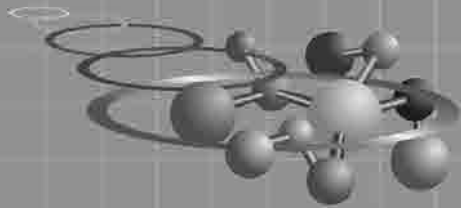
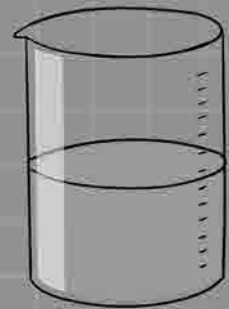
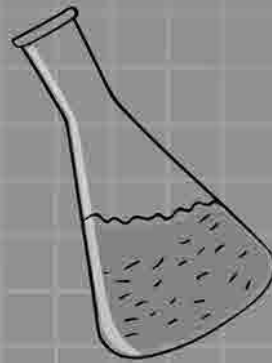
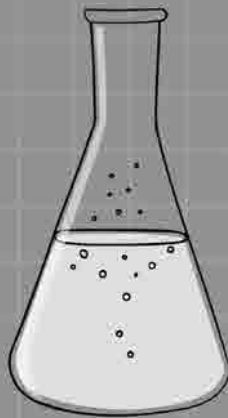
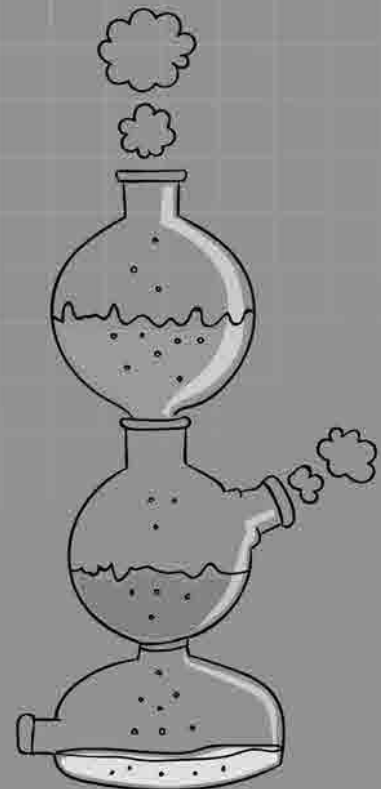
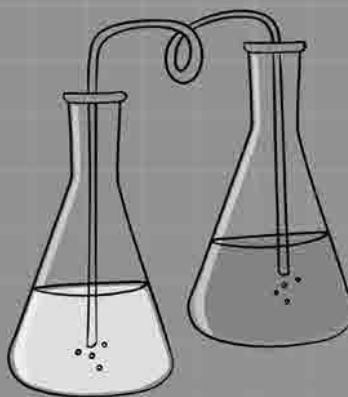


QUÍMICA ²⁰¹⁶



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:

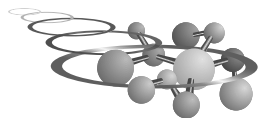
Maherle/Sérgio Melo

2016 © Programa Nacional Olimpíadas de Química

Lançamento em 25.11.2016 por ocasião da solenidade de encerramento dos eventos: XXI Olimpíada Norte/Nordeste de Química, Olimpíada Brasileira de Química Júnior e Olimpíada Brasileira de Química - 2016

Tiragem: 15.000 exemplares.

Distribuição gratuita



Parte 1

Calendário.....	4
Mensagem da Reitora da UFRN aos participantes da OBQ.....	5
Opinião.....	7

XXII Olimpíada Norte/Nordeste

Exames.....	9
Soluções escolhidas.....	15
Resultados.....	21

IX OBQ Júnior

Exames Fase I.....	23
Exames Fase II.....	30
Soluções escolhidas.....	35
Resultados.....	37
Destaques de 8º ano.....	46
Destaques das escolas públicas.....	47

OBQ 2016

Fase III Modalidade A.....	49
Fase III Modalidade B.....	64
Soluções escolhidas.....	78
Resultados - Modalidade A.....	85
Resultados - Modalidade B.....	87

Parte 2

Processo Seletivo.....	89
OBQ Fase IV.....	91
OBQ FASE V.....	92
OBQ FASE VI.....	93
Resultado da Fase VI.....	104

48th International Chemistry Olympiad

Exame Teórico.....	105
Exame Prático.....	128

XXI^a Olimpíada Ibero-americana de Química

Exame Teórico.....	140
Exame Prático.....	157

Destaques Olímpicos.....	176
Depoimentos.....	178
Considerações Finais.....	184
Endereços dos Coordenadores.....	186



Data	Hora	Atividade
30/01/2016	14h	Fase IV da OBQ-2015 (Exame sobre técnicas laboratoriais com o objetivo de selecionar a equipe que representará o Brasil na Geórgia e na Colômbia).
29/03/2016 a 08/04/2016	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.
14/05/2016	9:00 h	Exames da Olimpíada Brasileira de Química - 2015 Fase VI
30/05/2016	23h	Divulgação dos nomes dos quatro estudantes que representarão o Brasil nas competições internacionais.
21/05/2016	14 h	XXII Olimpíada Norte/Nordeste de Química - XXII ONNeQ. Cinquenta estudantes por estado. Inscrições restritas aos coordenadores-estaduais.
25/06/2016	23h	Divulgação de resultados da XXII Olimpíada Norte/Nordeste de Química.
01/06 a 30/07/2016	on line	Inscrições para a IX Olimpíada Brasileira de Química Júnior. Escolas inscrevem seus alunos de 8º e 9º anos do ensino fundamental.
04 a 08/08/2016		Exames da IX Olimpíada Brasileira de Química Júnior - OBQjr, para estudantes de 8º e 9º anos. (Fase I). Lançar as notas até 20/08/2016.
23/07 a 01/08/2016		46ª Olimpíada Internacional de Química, Tbilisi - Geórgia.
01 a 30/07/2016		Inscrições para a Olimpíada Brasileira de Química - 2016. 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).
27/08/2016	14 h	Exames da Olimpíada Brasileira de Química - 2016 Fase III - Modalidades A e B. Questões analítico-expositivas.
18 a 25/09/2016		21ª Olimpíada Ibero-americana de Química, Bogotá.
17/09/2016	14 h	Exames da IX OBQjr. (Fase II).
17 a 23/10/2016		Semana Nacional de Ciência e Tecnologia
15/10/2016	23h	Divulgação dos resultados da OBQ-2016, a partir de 15/10/2016. (48h para recurso do gabarito)
30/10/2016	23h	Divulgação de resultados da IX Olimpíada Brasileira de Química Júnior - IX OBQjr, a partir de 30/10/2016. (48h para recurso).
24 e 25/11/2016	8:30 h a 18:00 h	Reunião do Conselho de coordenadores, em Teresina.
25/11/2016	19:30h	Solenidade Nacional de Encerramento e Premiação das Olimpíadas de Química, em Teresina.



