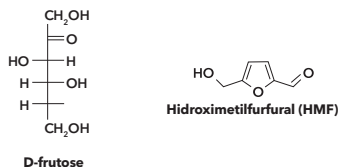
IDH:

2.2. A partir do ácido gálico, a mescalina ($C_{11}H_{17}NO_3$), um alucinógeno com importância farmacológica, pode ser sintetizada. Em 1951, Tsao propôs a síntese da mescalina (*J. Am. Chem. Soc.* 5495 - 5496) a partir do ácido gálico correspondendo ao esquema que é parcialmente mostrado abaixo:



2.2.1. Desenhe as estruturas dos compostos **A**, **B**, **C**, **D**, **E** e **F** (mescalina). (60 pontos, 10 pontos por estrutura).

2.3. Na caramelização do açúcar (para dar a coloração à cajuína) ocorrem diversas reações complexas, sendo ao final a produção das chamadas melanoidinas que são polímeros coloridos (amarelos) cujo monômero é o hidroximetilfurfural (HMF). O HMF é uma molécula resultante da transformação da frutose e da glicose. No caso da cajuína, supostamente, há a presença apenas da frutose. A estrutura da D-frutose (uma cetohexose) é mostrada abaixo, em notação de Fischer, ao lado da estrutura do HMF. É mostrada também uma estrutura em projeção de Haworth da α -D-frutopiranosose, que decorre da ciclização da frutose em um anel de seis membros.





2.3.1. Desenhe a estrutura da alfa-D-frutofuranose, na notação de Haworth e dê a configuração (R ou S) para o carbono anomérico.

ESTRUTURA:

CONFIGURAÇÃO:

2.3.2. Marque, com um X, a única opção que completa corretamente os espaços em branco do texto abaixo:

Na sequência, a partir da α -D-frutofuranose seguem-se _____ desidratações, _____ o anel de cinco membros, até a obtenção do HMF, que é um composto _____, tendo os intermediários de sua formação compostos com fórmulas moleculares _____ e _____.

- () Três - quebrando-se - alifático - $C_6H_{10}O_5$ - $C_5H_6O_3$
 () Duas - mantendo-se - aromático - $C_6H_{10}O_5$ - $C_6H_8O_4$
 () Duas - quebrando-se - alifático - $C_5H_8O_4$ - $C_5H_6O_3$
 () Três - mantendo-se - aromático - $C_6H_{10}O_5$ - $C_6H_8O_4$
 () Duas - quebrando-se - alifático - $C_5H_8O_4$ - $C_5H_6O_3$
 () Três - mantendo-se - aromático - $C_5H_8O_4$ - $C_6H_8O_4$

Problema 3 - Produtos Naturais no Piauí

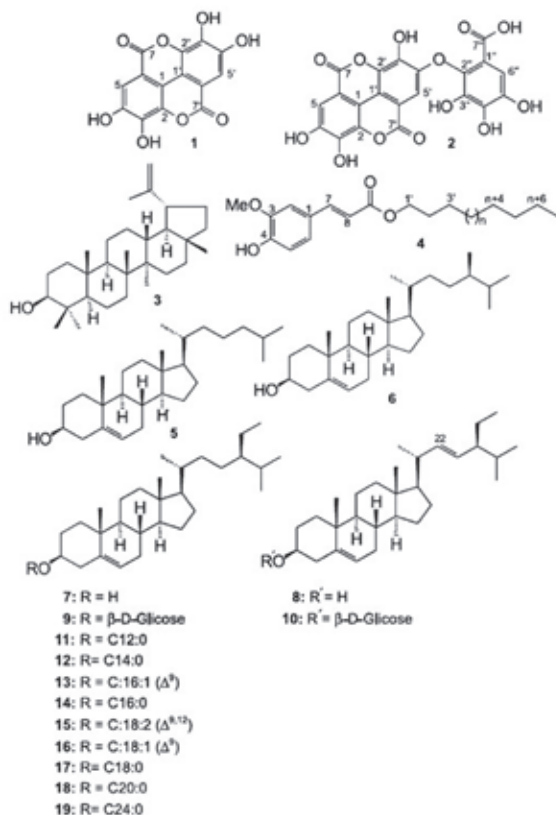
Questão	3.1	3.2	3.3	3.4	Total
Pontos (máximo)	4,0	4,0	4,0	3,0	15
Pontos (correção)					

03 - *Cenostigma macrophyllum* Tul. var. *acuminata* Teles Freire é uma árvore conhecida popularmente por caneleiro, sendo bastante comum no Piauí. Sua beleza, decorrente de flores amarelas, faz com que esta seja empregada como planta ornamental, sobretudo na região da grande Teresina - PI, onde foi escolhida, através de decreto municipal, como a árvore símbolo da



cidade (Silva, H. R., et al., *Quím. Nova*, 30, 8, 2007). Estudos com extrato de folhas desta espécie revelaram a presença de atividades antioxidante, anti-inflamatória, antinociceptiva, antibacteriana, antiulcerogênica e hepatoprotetora. Adicionalmente, esta planta teve a composição química das cascas do seu caule estudada por pesquisadores da Universidade Federal do Piauí, sendo observada, por exemplo, a ocorrência de colesterol, um esteroide muitas vezes considerado apenas com origem animal. Os demais constituintes identificados são mostrados na Figura abaixo (Nas duas estruturas mais abaixo da Figura, o grupo R é indicado para diferentes constituintes com um “esqueleto” básico comum).

3.1. Identifique **TODAS** as famílias de compostos orgânicos (por exemplo, aldeído, cetona, éster, etc.) nas estruturas **2, 4, 6** e **15** presentes na figura a seguir, as quais foram identificadas nas cascas do caule do caneleiro:





OBSERVAÇÃO: A notação $CX:Y(\Delta^{a,b})$ representa radical acila, com cadeia hidrocarbônica contendo $X-1$ carbonos e Y ligações duplas que estão localizadas nos carbonos a e b .

2:

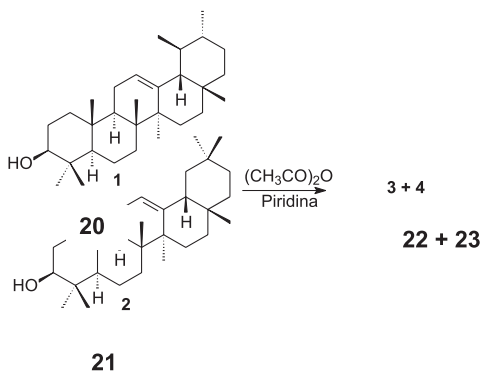
4:

6:

15:

Protium heptaphyllum March, pertencente à família Burseraceae e, comumente conhecida por almécega, é outra planta encontrada no Piauí cuja resina exsudada a partir do tronco possui cerca de 45,3% de uma mistura de α -amirina (**20**) e β -amirina (**21**) que são compostos naturais pertencentes à classe dos triterpenóides pentacíclicos. Geralmente a α - e β -amirina (**20+21**) são isoladas em mistura de difícil separação e em cromatografia em camada delgada (CCD) de gel de sílica, eluída com hexano-acetato de etila (8:2) a mistura mostra uma única mancha (Vieira Júnior *et al.*, *Quím. Nova*, 30, 2, 2007). Estes compostos possuem várias atividades farmacológicas.

A reação da mistura de α -amirina (**20**) e β -amirina (**21**) com anidrido acético em presença de piridina como catalisador, à temperatura ambiente, origina a mistura de **22+23** (sendo **22** resultante de **20** e **23** resultante de **21**), conforme esquematizado a seguir:



3.2. Desenhe a estrutura dos compostos **22** e **23**.



22

23

3.3. Sobre os constituintes mostrados acima e os princípios da CCD em gel de sílica, analise as afirmações abaixo e assinale V para VERDADEIRO ou F para FALSO.

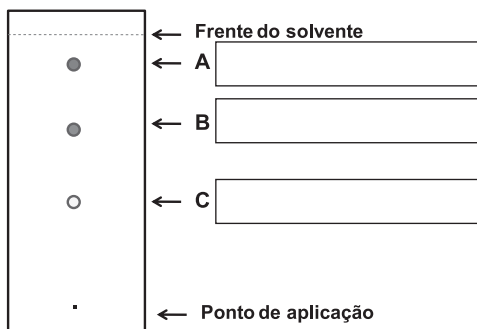
- As substâncias α - e β -amirinas possuem o mesmo R_f : ()V ()F
- Sobre os constituintes da resina de almécega e seus derivados, o composto **23** possui menor R_f do que o composto **21**: ()V ()F
- Sobre os constituintes da casca do caule do caneleiro, o composto **2** possui maior R_f do que o composto **1**: ()V ()F
- Sobre os constituintes da casca do caule do caneleiro, para os compostos 17, 18 e 19, observa-se que não há diferenças apreciáveis de R_f : ()V ()F

3.4. Ainda sobre CCD em gel de sílica, considere uma mistura composta de bifenil, ácido benzóico e álcool benzílico (**mistura 1**) e uma mistura dos compostos *meta*-hidroxi-fenol, *meta*-dimetil-benzeno e *meta*-metoxi-fenol (**mistura 2**).

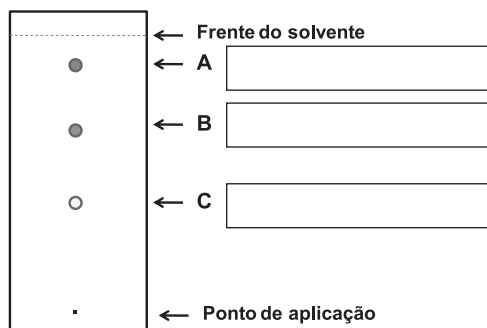
Desenvolvendo a CCD, em condições adequadas para cada mistura, qual deve ser a ordem relativa dos compostos após o desenvolvimento da placa cromatográfica?

Para sua resposta utilize as Figuras abaixo, onde as posições são apenas hipotéticas:

Mistura 1:



Mistura 2:



Problema 4 - Breaking Bad

Questão	4.1	4.2.1	4.2.2	4.2.3	Total
Pontos (máximo)	4,0	3,0	0,5	2,5	10
Pontos (correção)					

04 - O seriado *Breaking Bad* foi um dos TV shows de maior sucesso nos últimos anos na televisão americana e mundial. O personagem principal Walter White é um professor de Química de ensino médio e ajudante numa lavadora de carros nas horas vagas.



Dentre as diversas situações em que Heisenberg (Walter White) se envolve, junto com o seu ex-aluno e ajudante no mundo do crime, Jesse Pinkman, há referências explícitas do seu ótimo conhecimento de química.

4.1. Walter White não é só químico orgânico. No episódio 9 da segunda temporada, ele e seu pupilo vão para o meio do deserto produzir (cozinhar) a meta-anfetamina dentro de um trailer (Nos EUA trailers são chamados de RV's, ou seja, Recreational Vehicles) que é usado como um laboratório ambulante. Por descuido ou burrice, Jesse Pinkman esquece a chave no contato com a ignição ligada e a bateria do (velho) veículo descarrega, impedindo que eles dêem a partida no motor para ir embora. Estando no "meio do nada" os personagens entram em pânico e na iminência de morrerem de sede, e num lampejo de inteligência, Walter White usa os seus conhecimentos químicos para fazer uma bateria. Usando esponjas embebidas com uma solução eletrolítica, metais galvanizados (parafusos, porcas, arruelas, moedas de dólar, etc) e as pastilhas de freio do trailer, ele monta um sistema de células eletroquímicas em série, o qual ligado convenientemente aos polos da bateria no motor do trailer permite que seja dada a ignição.

Os constituintes de cada célula eletroquímica são delineados no diálogo entre os personagens. Entende-se que: 1) A solução eletrolítica é uma solução de hidróxido de potássio; 2) Os metais galvanizados fornecem o zinco; 3) A partir das pastilhas de freio é retirado grafite revestido com óxido de mercúrio (por simplicidade admitiremos o óxido de mercúrio II - HgO); 4) Fios de cobre são utilizados nas ligações entre os eletrodos e as células; e 5) Só existia material disponível para a construção de seis células.

Sabendo que os potenciais padrões de redução das semi-reações de Zn^{2+}/Zn e Hg^{2+}/Hg são, respectivamente, $-0,76\text{ V}$ e $0,85\text{ V}$, calcule a diferença de potencial padrão de uma célula construída por Walter White e a diferença de potencial máximo da bateria (sistema em série). Escreva as semi-reações que possivelmente ocorrem, bem como a reação global e identifique o cátodo, o ânodo e as suas polaridades.

Potencial da célula:
Potencial do sistema em série (bateria):
Semi reação no cátodo:
Polaridade:
Semi reação no ânodo:
Polaridade:
Reação Global:

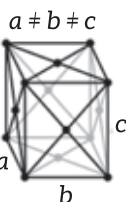


4.2. Em outro episódio marcante da série *Breaking Bad*, um já debilitado pelo tratamento de câncer, Walter White, ou melhor, Heisenberg como ele se autodenominou pela primeira vez neste mesmo episódio, procura reaver um pacote de meta-anfetamina que foi roubado do seu parceiro Jesse Pinkman por um traficante extremamente violento chamado Tuco Salamanca. Além do roubo, Tuco espancara Jesse brutalmente e assim Heisenberg claramente também busca vingança. Ele visita o traficante no seu escritório e apresenta um pacote com cristais que são supostamente meta-anfetamina. Quando Tuco o ironiza e tenta ameaçá-lo, ele revela que os cristais são de fulminato de mercúrio ($\text{Hg}(\text{CNO})_2$) e em seguida atira um dos cristais ao chão, resultando numa explosão que destrói o escritório. Heisenberg deixa claro que os demais cristais também são de fulminato de mercúrio e com isso Tuco colabora prontamente, pagando o carregamento anterior e se comprometendo a comprar carregamentos futuros.

O $\text{Hg}(\text{CNO})_2$ explode prontamente com a formação de vapor de mercúrio, monóxido de carbono e gás nitrogênio, em resposta ao impacto, fricção ou aquecimento: $\text{Hg}(\text{CNO})_2 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{CO} (\text{g}) + \text{N}_2 (\text{g}) + \text{Hg} (\text{g})$

A estrutura cristalina do fulminato de mercúrio não foi explicada até 2007 (Beck W *et al.*, Z. Anorg. Allg. Chem. 2007, 633, 1417-1422). Hoje, sabe-se que o fulminato de mercúrio cristaliza em uma cela ortorrômbica (Figura abaixo, em que cada ponto representa uma molécula) com face centrada e parâmetros de cela: distâncias $a = 5,355 \text{ \AA}$; $b = 10,459 \text{ \AA}$ e $c = 7,558 \text{ \AA}$. As distâncias de ligação na molécula são $\text{HgC} = 2,029 \text{ \AA}$, $\text{CN} = 1,143 \text{ \AA}$, $\text{NO} = 1,248 \text{ \AA}$. Os ângulos na molécula são $\text{CHgC} = 180,0^\circ$, $\text{HgCN} = 169,1^\circ$, $\text{CNO} = 179,7^\circ$.

$$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$$



Retículo de Bravais ortorrômbico de face centrada.