Mensagem da Reitora da Universidade Federal do Rio Grande do Norte aos participantes das Olimpíadas de Química

Sendo uma ciência milenar, cujo interesse remonta à magia laboral dos alquimistas, a Química assumiu uma natural vanguarda nas atividades científicas dos tempos contemporâneos, sobretudo a partir das demandas da chamada Revolução Industrial. De então até esta parte, tornou-se rigorosamente imprescindível com o seu uso coletivo. E isto lhe confere, é claro, extrema importância social.

Sua evolução tem se mostrado tão notável, que a lendária motivação da pedra filosofal, que magicamente transformaria qualquer metal em ouro e qualquer processo de envelhecimento humano em alegre juventude, multiplicou-se em outras mil conquistas, capazes de substituírem a quimera medieval e partilhadas por quase toda a humanidade. Esse é, certamente, o dado mais significativo da evolução assinalada: saber-se que as descobertas, as experiências, as sutis combinações dos mais variados e complexos elementos que tornaram – para ficarmos com apenas um exemplo – o que produz a indústria farmacêutica um milagroso socorro para combate às mais terríveis doenças, representam um resultado concreto dessa importância social.

Demonstrando forte tradição nessa área acadêmica, a UFRN recebeu com alegria a 21ª. Olimpíada Brasileira de Química, certame de que tem participado desde longínqua data, com o orgulho de haver contribuído com o Programa Nacional Olimpíadas de Química, tendo sediado as duas últimas edições do Curso de Aprofundamento e Excelência em Química (Fase V da OBQ), que contou com a contribuição de professores do Instituto de Química, da Escola de Ciência e Tecnologia e do Departamento de Bioquímica. Já nessas ocasiões recebemos um seleto grupo de talentosos estudantes do ensino médio de vários estados da federação, para os quais foram ministrados tópicos avançados de química visando à preparação para as olimpíadas internacionais. Vários deles conquistaram medalhas de ouro, prata e bronze nas olimpíadas ibero-americana e internacional, enchendo de orgulho o nosso país.

Sinto-me, pois, tomada de um justificado entusiasmo com a realização desse encontro e da sua repercussão na Universidade Federal do Rio Grande do Norte. Colocando-se num leito comum, aprendizado, pesquisa e partilha





Mensagem

..... Profa. Dra. Ângela Cruz

de conhecimentos em forma de salutar competição, estimula-se uma disputa que ao final premiará a inteligência e o esforço da experiência. Não tenho dúvida de que esta é uma das realizações mais exitosas do ensino superior brasileiro e não é por outra razão que vem despertando um tão crescente interesse como, uma das ações de grande relevância de integração do ensino superior com a educação básica, o que justifica a crescente participação. não apenas entre estudantes e professores, mas das próprias instituições financiadoras da pesquisa e de outros grupos e instâncias de competição no Brasil e no Exterior.

Por isso, parablenizo a todos em nome da Universidade Federal do Rio Grande do Norte. Que os resultados da XXI Olimpíadas possam servir à humanidade com o ouro do talento de cada participante e as benesses da juventude dos competidores.

Ângela Maria Paiva Cruz
Reitora da UFRN

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

Goethe



Somente mais dinheiro não garante educação

As Nações Unidas estabeleceram ambiciosas metas no setor da educação. Agora elas ameaçam fracassar, adverte a Unesco, reivindicando mais verbas. Mas dinheiro sozinho não é a solução, opina o jornalista Felix Steiner.

A Unesco soa o alarme: "tendências duradouras" colocam em perigo as metas de desenvolvimento sustentável no setor de educação. Aprovadas na cúpula das Nações Unidas de um ano atrás, elas preveem que até 2030 toda pessoa tenha acesso a "educação inclusiva, justa e de alta qualidade".

E a Unesco associa essa constatação, decepcionante, porém ainda bastante precoce, com aquilo que organizações do gênero sempre fazem: ela pede mais dinheiro.

No entanto, mais dinheiro apenas - a ser angariado principalmente junto aos Estados ricos do Hemisfério Norte, é claro - será mesmo a solução de todos os problemas?

Uma olhada no recém-divulgado Relatório de Monitoramento Global da Educação 2016 ajuda a responder: até hoje 9% de todas as crianças do mundo não frequentam nem mesmo a escola primária, não aprendendo, portanto, a ler, escrever, ou contar.

Os números absolutos evidenciam a dimensão do problema: 61 milhões de menores atualmente em idade de frequentar o curso fundamental permanecem analfabetos. Não terão jamais a chance, portanto, de exercer um trabalho complexo, segundo os critérios modernos, para ganhar a própria subsistência.

Numa determinada faixa etária, 16%, ou 60 milhões de menores, nunca chegam até o ensino médio, que lhes abriria as portas para uma formação profissional ou às escolas superiores. Esses números são como uma visão sob a lupa dos problemas sociais do futuro, incluindo o contínuo crescimento demográfico, sobretudo nas nações mais pobres.

Mas a pergunta permanece: mais dinheiro do Norte, sozinho, resolveria o problema? A resposta é óbvia: não! Já em suas metas do milênio, estabelecidas no ano 2000, a comunidade mundial estipulara que até 2015 toda criança contaria com a educação elementar. E nisso elas falharam, inegavelmente.

É certo que, graças à pronunciada vontade política, em muitos Estados da África e do Sul da Ásia se registraram progressos sensíveis em prazo



muito breve, com a redução à metade do número de crianças sem ensino fundamental.

Ainda assim, as áreas em branco no mapa-múndi da educação continuam sendo bem visíveis e eternamente as mesmas. Elas são: Níger, Sudão do Sul, Burkina Faso, Mali, Chade e Afeganistão - metade desses países, zonas de guerra e crise.

Neles - como bem sabe a Unesco - todo sistema escolar regulamentado entra em colapso. Apenas dinheiro, portanto, só garantiria educação para todos se com ele fosse possível dar fim às guerras e tirar do cargo os ditadores narcisistas, corruptos e exclusivamente preocupados com a própria vantagem.

Contudo também os Estados abastados da Europa e da América do Norte são alvo de críticas da Unesco. Pois tudo indica que também eles ficarão aquém da meta de possibilitar a conclusão do ensino médio ou uma formação profissional para todos os jovens até 2030.

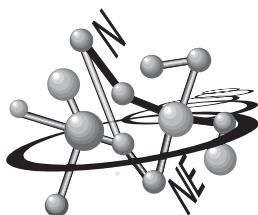
O exemplo da Alemanha expõe bem o problema: quase 10% de um grupo etário abandona o ensino fundamental sem um certificado, permanecendo automaticamente sem formação profissional - num país em que cada vez mais tarefas, sobretudo as mais simples, são crescentemente automatizadas. A pobreza está praticamente pré-programada.

Mas também aqui fica a questão: tudo ficaria bem, simplesmente com mais dinheiro para o sistema escolar?

Não, pois também existe essa coisa chamada responsabilidade individual dos jovens, a vontade de alcançar algo e de se empenhar por isso, de se engajar, de trabalhar. E é preciso professores que motivem os alunos difíceis a tais realizações, que não só os incentivem, mas também exijam deles. Professores para quem a profissão é uma vocação. E que contem com o reconhecimento da sociedade. Em meio a tudo isso, o dinheiro só tem um papel secundário.

Felix Steiner

Jornal O Povo, Fortaleza.
Publicado em 07/09/2016



XXII Olimpíada Norte-Nordeste de Química

29/02/2016

CIÊNCIA ALIMENTANDO O BRASIL

“**Ciência alimentando o Brasil**” é o tema da 13ª Semana Nacional de Ciência e Tecnologia - SNCT 2016 e tem por objetivo discutir a importância da qualidade dos alimentos para a população, com o desenvolvimento de pesquisa e novas tecnologias sobre a segurança alimentar.

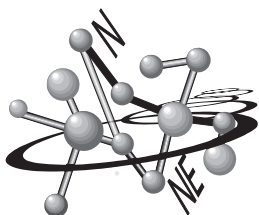
O estilo de vida atual caracteriza-se por um padrão alimentar rico em alimentos industrializados, com excesso de gordura, sal e açúcar e pelo sedentarismo. Dessa forma, as principais causas de doenças e mortes estão relacionadas às doenças crônicas não-transmissíveis como obesidade, hipertensão, diabetes, doenças cardiovasculares e até alguns tipos de câncer.

Hoje, o controle de qualidade dos produtos alimentícios expostos ao consumo humano abrange as ações que previnem a contaminação dos alimentos, em todas as etapas do processo produtivo, abate, colheita, transporte, armazenamento e distribuição, de acordo com os requisitos sanitários exigidos pela legislação vigente, e através da análise de parâmetros físico-químicos e microbiológicos.

Assim, para incentivar e valorizar a produção e o consumo de alimentos benéficos à saúde, como verduras, legumes e frutas, culturalmente referenciados e produzidos em nível local, devem-se articular as políticas direcionadas à produção de alimentos saudáveis, além de estimular o desenvolvimento sustentável e a geração de renda para pequenos produtores e agricultores familiares.

Assim, o desafio atual é socializar o conhecimento da ciência Química e promover o aperfeiçoamento das pesquisas, de forma a assegurar a qualidade dos produtos alimentícios, bem como contribuir para a permanente melhoria da vida em sociedade.

A Comissão



XXII Olimpíada Norte-Nordeste de Química

29/02/2016

QUESTÃO 1

Uma pesquisa feita com amostras de bebidas alcoólicas clandestinas, como cachaças e licores artesanais, apontou a presença de metanol, uma substância tóxica, logo imprópria para o consumo. Sua chama, produzida na queima, não é visível ao olho humano, mas se percebe a sensação térmica da combustão. Isto acontece porque a energia liberada na queima do metanol encontra-se nas regiões do infravermelho e do ultravioleta. Considerando a Teoria de Planck para calcular a energia de um fóton ultravioleta ($\lambda = 240$ nm), responda:

- Qual a energia liberada na queima de 1 mL ($d = 0,79$ g.mL⁻¹) de metanol?
- Qual o número de fótons ultravioleta emitidos na queima, considerando que 20 % da energia encontra-se nessa região do espectro?
- Um fóton de comprimento de onda 240 nm tem energia suficiente para quebrar uma ligação O=O? Explique.
- Entre o metanol e o etanol, qual apresenta maior solubilidade em água? Justifique.
- A oxidação do metanol pode ser simulada experimentalmente com dicromato de potássio em solução aquosa, produzindo formaldeído, por exemplo. Qual a equação química dessa reação?

Dados: Energias de ligação (kJ.mol⁻¹)

C-H : 413,0	O=O : 467,0
C-O : 353,5	C=O : 804,0
O-H : 463,5	

Constantes: $h = 6,6 \times 10^{-34}$ J.s ; $c = 3 \times 10^8$ m/s

**QUESTÃO 2**

Os antiácidos são medicamentos usados para reduzir a acidez estomacal e aliviar a dor de distúrbios estomacais e duodenais, causados principalmente pela ingestão de frutas cítricas e cafeína. O “*leite de magnésia*” é um dos antiácidos mais utilizados e trata-se de uma suspensão de hidróxido de magnésio que contém de 7,0 a 8,5 g do hidróxido em cada 100 g, segundo a *United States Pharmacopeia*. Na determinação do teor de hidróxido de magnésio, a 1,0 g de amostra de leite de magnésia foi adicionado 50 mL de ácido clorídrico padronizado $0,102 \text{ mol L}^{-1}$ e duas gotas de indicador vermelho de metila. Esta solução foi titulada com 21,9 mL de solução padrão de hidróxido de sódio $0,100 \text{ mol L}^{-1}$. Com base nestas informações, resolva as questões abaixo:

- Equacione a reação balanceada de neutralização da acidez estomacal;
- Calcule a porcentagem do hidróxido de magnésio, em massa, na amostra;
- Determine o pH da amostra considerando uma densidade de $2,38 \text{ g/cm}^3$ e um $K_b = 1,2 \cdot 10^{-11}$;
- Sabendo que o hidróxido de alumínio também pode ser utilizado como antiácido, e considerando um $K_b = 1,8 \cdot 10^{-33}$, indique qual dessas bases (hidróxido de alumínio e hidróxido de magnésio) será mais eficiente para neutralizar a acidez estomacal. Justifique.
- Sabendo que o sulfato de alumínio é utilizado, também, como agente floculante, no tratamento de água e efluentes, equacione a reação balanceada de obtenção do sulfato de alumínio a partir do hidróxido de alumínio.