"Orthorhombic-face-centered" by Original PNGs by User:Rocha, traced in Inkscape by User:Stannered - Crystal structure. Licensed under CC BY-SA 3.0 via Commons - <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Orthorhombic-face-centered.svg#/media/File:Orthorhombic-face-centered.svg>



4.2.1. Calcule a densidade do fulminato de mercúrio em g/cm^3 .

4.2.2. Qual o **número de átomos** em cada cela unitária, no fulminato de mercúrio?

4.2.3. Sobre a estrutura do fulminato de mercúrio em comparação com o complexo tetraédrico $[\text{Hg}(\text{CNO})_4]^{2-}$, marque com X, na lista abaixo, a única opção que completa a expressão de forma quimicamente coerente.

“As ligações Hg-C nas moléculas de $\text{Hg}(\text{CNO})_2$, que são moléculas _____, são mais curtas do que aquelas no complexo tetraédrico, uma vez que há uma _____ contribuição do orbital _____ na ligação Hg-C do $\text{Hg}(\text{CNO})_2$.”

- () Lineares - maior - 5s () Lineares - menor - 6s
() Angulares - maior - 5s () Lineares - maior - 6s
() Angulares - maior - 6s

Problema 5 - Equilíbrio de solubilidade

Questão	5.1	5.2	5.3	5.4	5.5	5.6	5.7	5.8	Total
Pontos (máximo)	1,0	1,0	2,0	2,0	2,0	2,0	3,0	2,0	15
Pontos (correção)									

05. Íons zinco podem reagir com íons hidróxido para formar uma espécie insolúvel, o hidróxido de zinco. Entretanto, a adição de um excesso de moléculas do ligante (neste caso, OH^-) pode resultar na formação de espécies solúveis, tal como os íons complexos $\text{Zn}(\text{OH})^+$; $\text{Zn}(\text{OH})_{2(\text{aq})}$; $\text{Zn}(\text{OH})_3^-$; $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$, aumentando a sua solubilidade. Em relação ao hidróxido de zinco, seu produto de solubilidade é $1,80 \times 10^{-17}$.

5.1 Calcule a solubilidade do hidróxido de zinco em meio aquoso.

5.2. Calcule o pH de uma solução saturada de hidróxido de zinco, desprezando a formação de algum complexo em meio aquoso. Caso não tenha obtido o valor da solubilidade na questão 5.1, considere o valor $2,0 \times 10^{-6}$ para esta.

Os potenciais padrões das seguintes reações abaixo são:



5.3. Calcule a constante de formação global do complexo $(\beta_4) [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

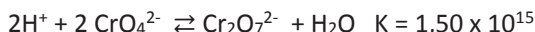


5.4. Calcule a solubilidade do hidróxido de zinco em pH 9,58 desprezando a formação de complexos.

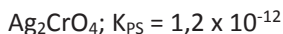
5.5. Calcule a solubilidade do hidróxido de zinco em pH 9,58 levando em consideração a formação do complexo $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$. (Obs.: Caso não tenha encontrado o valor de β_4 no item 5.3, considerar $\beta_4 = 5,0 \times 10^{17}$; caso não tenha encontrado o valor da solubilidade no item 5.4, considerar $S = 2,0 \times 10^{-8}$).

Resposta:

A concentração de cromato em uma solução deve ser regulada controlando o pH. O equilíbrio de íons cromato, dependente do pH, pode ser visto no equilíbrio abaixo:



O produto de solubilidade do sal de cromato de prata é:



5.6. Calcule a solubilidade do Ag_2CrO_4 em meio básico, onde somente existem íons cromato, considerando que não haja formação de outros sólidos.

Resposta:

5.7. O pH de uma solução contendo $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ é ajustado a 3,00 através de um tampão ácido acético / acetato de sódio. Calcular as concentrações de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ e de CrO_4^{2-} nesta solução. Além disso, calcular o menor valor da concentração de Ag^+ , na qual a precipitação do respectivo cromato inicia.

Resposta:

5.8. No preparo de 1 litro de solução tampão ácido acético/acetato, com concentração final de ácido acético $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, calcule a massa de acetato de sódio necessária para atingir o pH 4,00. A constante de acidez do ácido acético é $1,78 \times 10^{-5}$.

Resposta:

**Problema 6 - Equilíbrio de oxidação-redução**

Questão	6.1	6.2	6.3	6.4	6.5	6.6	6.7	6.8	Total
Pontos (máximo)	1,0	1,0	2,0	2,0	2,0	3,0	1,0	3,0	15
Pontos (correção)									

06 - A magnetita é um dos mais importantes minérios de ferro em função da sua abundância e alto teor de ferro. A análise quantitativa do ferro é expressa na forma de óxido de ferro(III) e pode ser feita usando a titulometria de oxidação-redução. Para isso, o analito precisa estar em um único estado de oxidação. Geralmente, as etapas que precedem a titulação, tais como a dissolução da amostra e a separação de interferências, convertem o analito a uma mistura de estados de oxidação. Por exemplo, quando uma amostra contendo ferro é dissolvida, normalmente a solução resultante contém uma mistura de íons Fe(II) e Fe(III). Se utilizamos um oxidante padrão para determinar o ferro, primeiro precisaremos tratar a solução contendo a amostra com um agente redutor auxiliar para converter todo o ferro para Fe(II).

Em uma análise do teor de ferro na magnetita, 4,00 g de pó de magnetita foram tratados com ácido clorídrico concentrado. O material insolúvel foi separado por filtração sendo lavado cuidadosamente. No material filtrado, todos os íons de ferro foram reduzidos para ferro (II). A solução (pH = 0) foi titulada com íons dicromato ($C_M = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$), como agente oxidante. O volume utilizado na titulação foi de 33,74 mL.

6.1. Escreva a reação química balanceada para a reação do óxido de ferro(III) com ácido clorídrico.

6.2. Dentre os pares redox abaixo, marque com um X quais espécies poderiam ser agentes redutores adequados para a reação de redução para obter-se Fe(II)? Use as informações (potenciais de redução) contidas na tabela abaixo.

Ox/Red	E° (V)	Ox/Red	E° (V)	Ox/Red	E° (V)
Zn ²⁺ /Zn	-0,76	Fe ³⁺ /Fe ²⁺	0,77	BrO ₃ ⁻ /Br ⁻	1,44
Sn ⁴⁺ /Sn ²⁺	0,15	Cr ₂ O ₇ ²⁻ /Cr ³⁺	1,33	Mn ³⁺ /Mn ²⁺	1,51
SO ₄ ²⁻ /SO ₃ ²⁻	0,17	Cl ₂ /Cl ⁻	1,36	MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺	1,51

() Br⁻ () Cr³⁺ () SO₃²⁻ () Zn_(s) () Sn²⁺

6.3. Escreva a reação química balanceada para a reação de titulação dos íons ferro (II) com íons dicromato.



6.4. Calcule o percentual, em massa, do conteúdo de ferro na amostra de magnetita, expresso como óxido de ferro(III).

Percentual:

6.5. Calcule a constante de equilíbrio para a reação de titulação. (Se necessário, utilizar a tabela de potenciais de redução do item 6.2)

Constante de equilíbrio:

6.6. Calcule o potencial no ponto de equivalência para a reação de titulação nas condições citadas. (Se necessário, utilizar a tabela de potenciais do item 6.2).