QUESTÃO 3

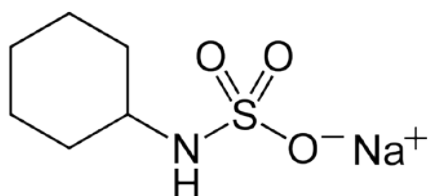
Texto 1: A alimentação é uma necessidade vital do ser humano, mas a má alimentação é responsável por diversas doenças, como por exemplo, a obesidade. A indústria alimentícia, para contornar em parte esse problema, produz alimentos “*light*” e “*diet*”. Os produtos chamados “*diet*” são aqueles especialmente formulados e que sofreram modificação no conteúdo de nutrientes. Por sua vez, os produtos “*light*” são os que apresentam uma diferença mínima, para menos, de 25 % no valor energético ou de nutrientes do produto original.



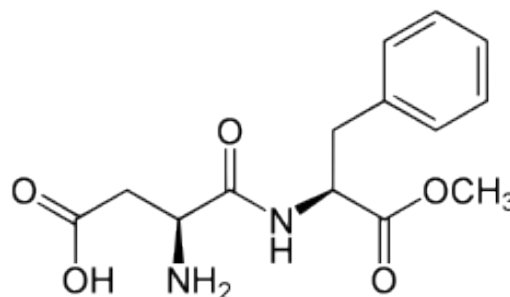
Texto 2: A água sempre se constituiu como um componente essencial à vida humana. O homem tem necessidade de água com qualidade, não somente para a proteção da saúde, como também para o desenvolvimento econômico. Entretanto, ocasionalmente, é possível perceber um sabor amargo na água potável quando o teor de íons cálcio dissolvidos está relativamente alto, sendo esta água conhecida tecnicamente como “água dura” ou “água salobra”. A presença desses íons pode causar dificuldades no processo de fluoretação, gerando turbidez na água.

Com base nos textos acima, resolva:

- a) Ao se imergir duas latinhas de refrigerante em água, sendo um comum e outro “light”, uma das latas afundará e a outra flutuará. Justifique o fenômeno.
- b) Escreva a fórmula molecular e calcule a massa molar do ciclamato de sódio e do aspartame, utilizados como adoçantes artificiais nos alimentos “light” e “diet”, respectivamente.



(Ciclamato de sódio)



(Aspartame)

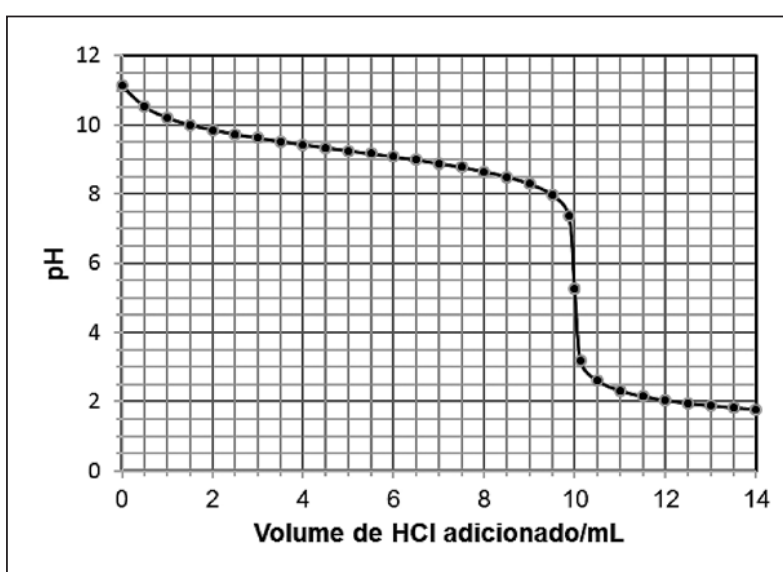
- c) Indique as funções orgânicas presentes no aspartame.
- d) Justifique a solubilidade do aspartame em água.
- e) Considerando um sistema municipal de tratamento de água, com teor de cálcio igual a 25 ppm, e utilizando uma concentração de íons fluoreto igual a $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$, indique se haverá formação de precipitado durante o processo de fluoretação. Justifique sua resposta através de cálculos.

Dados: K_{ps} do $\text{CaF}_2 = 4,0 \cdot 10^{-11}$.



QUESTÃO 4

As indústrias alimentícias utilizam o hidróxido de amônio como agente antimicrobiano e alvejante no processo de fabricação de hamburgueres. Depois de separarem os filés e outros cortes, retiram a gordura, tratam com hidróxido de amônio e ao final misturam com a carne moída. Durante o controle de qualidade, uma amostra foi tratada e obteve-se a curva abaixo, na titulação de 10,00 mL de hidróxido de amônio aquoso com ácido clorídrico aquoso.



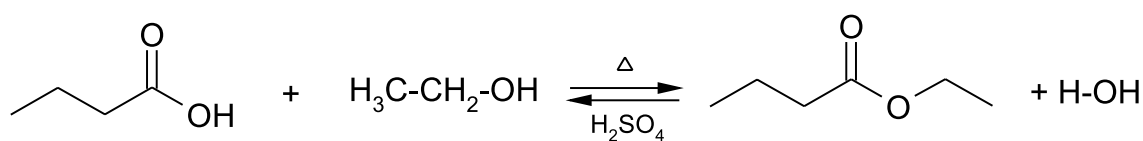
Agora determine:

- A equação química balanceada para a reação de neutralização.
- A concentração original da solução de amoníaco, se 10,00 mL desta solução foram titulados com ácido clorídrico $0,0925 \text{ mol L}^{-1}$.
- Em que ponto da curva de titulação o $\text{pH} = \text{p}K_a$. Justifique sua resposta.
- O valor do pH no ponto de equivalência desta titulação.
- O valor de $[\text{H}^+]$ no final da titulação.



QUESTÃO 5

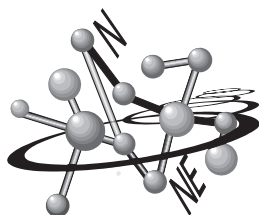
As essências naturais de frutas geralmente são formadas por misturas de substâncias voláteis, responsáveis pelo odor e sabor. Essas substâncias são chamadas de flavorizantes e na indústria alimentícia, são produzidas em grande quantidade, substituindo as naturais. A produção da essência de abacaxi, por exemplo, usada em preparados para bolos, é obtida através da reação de esterificação, realizada com aquecimento intenso e sob refluxo. Com base nas estruturas abaixo, determine:



- O nome sistemático e a função de cada substância orgânica envolvida na reação.
- As reações de esterificação são reversíveis. Discuta os fatores que alteram o equilíbrio da reação, deslocando-o para o lado dos produtos.
- Considerando a utilização de 13,2 g do ácido carboxílico e um rendimento de 75%, qual a massa do éster produzida na reação.
- Em função das forças intermoleculares, discuta a polaridade das substâncias orgânicas envolvidas na reação e a respectiva solubilidade em água.
- O octanoato de etila é um flavorizante utilizado na indústria alimentícia como essência de laranja. Equacione a reação de produção do octanoato de etila.

“Em meio a ajustes orçamentários, é fundamental ter consciência da dívida histórica em relação à Educação para que avancemos sem retroceder”

Priscila Cruz, do Todos Pela Educação



XXI Olimpíada Norte-Nordeste de Química SOLUÇÕES ESCOLHIDAS

Questão 01

Resolução desenvolvida por **Henrique Luiz Passos**, Colégio Santo Antônio – Sto. Antônio de Jesus (BA)

a) $MM = 1(12) + 4(1) + 1(16) = 32$

$$d = m/v = MM \cdot n/v \quad \gg \quad 0,79 = 32n \quad \gg \quad n = 0,79/32$$

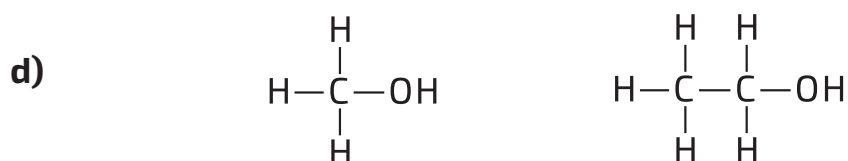
$$E = n(3(423) + (353,5) + (463,5)) = 0,79/32 \cdot 2056 \quad E = 50,75 \text{ kJ}$$

b) $e = h \cdot f \quad V = l \cdot j \quad 3 \times 10^8 = 240 \times 10^{-9} \cdot f \quad \gg \quad f = 3 \times 10^{17}/240$

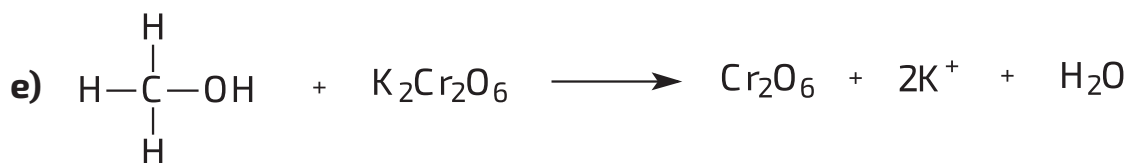
$$e = 6,6 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \times 10^{17}/240 = 6,6 \times 10^{-17}/80 = 8,25 \times 10^{-19}$$

$$N_{\text{fótons}} = E \cdot (20\%) / e = 50,75 \times 10^3 / 5 \cdot 8,25 \times 10^{-19} = 1,23 \times 10^{22} \text{ fótons}$$

c) Sim, pois está acontecendo constantemente na camada de ozônio



O metanol, pois o maior número de carbonos no etanol "absorve" e "reduz" a polarização da molécula.





Questão 02

Resolução desenvolvida por **Amanda Camelo Paulino**, Ari de Sá – Fortaleza (CE)



b) $n\text{HCl} = 50 \cdot 10^{-3}\text{L} \cdot 0,102\text{mol/L}$

$$n\text{HCl} = 5,1 \cdot 10^{-3}\text{mol}$$

$$n\text{NaOH} = 21,9 \cdot 10^{-3}\text{L} \cdot 0,100\text{mol/L}$$

$$n\text{NaOH} = 2,19 \cdot 10^{-3}\text{mol}$$

Observando as proporções de HCl e NaOH, o nHCl que reagiu com Mg(OH)_2 é $5,1 \cdot 10^{-3}\text{mol} - 2,19 \cdot 10^{-3}\text{mol} = 2,91 \cdot 10^{-3}\text{mol}$.

$$\text{Como } 2\text{HCl} : 1\text{Mg(OH)}_2, n\text{Mg(OH)}_2 = 1,455 \cdot 10^{-3}\text{mol}$$

$$\text{massa de Mg(OH)}_2 = 1,455 \cdot 10^{-3}\text{mol} \cdot 58,319\text{g/mol}$$

$$\text{massa de Mg(OH)}_2 = 84,854\text{mg}$$

$$100\text{mg} \text{-----} 100\%$$

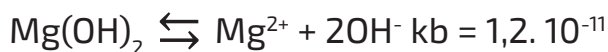
$$84,854\text{mg} \text{----} x$$

$$x = 8,4854\%$$

c) $[\text{Mg(OH)}_2] = 1,455\text{mmol/V(L)}$

d amostra = $2,48\text{g/cm}^3$

$$V = 1\text{g} \cdot \text{cm}^3 / 2,48\text{g} \rightarrow 0,4032 \cdot 10^{-4}\text{L}$$



$$[]_0 \quad 3,6086 \quad 0 \quad 0$$

$$\Delta \quad -x \quad x \quad 2x$$

$$[]_{\text{eq}} \quad 3,6086-x \quad x \quad 2x$$

$$1,2 \cdot 10^{-11} = x \cdot (2x)^2 / 3,6086-x \quad \text{como } x \text{ é muito menor que o } k_b \text{ despreza.}$$

$$4,3303 \cdot 10^{-11} = 4x^3$$

$$x = 2,212 \cdot 10^{-4}$$



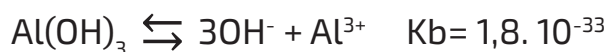
$$pOH = -\log(2x)$$

$$pOH = 3,354$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 10,646$$

d) utilizando que o $Al(OH)_3$ possua a mesma concentração de $Mg(OH)_2$ inicial para comparar a eficiência, observamos:



$$[]_0 \quad 3,6086 \text{ mol/L} \quad 0 \quad 0$$

$$\Delta \quad -x \quad x \quad 3x$$

$$[]_{eq} \quad 3,6086 - x \quad x \quad 3x$$

$$1,8 \cdot 10^{-33} = (3x)^3 \cdot x / 3,6086 - x$$

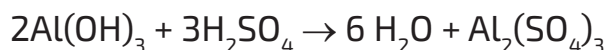
$$6,4955 \cdot 10^{-33} = 9x^3$$

$$x = 8,970 \cdot 10^{-12}$$

$$[OH^-] = 3x = 2,691 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

Essa concentração de OH^- é muito mais baixa do que a gerada pelo $Mg(OH)_2$, que é $4,424 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$, comprovando a maior eficiência do $Mg(OH)_2$ em relação ao $Al(OH)_3$.