Resposta:

6.7. Dentre os indicadores listados abaixo, marque com um X o melhor indicador redox para ser utilizado para esta titulação. (Caso não tenha obtido o valor do potencial no item 6.6, utilizar o valor 1,32 V)

() Fenantrolina (azul / vermelho; $E^\circ = 1,14V$);

() Ferroína (azul / vermelho laranja; $E^\circ = 1,06V$);

() Carmim de índigo (azul / amarelo; $E^\circ = 0,29V$);

() Azul de metileno (azul / incolor; $E^\circ = 0,53V$);

() Sulfato Azul do Nilo (violeta / incolor; $E^\circ = 0,41V$)

Outra possibilidade para a determinação quantitativa de ferro (II) seria a titulação com solução de permanganato de potássio. O inconveniente de utilizar este oxidante com soluções que contém íons cloreto é a oxidação deste íon a cloro gasoso.

6.8. Calcule o pH mínimo no qual cloro poderá ser gerado, a partir de íons cloreto, em uma titulação com íons permanganato. (Obs.: Considerar as atividades de todas as espécies iguais a 1 e utilizar a tabela de potenciais de redução do item 6.2).

Resposta:

**Problema 7 - O Homem Americano do Piauí**

Questão	7.1	7.2	7.3	7.4	Total
Pontos (máximo)	1,0	1,0	5,0	3,0	10,0
Pontos (correção)					

07- A ocupação do homem e o seu espalhamento no novo mundo é uma das questões mais polêmicas na paleoantropologia. O bem conhecido paradigma de Clovis sugere que a chegada do *Homo Sapiens* ao continente americano ocorreu no Alasca por volta de 12000 anos atrás, com proveniência da Sibéria, utilizando-se para isso o acesso dado pelo estreito de Bering. O nome do paradigma vem da cidade do Novo México na qual foram encontradas pontas de lança fabricadas por uma população que ocupou parte das Américas do Norte e Central.

Entretanto, o modelo de Clovis é incapaz de explicar um grande número de sítios arqueológicos muito antigos encontrados em vários pontos do continente americano. Exemplos destes sítios ocorrem no estado do Piauí, na Toca do Serrote das Moendas que se situa no parque nacional da Serra da Capivara (Kinoshita, A. et al., *Journal of Human Evolution*, 77 (2014), 187-195), além da Toca da Tira Peia no município de Coronel José Dias, próxima ao mesmo parque nacional (Lahaye, C. et. al., *Journal of Archaeological Science*, 40 (2013) 2840-2847) onde existem evidências de ocupação humana pré-Clovis.

Duas técnicas principais são utilizadas na datação de sedimentos e outros materiais arqueológicos, a saber, a Ressonância de Spin Eletrônico (ESR, do inglês, *Electron Spin Resonance*) e Luminescência Estimulada Opticamente (OSL, do inglês, *Optically Stimulated Luminescence*). Estas técnicas cobrem datações que se encontram além dos limites da técnica de datação por Carbono-14 e, portanto, são boas alternativas.

De modo geral, em ambas as técnicas, a idade do material é determinada através da razão entre a dose de radiação ionizante acumulada pela amostra e a velocidade de absorção desta radiação. Esta radiação ionizante corresponde a emissões α (alfa), β (beta) e γ (gama) proveniente principalmente dos radioisótopos do Urânio (^{238}U), Tório (^{232}Th) e do Potássio (^{40}K), além dos raios cósmicos que atingem a superfície terrestre.

$$Idade = \frac{\text{Dose de radiação ionizante absorvida}}{\sum \text{Velocidade de absorção de radiação}}$$



Quando a radiação ionizante é absorvida pelo material isolante (ou semicondutor), como os cristais de quartzo dos sedimentos, elétrons são promovidos da banda de valência para a banda de condução, deixando buracos (sítios positivos) na primeira.

Eventualmente, tanto os elétrons quanto os buracos podem ser aprisionados em defeitos nas estruturas dos cristais. No caso específico da ESR, os centros paramagnéticos, que são os elétrons aprisionados, são medidos e a intensidade do sinal é, portanto, relacionada com a dose de radiação ionizante absorvida. Na OSL, uma excitação prévia com luz visível promove os elétrons aprisionados para a banda de condução, o que por sua vez é seguida de uma recombinação destes elétrons com os buracos, quando estes retornam ao estado fundamental. A luz emitida neste retorno é medida e assim a radiação ionizante absorvida pode ser determinada.

No exemplo do material arqueológico piauiense proveniente da Toca do Serrote das Moendas, as amostras correspondiam a dentes de cervos (*Blastocerus dichotomus*) associados a um material humano (ossos humanos). O estudo por ESR revelou que a dose de radiação absorvida pelas amostras era de 37 Gy (Gy = Gray - unidade de dose de radiação ionizante absorvida, no sistema internacional) e através da quantificação dos radioisótopos estabeleceu-se que a velocidade de absorção de radiação ocorreu com taxas de 305 $\mu\text{Gy}/\text{ano}$ para radiações β e 970 $\mu\text{Gy}/\text{ano}$ para radiações γ . A absorção da radiação α foi considerada desprezível, tendo em vista a remoção das camadas mais externas das amostras. Pela latitude e longitude da localização do sítio arqueológico sabia-se que a radiação cósmica respondia por uma taxa de 0,934 $\mu\text{Gy}/\text{ano}$.

7.1. Utilizando os resultados da análise por ESR, qual a idade determinada para os dentes dos cervos (material arqueológico)?

Idade do Material arqueológico:

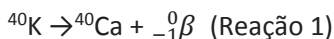
7.2. Assinale a opção que explica razoavelmente o porquê da dose de radiação α ser desprezível no estudo em questão:

- () Por possuir maior capacidade ionizante e menor poder de penetração, a radiação α deve sempre ser desprezada em estudos deste tipo.
- () Não há razão para considerar a radiação α , uma vez que no decaimento dos radioisótopos em questão, este tipo de radiação não está envolvida.



- () A radiação α tem um menor poder de penetração, portanto, a remoção das camadas externas das amostras praticamente removeu material onde há absorção desta radiação.
- () O maior poder de penetração da radiação α permite que está tenha absorção quase nula nas camadas externas das amostras analisadas, por este motivo estas camadas foram removidas.

7.3. O potássio-40 possui tempo de meia vida igual a $1,27 \times 10^9$ anos. Suponha que o decaimento desse radioisótopo possa ser representado pelas reações:



Onde ${}^{40}\text{Ca}$ é um isótopo do cálcio e ${}^{40}\text{Ar}$ um isótopo do argônio. Suponha também que seja possível, por algum método, medir as massas de argônio e de cálcio num material geológico. Se o processo na reação 1 é responsável por 90 % do decaimento radioativo do potássio e os 10% restantes decorrem da reação 2, calcule a idade do material geológico se a razão entre as massas do argônio e do cálcio é igual a 0,95.

Idade do material geológico:

7.4. Na emissão da radiação ionizante natural a partir dos radioisótopos ${}^{238}\text{U}$ e ${}^{232}\text{Th}$, tem-se duas famílias radioativas. A partir do ${}^{238}\text{U}$, o último elemento da série é o chumbo-206 (${}^{206}\text{Pb}$), e a partir do ${}^{232}\text{Th}$ o último elemento é o ${}^{208}\text{Pb}$. Quantas emissões de radiações β e $970 \mu\text{Gy/ano}$ para radiações γ . A absorção da radiação α e β são observadas em cada uma das séries citadas?