e) utilizando H_2SO_4 para produção de $Al_2(SO_4)_3$ a partir de $Al(OH)_3$



**Questão 03**

Resolução desenvolvida por **Raíssa Batista de M. Pimentel**, Colégio Motivo (PE)

a) A lata de refrigerante light flutuará e a lata de refrigerante comum afundará. Isso ocorre porque a menor quantidade de nutrientes no refrigerante light altera sua densidade, deixando-a menor em comparação com o refrigerante original, que por possuir maior densidade do que a água, afunda enquanto o outro flutua.

b) Ciclamato de sódio: $\text{NaC}_6\text{H}_6\text{O}_3\text{NS}$

Massa molar: $23+6 \times 12+6 \times 1+3 \times 16+32+14 = 195 \text{ g/mol}$

Aspartame: $\text{C}_{15}\text{H}_{19}\text{O}_5\text{N}$

Massa molar: $15 \times 12+1 \times 19+5 \times 16+14 = 293 \text{ g/mol}$

c) Tem-se a presença das funções éster, amina, ácido carboxílico e cetona.

d) Essa solubilidade é justificada pela presença de funções que permitem interagir com a água formando pontes de hidrogênio, como a função amina e ácido carboxílico. Dessa forma, a afinidade do aspartame com a água é favorecida, tornando-a solúvel.

e) $\text{CaF}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{F}^{-}_{(\text{aq})}$ $K_{\text{ps}} = 4 \times 10^{-11}$

$[\text{F}^-] = 2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

Determinando $[\text{Ca}^{2+}]$: $25 \text{ g de Ca}^{2+} \text{ ----- } 10^6 \text{ g de H}_2\text{O}$

$X \text{ g de Ca}^{2+} \text{ ----- } 10^3 \text{ g de H}_2\text{O (1 L)}$

$X = 25 \times 10^{-3} \text{ g de Ca}^{2+}$

$[\text{Ca}^{2+}] = 6,25 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2$

$6,25 \times 10^{-4} \times 4 \times 10^{-8} = 25 \times 10^{-12} = 2,5 \times 10^{-11}$

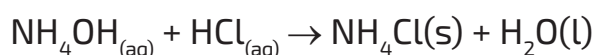
Como o produto das concentrações está abaixo do K_{ps} , não haverá precipitação.



Questão 04

Resolução desenvolvida por **Dayanne Rolim Carvalho**, Farias Brito – Fortaleza (CE)

- a) Sabemos que hidróxido de amônio corresponde a amônia aquosa. Logo, temos a reação de neutralização:

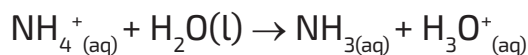


b) $[\text{NH}_4\text{OH}] = \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{OH}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{0,0925 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} \times \frac{10 \text{ mL HCl}}{10 \text{ mL NH}_4\text{OH}} \Rightarrow [\text{NH}_4\text{OH}] = 0,0925 \text{ mol L}^{-1}$

c) Sabemos que $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$

Assim, quando $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+]$, $\text{pH} = \text{pKa}$. \Rightarrow Ponto médio. Isso ocorre quando é adicionado metade do volume do ácido necessário para atingir o ponto de viragem. Na curva de titulação, localizamos o ponto correspondente 5 mL de HCl adicionados e encontramos $\text{pH} = \text{pKa} = 9,25$.

- d) No ponto de equivalência, para determinar o pH, consideramos a hidrólise do NH_4^+ ,



$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0,0925}{2} \Rightarrow [\text{NH}_4^+] = 0,04625 \text{ mol L}^{-1}$$

$$K = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \Rightarrow K = \frac{x^2}{0,04625 - x}$$

*x é desprezível: $K \cdot 400 < M$

$$x = [\text{H}^+] = 5,1 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 5,29$$

- e) O volume final é de 24 mL. Para consumir todo o hidróxido de amônio, utilizaram-se 10 mL de HCl e outros 10 mL correspondem à amostra. Assim:

$$[\text{H}^+] = \frac{0,0925 \text{ mol HCl} \times 4 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \times \frac{10 \text{ mL}}{24 \text{ mL}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,0154 \text{ mol L}^{-1}$$



Questão 05

Resolução desenvolvida por **Malu de Aguiar Gouvêa Aragão**, Sartre COC - Salvador (BA)

a) 1ª Substância: Nome sistemático: Ácido Butanóico; Função: Ácido Carboxílico.

2ª substância: Nome sistemático: Etanol; Função: Álcool.

3ª Substância: Nome sistemático: Butanoato de Etila; Função: Éster.

b) As reações de esterificação, como exposto, ocorre com aquecimento logo é endotérmica. Segundo o princípio de Le Chatelier, quando algum princípio altera o equilíbrio da reação, o mesmo se desloca a fim de ser restaurado. Um dos fatores que favorecem a formação dos produtos é o aumento da temperatura, uma vez que a reação direta é endotérmica. De forma semelhante o aumento na concentração dos reagentes também deslocará o equilíbrio em direção dos produtos.

c) 1 mol de $C_4H_8O_2$ _____ 1 mol de $C_6H_{12}O_2$

88 g de $C_4H_8O_2$ _____ 116 g de $C_6H_{12}O_2$

13,2 de $C_4H_8O_2$ _____ x de $C_6H_{12}O_2$

$$X = 13,2 \cdot 116 / 88 = 17,4 \text{ g}$$

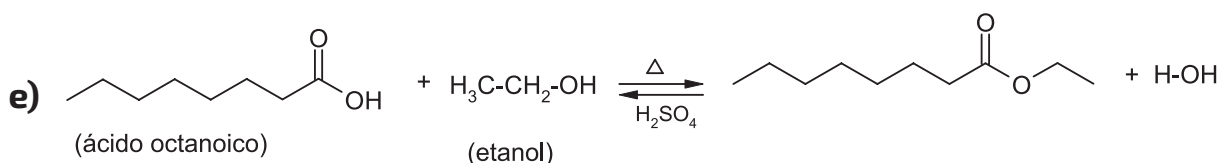
Como o rendimento é de 75% = $Y = 17,4 \cdot 75 / 100 = 13,05 \text{ g}$

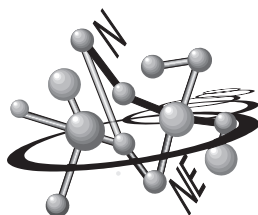
Logo seriam formados 13,05 g de éster em tais condições.

d) O ácido carboxílico, por possuir uma hidroxila, é capaz de fazer ligações intermoleculares muito fortes com a água, chamadas de ligações de hidrogênio, sendo, portanto, altamente solúvel em água.

O etanol, substância polar e de cadeia curta, também possui hidroxila e, portanto, solúvel em água.

O éster, por sua vez, apesar de não ter a hidroxila, possui uma carboxila e por isso sua molécula possui certa polaridade. Como a água também é uma molécula polar e "semelhante dissolve semelhante", o éster será solúvel.





XXII Olimpíada Norte/Nordeste de Química – 2016

RESULTADOS

Nome	Cidade	UF	Escola	Nota	Escore
O U R O					
Davi Oliveira Aragão	Fortaleza	CE	Militar de Fortaleza	82,00	100,0
Dayanne Rolim Carvalho	Fortaleza	CE	Farias Brito	82,00	100,0
Gabriel Ferreira Gomes Amgarten	Fortaleza	CE	Ari de Sá	82,00	100,0
Alicia Fortes Machado	Teresina	PI	IDB	79,00	96,38
Celso Renan Barbosa Soares Lima	Fortaleza	CE	Master	78,75	96,08
Tiago de Souza Viana	Fortaleza	CE	Master	78,00	95,16
Danilo Pontes Serra S. Vasconcelos	Recife	PE	Colégio Motivo	77,00	93,94
Ítalo Rennan Lima Silva	Fortaleza	CE	7 de Setembro	76,95	93,88
Gustavo de Oliveira Monteiro	Manaus	AM	Fundação Nokia	76,85	93,76
P R A T A					
Fábio Maciel Borella	Fortaleza	CE	Farias Brito	76,00	92,72
Francisco Luiz Isael Júnior	Fortaleza	CE	Farias Brito	75,25	91,81
Vinicius Roberto Gomes Queiroz	Recife	PE	GGE	75,00	91,50
Henrique Linhares da Cunha	Recife	PE	Santa Maria	72,75	88,76
Gabriel Arthur Teixeira Rodrigues	Fortaleza	CE	Farias Brito	71,50	87,23
Ana Carolina Castro Rosal	Água Branca	PI	IDB	71,00	86,62
Gustavo Manfio Leme de Campos	Fortaleza	CE	Farias Brito	70,75	86,32
João Vítor Moreira Pimentel	Fortaleza	CE	Santa Isabel	70,75	86,32
Danilo Soares Barbosa	Limoeiro	PE	3º Milênio	70,75	86,32
Luís Felipe Chagas C. Catão	Maceió	AL	Contato	70,70	86,25
Raíssa Batista de M. Pimentel	Recife	PE	Motivo	70,70	86,25
Orivaldo Salviano Neto	Fortaleza	CE	Militar de Fortaleza	70,50	86,01
Alessandro H. de O Cabral Junior	Recife	PE	Núcleo	69,50	84,79
Luis Fernando de Souza Moreira	Fortaleza	CE	Farias Brito	69,25	84,49
João Pedro N. de Abreu Oliveira	Aracaju	SE	Colégio do Salvador	69,25	84,49
Gerardo Albino Nogueira Filho	Fortaleza	CE	Ari de Sá	69,25	84,49
Davi Silva Nogueira Gomes	Fortaleza	CE	Teleyos	68,50	83,57
Isadora Soares Lopes	Natal	RN	Ciências Aplicadas	68,50	83,57



B R O N Z E					
Luis Henrique de A. Remigio Filho	Recife	PE	GGE	67,50	82,35
Felipe Rodrigues	Piranhas	AL	IFAL	67,00	81,74
Breno Maia Baptista	Fortaleza	CE	Farias Brito	67,00	81,74
João Carlos Daniel Barros	Fortaleza	CE	Christus	67,00	81,74
Ayrton Amaral Alves Vitor	Recife	PE	IFPE	67,00	81,74
Isabella Ferezini Oliveira de Sá	Natal	RN	Ciências Aplicadas	67,00	81,74
Isabel Maria Oliveira Macêdo Lima	Teresina	PI	IDB	66,75	81,44
Gabriel Pereira de Oliveira Lima	Manaus	AM	Colégio Militar	66,50	81,13
Sarah Rodrigues Costa Sousa	Maceió	AL	IFAL	66,25	80,83
Gabriel Moraes Kleiman	Salvador	BA	Impacto	66,00	80,52
Gabriel Henrique Cabezas Assis	Fortaleza	CE	7 de Setembro	66,00	80,52
Joao Raphael Ferreira Guimaraes	Recife	PE	Santa Maria	66,00	80,52
José Henrique Vanderlei Oliveira	Limoeiro	PE	3º Milênio	65,80	80,28
Pedro Zogbi Neto	Fortaleza	CE	7 de Setembro	65,75	80,22
Lucas da Silva Sousa	Recife	PE	GGE	65,50	79,91
Lucas de Souza Albuquerque	Fortaleza	CE	Master	65,00	79,30
Bruno Uchôa Cirne	Natal	RN	Marista	65,00	79,30
Humberto Borges Pereira Filho	Teresina	PI	IDB	64,75	79,00
Reynaldo Santos de Lima	Palmeira dos Índios	AL	IFAL	64,50	78,69
José Levi Tavares Cavalcante	Fortaleza	CE	Christus	64,25	78,39
Erick Suzart Souza	Salvador	BA	IFBA	63,50	77,47
Ana Luisa Vieira Ferreira	Fortaleza	CE	Master	63,00	76,86
Bruna Maia Barbosa	Teresina	PI	IDB	63,00	76,86
Felipe Reyel Feitosa de Sousa	Teresina	PI	IDB	63,00	76,86
Dário Luís do Nascimento Magalhães	Fortaleza	CE	Ari de Sá	62,50	76,25
Maurício de Moura Lima	Recife	PE	Aplicação da UFPE	62,50	76,25
Rafael Dultra Gomes de Almeida	Salvador	BA	Sartre-COC	62,30	76,01
Rafael Jucá Pinheiro	Fortaleza	CE	7 de Setembro	62,30	76,01
Matheus Augusto Tavares de Freitas	Ananindeua	PA	IFPA	62,30	76,01
Joao Victor Cinicio Cavalcanti	Recife	PE	Santa Maria	62,15	75,82

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



IX 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!