EOQ – Escola Olímpica de Química

A Escola Olímpica de Química (EOQ) é um curso com duração de uma semana realizado no IQ-USP e organizado por ex-olímpicos de química com apoio do Programa Nacional Olimpíadas de Química. Realizado anualmente no mês de julho, contabiliza centenas de estudantes beneficiados por essa iniciativa do ex-olímpico de química, André Franco.



Alunos participantes da EOQ em 2015.



Treinamento laboratorial na UNICAMP

De 28 de junho a 3 de julho de 2015 os estudantes selecionados para representar o Brasil nas olimpíadas internacionais de 2015 participaram de treinamento laboratorial ministrado no Instituto de Química da UNICAMP.

O curso tem por objetivo familiarizar os estudantes selecionados com procedimentos laboratoriais comumente utilizados nos exames práticos aplicados nas duas olimpíadas internacionais de química.

Na foto, da esquerda para a direita, os participantes do curso Vitor Gomes Pires, Giovanni Elson Rafael de Souza, Pedro Teotônio de Sousa, Gabriel Ferreira Gomes Amgarten e João Martins Cortez Filho.



Alunos participantes do treinamento laboratorial na UNICAMP.



Destaques Olímpicos

Em 2015, o Brasil participou de duas olimpíadas internacionais, em julho, no Azerbaijão, a equipe composta por três professores e quatro estudantes juntou-se a outras 72 delegações na 47th International Chemistry Olympiad. Neste certame, a equipe brasileira esteve representada por Vitor Gomes Pires, do Colégio Etapa de São Paulo, agraciado com medalha de prata, e os cearenses Gabriel Ferreira Gomes Amgarten e Pedro Teotônio de Sousa, do Colégio Ari de Sá premiados com medalhas de bronze e por Giovanni Elson Rafael de Souza, do Colégio Farias Brito.

Em setembro, em Teresina, organizada pela Universidade Federal do Piauí, a XXI Olimpíada Iberoamericana de Química que reuniu quinze países dessa comunidade. A equipe brasileira ficou composta pelo estudante paulista Vitor Pires, premiado com medalha de ouro, por dois cearenses, Gabriel Amgarten, medalhista de ouro, e Pedro Teotônio, que conquistou medalha de prata, e, ainda, o estudante João Martins Cortez Filho, do Instituto Dom Barreto, em Teresina premiado com medalha de prata.



Gabriel, medalha de ouro na XXI OIAQ, medalha de bronze na 47th IChO



Vitor, medalha de ouro na XXI OIAQ, medalha de prata na 47th IChO



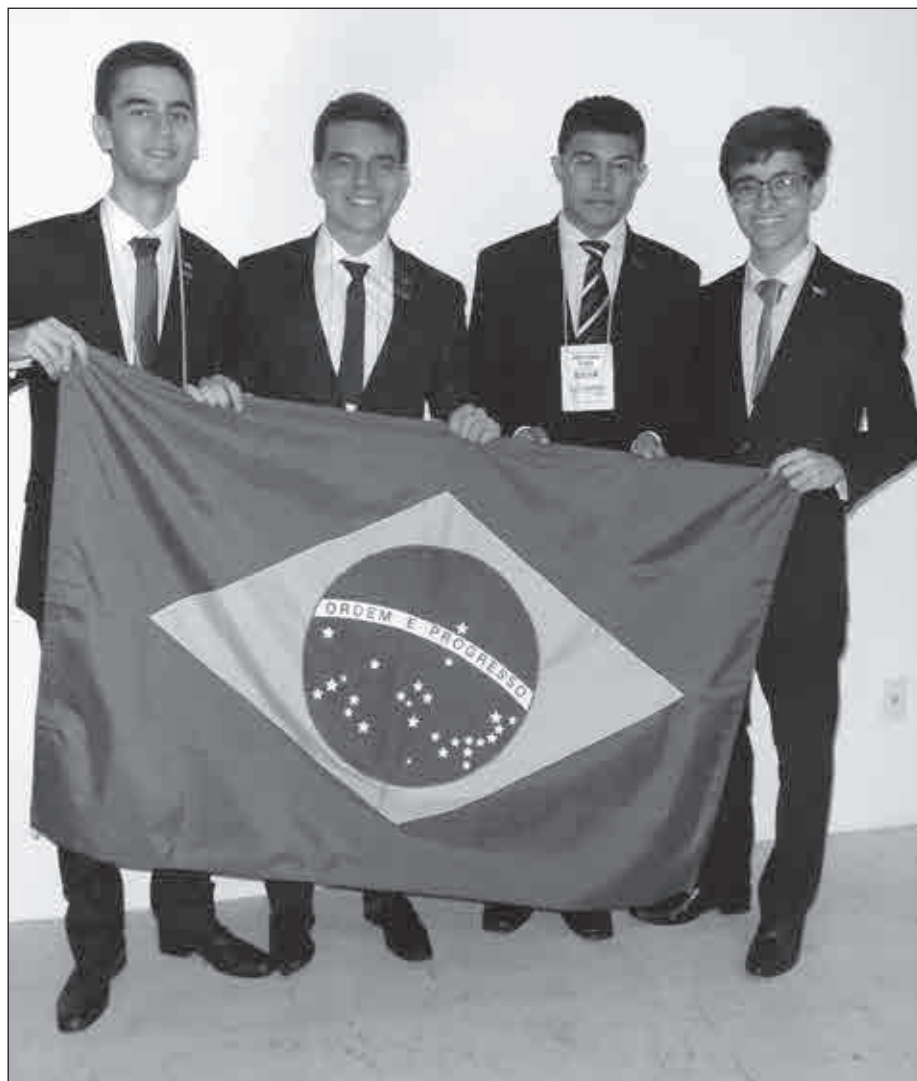
Pedro, medalha de prata na XXI OIAQ,
medalha de bronze na 47th IChO



João Cortez, medalha de prata na XXI OIAQ,



Giovanni, participou na 47th IChO



Equipe brasileira na XXI OIAQ



Equipe brasileira em Baku - Azerbaijão, ladeada pelo Prof. Dr. José Arimatéia Lopes, Reitor da UFPI, e o Embaixador do Brasil no Azerbaijão, Santiago Luís Fernández Alcázar.



PROGRAMA NACIONAL
OLIMPIADAS DE QUÍMICA

**Programa Nacional
Olimpíadas de Química,
20 anos revelando
talentos para a
academia e a indústria.**



Finalistas da XX OIAQ, em Teresina, ladeados pelo Secretário de Fazenda do Piauí, ex-olímpico de Química, Rafael Fonteles, Prof. Sérgio Melo, mentor da Delegação Brasileira e Prof. Arimateia Lopes, Reitor da UFPI.



Encerramento do curso de química ministrado por licenciandos em química, ex-olímpicos, para estudantes de ensino médio em escolas públicas do Ceará.



Dos certames olímpicos para a docência na academia

Durante os anos de ensino médio, fui apresentado ao fascinante mundo da química. Achava fantástica a possibilidade de compreender, sob o olhar da química, como a natureza atua a nível molecular, e ficava extasiado quando meus professores me ensinavam alguns “truques” utilizando a química, como por exemplo, o uso de pequenas quantidades de água sanitária para purificar frutas e legumes, e o uso de acetona para remover a cola de Super Bonder. Nesse período, eu era apenas um adolescente encantado com a química, mas meus professores viram algum tipo de talento dentro de mim e me estimularam a estudar cada vez mais essa matéria. Nesse sentido, eles me inscreveram para participar da 1ª Olimpíada de Química do meu estado. Estava na última série do ensino médio e resolvi realizar as provas da Olimpíada de Química como uma preparação para o vestibular, que naquela época era praticamente o único meio de se entrar em uma universidade pública. Mas, para minha surpresa e felicidade, obtive a primeira colocação nesta olimpíada. A partir de então, comecei a acreditar naquilo que meus professores diziam: eu tinha algum tipo de talento para a química. Nesse mesmo ano, fui convocado para fazer a prova da Olimpíada Norte-Nordeste de Química, mas dessa vez não fui muito bem. Mesmo assim, não desanimei e continuei acreditando nesse talento escondido dentro de mim, que meus professores tanto me falavam.

Mas se aproximava o vestibular e eu ainda estava com dúvida para qual curso prestar: química ou engenharia química. Conversei com professores e orientadores pedagógicos de minha escola, li inúmeras matérias de revistas sobre vocação profissional, fui até a universidade e conheci professores e laboratórios de ambos os cursos, mas no fim, decidi seguir o que meu coração dizia e optei pelo curso de química bacharelado. Passei no vestibular e, logo no início do curso, já comecei a me envolver com trabalhos de pesquisa e a participar de eventos de química. De fato, era aquilo mesmo que eu queria. Terminei a graduação antes do tempo previsto e entrei logo para o mestrado e depois para o doutorado. Durante o meu doutorado, tive a oportunidade de atuar como professor substituto na universidade em que terminei minha graduação, e logo após defender minha tese, tive a felicidade de passar em concurso público para professor desta mesma universidade que me formou.



Hoje sou professor de Química Orgânica na Universidade Federal do Rio Grande do Norte (UFRN). Assim que entrei para a UFRN, convidaram-me para coordenar a Olimpíada de Química em meu estado. Atualmente, tenho a enorme satisfação de poder contribuir para a descoberta de jovens talentos para a área da química e de poder retribuir tudo aquilo que o Programa Olimpíadas de Química me proporcionou. Como atual coordenador do curso de graduação de Química da UFRN, tenho ainda outra satisfação, que é a de poder receber, no curso de química, estudantes que, assim como eu, optaram por este curso após participarem da Olimpíada de Química do Rio Grande do Norte. Esta é umas das maiores qualidades e virtudes da Olimpíada de Química: ajudar jovens a descobrirem sua vocação. E sinto-me bastante grato e honrado por ter sido fruto da Olimpíada de Química, e de estar tendo a oportunidade de contribuir, voluntariamente e com muita dedicação, para a sua execução em meu estado.

Fabiano do Espírito Santo Gomes

Coordenador da Olimpíada de Química
no estado do Rio Grande do Norte

Formando pesquisadores

Ingressei nas olimpíadas de Química em meados de 2004, era por volta da antiga sétima série. Embora a gente só fosse ver Química na sala de aula na oitava série, quem quisesse já podia ter aulas nos grupos interessados em olimpíada. Eu tinha algumas noções vagas dela por gostar bastante de ler enciclopédias e de ver minha irmã estudando para as provas dela (minha irmã é cinco anos mais velha que eu). Foi com o auxílio de minha primeira professora de olimpíadas, professora Eliene, que eu me apaixonei pela Química. Ela me emprestava livros e inspirava a todos os seus alunos com experimentos bastante visuais, como o experimento do vulcão (decomposição térmica do dicromato de amônio).

A partir de então eu ingressaria em uma vida de olimpíadas até o terceiro ano do ensino médio. Tive a oportunidade de viajar ao participar da Olimpíada



da Ibero Americana de Química no Rio de Janeiro em 2007 e o intercâmbio cultural que tive com outros estudantes foi de muita valia. Até hoje mantenho contato com eles. 2007 também foi o ano em que eu tive o vestibular. Todos diziam para eu prestar para Medicina, já que uma das específicas era Química e é um curso mais concorrido para se passar. Mas o que eu realmente gostava era da própria Química! Resolvi seguir meu sonho e consegui passar para o curso de Química na Unicamp.

Hoje, já finalizei meu mestrado e curso doutorado em Engenharia Química. Sou eternamente grato às oportunidades oferecidas pelo meu período de participação nas olimpíadas. Eu poderia dizer que elas me prepararam de várias formas: como um estudante autônomo, um pesquisador e um cidadão consciente. Ser estudante autônomo significa organizar seus estudos, elaborar rotinas de resolução de exercícios e de provas de olimpíadas anteriores; você estuda por espontânea vontade, não há a pressão de vestibular, ENEM e afins. Ser um pesquisador significa investigar profundamente problemas de complexidade elevada e que requerem a construção inerente do método científico. Em olimpíadas internacionais, frequentemente os estudantes depa-ram com questões com temas atuais e geralmente vistos em dissertações de mestrado e teses de doutorado. Ser um cidadão consciente é entender o papel da educação na evolução de nossa sociedade. Somente um país com educação forte consegue sobrepular os mais difíceis obstáculos, tais como a corrupção e o subdesenvolvimento. Finalizo esse pequeno texto fazendo uma citação de Castro Alves:

*"Oh, Bendito o que semeia,
livros, livros à mão cheia,
E manda o povo pensar,
O livro caindo n'alma,
É germe - que faz a palma,
É chuva - que faz o mar!"*

*"Nunca estrague o seu presente
por um passado que não tem futuro".*

Dalai Lama



Construindo uma história

Iniciado em 1995, o Programa Nacional Olimpíadas de Química atingiu neste ano duas décadas de atividades contínuas, um patrimônio imaterial construído com muitas lutas e uma história construída com a tenacidade de uma equipe de abnegados professores que ao longo desses anos ofereceram trabalho voluntário em prol da valorização do estudo e ensino da química em seus estados.

Adicionalmente, contamos com preciosos esforços dos professores das escolas participantes e o apoio dos agentes financiadores, determinantes para contabilizarmos, ao longo desse caminho, mais de 3 milhões de estudantes envolvidos nas quatro modalidades de certames deste projeto. Fecha-se esta década com a criação de uma nova modalidade de premiação a qual tem por objetivo precípua destacar e incentivar alunos das escolas públicas que se sobressaíram na Olimpíada Brasileira de Química Júnior. Assim, foi criado um novo troféu para registrar o esforço e a competência dos estudantes com relevante destaque nesse segmento educacional.

Uma parceria da Associação Brasileira de Química -ABQ com a Sociedade Brasileira de Física - SBF, apoiada pela SECIS - Secretaria de Ciência, Tecnologia e Inclusão Social do Ministério da Ciência, Tecnologia e Inovação, resultou na criação da Olimpíada Brasileira de Ciências, ideia gestada há mais de quatro anos, somente agora em vias em execução. Este certame, previsto para 2016, mobilizará um eixo integrador para duas disciplinas que se identificam, química e física, com o estabelecimento de nexos e vínculos entre si para alcançar um conhecimento unificado. De uma só vez, estimulará o estudo integrado das ciências química e física nas escolas de ensino fundamental e médio objetivando identificar talentos, sobretudo, nas escolas da rede pública de ensino.

Um acontecimento de grande destaque em 2015 foi a realização, no Brasil, da XX Olimpíada Iberoamericana de Química. Em momento desfavorável, a UFPI enfrentou as adversidades e realizou uma das mais primorosas edições na existência das olimpíadas ibero-americanas de química, superando a si própria quando realizou, há cinco anos passados, similar evento.

A lamentar, o encerramento do projeto Ações Construtivas do Conhecimento Química, um projeto que teve três anos de atividades em prol dos carentes jovens das escolas públicas e resultou, melhora na qualidade do ensino



nas escolas envolvidas e, centenas de publicações em Anais de congressos direcionados para a química. Um compêndio publicado pela EDUEPB, com 210 páginas e 7 artigos científicos, analisados e aprovados por competente corpo editorial saiu publicado no início deste mês. Em decorrência dessa descontinuidade, nove mil estudantes/ano deixaram de ter esse apoio didático conduzido por licenciandos de química que compartilharam experiências em nosso Programa.

A sobrevivência das Olimpíadas do Conhecimento está intrinsecamente ligada ao apoio que o governo oferece, desde 2002, quando o primeiro Edital de apoio às olimpíadas científicas foi lançado, esses projetos cresceram em número de participantes e na variedade das ciências envolvidas. Com respaldo das sociedades científicas adquiriu corpo e prestígio, agora, ameaçados pelos cortes de verbas, denuncia-se a asfixia desses projetos educacionais.

Atualmente, o Programa Nacional Olimpíadas de Química apoia a realização de olimpíadas estaduais, regionais e municipais. As olimpíadas estaduais formam a base mais larga e mais significativa desse projeto, um grupo de 27 olimpíadas, cada uma delas representado a força de uma unidade federativa. Manteve, em 2015, o mesmo nível de participação alcançado no ano anterior, 301 mil estudantes nos quatro certames nacionais. Seus objetivos não ficam restritos aos resultados e premiações, mas se ampliam na acentuada capacidade de mapear a qualidade do ensino de química posto em prática nas diferentes regiões do país. Com essa experiência acumulada foi capaz oferecer subsídios para estudos acadêmicos, já disponíveis, em teses de doutorado, Anais de congressos e compêndios editados pelo Programa.

Explicitados nos diversos depoimentos gravados ao longo da existência dos Anais do Programa, tornamo-nos conscientes da capacidade transformadora das olimpíadas científicas e do nosso compromisso em marchar cultivando os mais nobres atributos desse certame: promover interações indissolúveis entre estudantes, seus professores e a academia e influenciar em suas trajetórias de vida.

Parabenizemo-nos todos por termos desfrutado mais essa vitória.

Sérgio Melo



Relação de endereços

ESTADO	COORDENADOR	ENDEREÇO PROFISSIONAL
ACRE	Profa. Iusseny do Nascimento Soares Vieira iusseny.vieira@ifac.edu.br	Instituto Federal do Acre - Campus Xapuri Rua Cel. Brandão 1622 - Centro 69.930-000 Xapuri - AC - (68) 3542.2083
ALAGOAS alagoas.obquimica.org/	Prof. Joacy Vicente Ferreira joacyferreira@ifal.edu.br	IFAL - Campus Maceió Instituto Federal de Alagoas Rua Mizaél Domingues, 75 Poço 57.025-510 Maceió - AL Fone: (82) 2126-7000 2126.7016
AMAPÁ amapa.obquimica.org/	Prof. Roberto Messias Bezerra messias@unifap.br	Universidade Federal do Amapá Rod. Juscelino Kubitschek, Km 02 68.902-280 Macapá - AP Fone: (96) 3312-1700
AMAZONAS www.oaq.ufam.edu.br olimpiadasdequimica@hotmail.com	Prof. Paulo Rogério da Costa Couceiro couceiro@ufam.edu.br couceiro35@gmail.com	Universidade Federal do Amazonas Departamento de Química/ICE/UFAM - Bloco 10 Setor Norte do Campus Universitário Sen. Arthur Virgílio Filho Av. Gal. Rodrigo Otávio Jordão Ramos, 6.200 69.077-000 Manaus - AM Coroadó (92) 3305-2874 (telefax)
BAHIA www.obaq.ufba.br	Prof. Lafaiete Almeida Cardoso lafaiete@ufba.br	Universidade Federal da Bahia Instituto de Química - Depto. Qui. Orgânica Rua Barão de Geremoabo, s/n (Ondina) 40.170-115 Salvador - BA (71) 3283.6813 3237.4117 (Fax)
CEARÁ www.necim.ufc.br	Profª. Leonilde Maria Câmara Jatahy necim@bol.com.br leojatahy@ig.com.br Profª. Cláudia Christina B. S. Carneiro	Universidade Federal do Ceará NECIM - Núcleo de Ensino de Ciências e Matemática Av. da Universidade, 2470 60020-180 Fortaleza - Ceará (85) 3366.7796
DISTRITO FEDERAL brasilia.obquimica.org/	Profa. Elaine Rose Maia emaia@unb.br petqui@unb.br elaine.rose.maia@gmail.com	Universidade de Brasília - Instituto de Química Campus Universitário Darcy Ribeiro - 70910-970 ICC Sul - Asa Norte Cx. Postal: 04478 (61) - (61) 3107-3895 3107.3893
ESPÍRITO SANTO www.ocq.ufes.br/	Prof. Carlos Vital Paixão de Melo cvpaixao@globo.com carlosmelo@ufes.br	Universidade Federal do Espírito Santo Departamento de Química - CCE Av. Fernando Ferrari, 845 Goiabeiras 29.075-015 Vitória - ES (27) 3107.3895 - 3107.3806 - 3107.3893 (PET)
GOIÁS goias.obquimica.org/	Renato Cândido da Silva obqgoias@yahoo.com.br	Universidade Federal de Goiás, Instituto de Química Campos II Samambaia Bloco I - 74001-970 - Goiania, GO - Telefone: 62 3521.1167



MARANHÃO maranhao.obquimica.org/	Prof. Roberto Batista de Lima rblimas@gmail.com obqma@yahoo.com.br	Universidade Federal do Maranhão Departamento de Química Av. dos Portugueses, 1966 Campus da Bacanga 65.080-580 São Luis - MA Fone: (98) 3272.9241
MATO GROSSO	Prof. Luiz Both luiz_both@ibest.com.br luiz.both@hotmail.com	IFMT - Campus Bela Vista Av. Juliano Costa Marques, s/n 78.050-560 Cuiabá - MT Fone: 65 3318.5100 (IFMT) 3663.1374
MATO GROSSO DO SUL olimpiquimica.ms.obq@gmail.com	Prof. Onofre Salgado Siqueira olimpiada.quimica.ms@gmail.com onofre.s.siqueira@gmail.com	Universidade Federal do Mato Grosso do Sul Instituto de Química Rua Filinto Muller, 1555 (Cidade universitária) 79.070-900 Campo Grande - MS (67) 3345.3556 3345.3552 (FAX)
MINAS GERAIS www.qui.ufmg.br/omq/ zeus.qui.ufmg.br/~omq/	Prof. Gilson de Freitas Silva gilson.freitas@gmail.com omq.ufmg@gmail.com	Universidade Federal de Minas Gerais Departamento de Química Instituto de Ciências Exatas (ICEX) Av. Pres. Antônio Carlos, 6627 Pampulha 31.270-901 Belo Horizonte - MG (31) 3409.5772 - 3409.7558 (omq) - 3499.5700 (Fax)
PARÁ para.obquimica.org/	Prof. Márcio de Souza Farias toraqk@yahoo.com.br Profa. Patrícia da Luz pdaluz@yahoo.com	Instituto Federal do Pará - IFPA Departamento de Química Avenida Almirante Barroso, 1155 Bairro do Marco - 66093-020 Belém - PA
PARAÍBA paraiba.obquimica.org/	Francisco Ferreira Dantas Filho	Universidade Estadual da Paraíba - UEPB - Centro de Ciências Tecnologia - Depto. Química Rua Juvêncio Arruda, s/n Bodocongó 58.109-790 - Campina Grande - PB Telefone: (83) 3315.3356 (83) 99919-7772
PARANÁ www.oprq.daqbi.ct.utfpr.edu.br/	Profa. Maurici Luiza Del Monego mauriciluiza@gmail.com	Universidade Tecnológica Federal do Paraná Campus Curitiba - Sede Ecoville Rua Dep. Heitor Alencar Furtado, 5000 Bloco C 81280-340 - Curitiba - PR - Brasil Fone: (41) 3279.4575 / 4522
PERNAMBUCO pernambuco.obquimica.org/	Prof. Cristiano Marcelino Almeida Cardoso Filho cristianomarcelinojr@uol.com.br	Universidade Federal Rural de PernambucoSalgadinho Olinda - PE Fone: 81-3183.5525 / 3183.5528 Universidade Federal de Pernambuco, CCEN, Depto. de Química Fundamental, Cidade Universitária, 50 740-521 Recife - PE Fone: 81-2126.7415 / 2126.8442 (fax)
PIAUI piaui.obquimica.org/	Prof. José Milton Elias de Matos jmematos@gmail.com	Universidade Federal do Piauí Depto de Química - SG2 CCN - Campus da Ininga 64049-550 - Teresina - PI - (86) 3215.5620 telefax



<p>RIO DE JANEIRO sites.google.com/site/olimpiadadequimicarij/</p>	<p>Prof. Paulo Chagas paulo.chagas@ifrrj.edu.br</p> <p>Prof. Luis Carlos de Abreu Gomes luis.quimica@cp2.g12.br</p>	<p>IFRJ - Instituto Federal de Ciência e Tecnologia do Rio de Janeiro Rua Senador Furtado, 121 Praça da Bandeira - 20.270-021 Rio de Janeiro - RJ (21) 3978. 5918 3567.0283 (Fax) CIEP 436 Neusa Brizola - 24.425 - 004 Neves - São Gonçalo - RJ - Fone: 21 9795 0176 Rua Dr. José Augusto Pereira dos Santos s/n Fone: 21 8897-4492</p>
<p>RIO GRANDE DO NORTE oqrn.quimica.ufrn.br</p>	<p>Prof. Fabiano do Espírito Santo Gomes feibi_natal@yahoo.com.br</p> <p>Profa. Maria de Fátima Vitória de Moura mfvmoura@quimica.ufrn.br</p>	<p>Universidade Federal do Rio Grande do Norte Centro de Ciências Exatas e da Terra Instituto de Química Av. Senador Salgado Filho, 3000 - Lagoa Nova Campus Universitário - 59.072-970 Natal - RN Fone: (84) 3342.2323 (R.117)</p>
<p>RIO GRANDE DO SUL http://gaia.liberato.com.br/olimpiada/index.php Twitter: http://twitter.com/oqdors</p>	<p>Coordenação Colegiada: Prof. Daniel Jacobus Prof. Fávio Roberto Becker Dilélio Profª. Sabrina da Silva Bazzan Profa. Nair CKristina Muller oqdors@gmail.com quimica@liberato.com.br</p>	<p>Fundação Escola Técnica Liberato Salzano V. da Cunha Rua Inconfidentes, 395 Primavera 93.340-140 - Novo Hamburgo - RS (51) 3584.2027</p>
<p>RONDÔNIA www.programa-olimpiada-rondoniense-de-quimica.com/</p>	<p>Prof. Renato Cassaro renatocassaro26@hotmail.com</p> <p>Prof. Jandi Costa jandi@gmail.com</p>	<p>Fundação Universidade Federal de Rondônia- UNIR Laboratório de Química Analítica de Solos Departamento de Química BR 364 km 9 78.000-000 Porto Velho - RO Fone (69) 2182.2193</p>
<p>RORAIMA roraima.obquimica.org/</p>	<p>Profa. Maria Lúcia Taveira taveiram@dqui.ufr.br</p> <p>Profa. Cléria Mendonça de Moraes cmdmoraes@yahoo.com.br</p>	<p>Universidade Federal de Roraima Departamento de Química - Campus do Paricarana 69.301-270 Boa Vista - RR - Fone: (95) 621.3140 621.3137 623.1581 224.7302</p> <p>Universidade Estadual de Roraima</p>
<p>SANTA CATARINA www.ocquimica.com.br</p>	<p>Prof. Gilson Rocha Reynaldo gilson@unisul.br</p> <p>José Maximiliano Muller Netto max@crqsc.gov.br</p> <p>Jonas Comin Nunes jonas@crqsc.gov.br</p>	<p>Universidade do Sul de Santa Catarina - UNISUL Av. José Acácio Moreira, 787 - Caixa postal 370 88.704-900 Tubarão - SC Bairro Dehon Fone: (48) 621.3371 - Fax (48) 621 3000 Conselho Regional de Química - 13ª Região Rua Prof. Osmar Cunha, 126 88.015-100 Florianópolis (48) 3223.7800</p>
<p>SÃO PAULO http://allchemistry.iq.usp.br</p>	<p>Prof. Ivano G. R. Gutz abqsp@iq.usp.br gutz@iq.usp.br</p>	<p>ABQ - Regional São Paulo Instituto de Química da USP Av. Prof. Lineu Prestes, 748 sala 1274 05.508-000 - São Paulo - SP (11) 3091.2159 (Mirian, 8 -12h) 3091.2150</p>



SERGIPE http://osequim.blogspot.com.br/	Prof. André Luiz bacelar Silva Barreiros osequim@gmail.com andrelbbarreiros@hotmail.com	Universidade Federal de Sergipe - Depto. de Química Campus Prof. José Aloísio de Campos Av. Mal. Rondon, s/n Jardim Rose Else 49.100.000 - São Cristóvão - SE Fone: (79) 2105.6898
TOCANTINS tocantins.obquimica.org/	Prof. José Expedito Cavalcante da Silva mailto:eliete@unitins.br jecs@mail.uft.edu.br	Universidade Federal do Tocantins Coordenação de Química Rua Paraguai, s/n (esquina com Urixamas) Setor Cimba - 77.838-824, Araguaína-TO Fone: 63 81112869 - 63 21122201

PROMOTORES

Universidade Federal do Ceará Pró-Reitoria de Extensão	Av. da Universidade, 2932 - Campus do Benfica 60.020 Fortaleza - CE - Fone: (85) 3366.7300
Universidade Federal do Piauí Pró-Reitoria de Extensão	Campus da Ininga - 64.049-550 Teresina - PI Fone: (86) 3215.5692 Fax: (86) 215.5570
SECITECE - Secretaria da Ciência, Tecnologia e Educação Superior do Estado do Ceará.	Av. Dr. José Martins Rodrigues, 150 - Edson Queiroz - CEP: 60811-520 - Fortaleza - Ceará - Ver localização no mapa Telefone: (85) 3101.6400 Fax: (85) 3101.3675

APOIO

CNPq - Conselho Nacional de Desenvolvimento Científico e Tecnológico	SHIS QI 1 Conjunto B - Bloco D, 2o andar Edifício Santos Dumont, Lago Sul 71605-190 Brasília - DF Fone: (61) 3211-9408
CAPES - Coordenação de Aperfeiçoamento de Pessoal de Nível Superior	Setor Bancário Norte, Quadra 02, Bloco L, Lote 6, 4o. Andar 70.040-020 - Brasília/DF
Ministério da Ciência, Tecnologia e Inovação Secretaria de Ciência e Tecnologia para a Inclusão Social	Esplanada dos Ministérios, Bloco E, 2o. andar 70.067-900 Brasília - DF

REALIZADOR

Associação Brasileira de Química www.abq.org.br	Av. Presidente Vargas, 633 sala 2208 20071-004 Rio de Janeiro RJ - Telefone: 21 2224-4480 Fax: 21 2224-6881 E-mail: abqrij@alternex.com.br
---	---