O texto abaixo será utilizado nas questões 1 e 2.

Uma vinícola gaúcha oferece a experiência de se vivenciar o processo de fabricação do vinho à época dos primeiros imigrantes italianos. Os visitantes caminham por entre as videiras, colhem as uvas e as levam para barris de madeira. Nessas tinas, eles pisam os frutos até extrair o suco, que segue para as etapas posteriores da fabricação.

01 Duas das etapas do processo posterior à extração nas tinas são:

- A) a destilação e a filtração.
- B) a decantação e a filtração.
- C) a decantação e a destilação.
- D) a destilação fracionada e a filtração.

02 A partir do suco de uva, a transformação química fundamental para as características e qualidade do produto final ocorre via

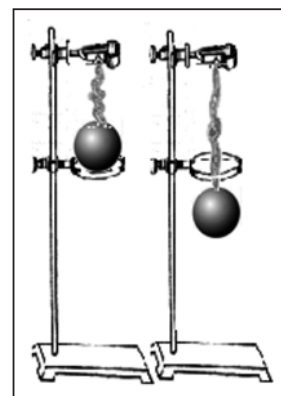
- A) cristalização.
- B) fermentação.
- C) fotossíntese.
- D) precipitação.



03 Dois momentos de uma experiência envolvendo o aquecimento de uma esfera maciça são ilustrados ao lado.

De acordo com o observado, o material da esfera pode ser composto basicamente por um elemento químico, de distribuição energética:

- A) $1s^2 2s^2 2p^2$ B) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

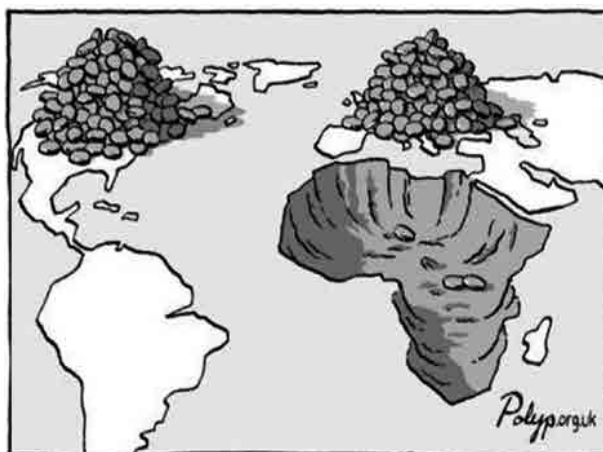


04 Uma substância não inflamável e menos densa que o ar enche o imenso balão de determinada aeronave dirigível. Ela o permite subir e flutuar.

Que substância é essa?

- A) CH_4 B) H_2 C) He. D) Hg.

05 Analise a charge abaixo.



<http://egestamosgeografiando.blogspot.com.br/2012/06/interpretando-charges.html>

A crítica corresponde às exportações de

- A) soluções hidroalcoólicas.
B) substâncias simples, como o aço.
C) misturas, como o minério de ferro.
D) substâncias compostas, como o barro.



06 Médicos veterinários substituíram parte do bico danificado de uma ave por uma prótese metálica feita por uma impressora 3D. O material usado é leve, forte, tem baixa densidade, apresenta excelente resistência à corrosão e baixa condutividade térmica e elétrica

Adaptado de: <http://noticias.uol.com.br/album/2016/01/04/bichosque-foram-noticia.htm?abrefoto=137>

A prótese é feita de

- A) Au. B) Fe. C) Pb. D) Ti.

07 Analise a tirinha abaixo.



Adaptado de: <http://diegomaryo.cdz.com.br/fanzine-sigma-pi-tirinha-de-diego-maryo/>

Espera-se que na segunda situação a lâmpada fique com o brilho

- A) bem mais forte B) mais forte
C) igual D) mais fraco

08 Uma colisão entre caminhões numa estrada causou o vazamento de cerca de 50 litros de ácido sulfúrico (H_2SO_4), com 98% de concentração. Não houve feridos. A companhia ambiental adicionou cal hidratada - $Ca(OH)_2$ - no local. Depois realizou a limpeza da pista e das áreas afetadas.

No tratamento da área ocorreu uma reação de

- A) cloração. B) neutralização. C) saponificação. D) simples troca.



09 Determinada substância aumenta a sua densidade com o aumento da temperatura, na variação entre 0°C e 4°C. Além disso, ela é menos densa na fase sólida que na fase líquida.

Essas propriedades resultam da formação de ligações de hidrogênio entre as suas moléculas.

Que fenômeno se relaciona as características dessa substância?

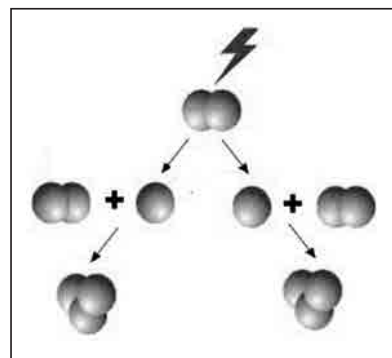
- A) O enferrujamento de cascos de navios
- B) O congelamento da superfície de um lago
- C) A formação de petróleo no fundo do oceano
- D) A liquefação do gás nitrogênio na atmosfera

10 Analise a imagem ao lado.

As esferas representam átomos de um mesmo elemento químico.

Que fenômeno está sendo ilustrado?

- A) Formação do ozônio
- B) Fotossíntese
- C) Respiração
- D) Queima do H₂



11 O iodo-131 é utilizado para avaliar a atividade da glândula tireóide. O fósforo-32 para identificar tumores malignos. Já o cobalto-60 e o cério-137 são usados para minimizar os prejuízos causados a células vizinhas aos tumores.

Dado: Ce (Z=55): [Xe] 6s¹

Co (Z=27): [Ar] 3d⁷4s²

I (Z=53): [Kr] 4d¹⁰5s²5p⁵

P (Z=15): 1s²2s²2p⁶3s²3p³

U (Z=92): [Rn] 7s² 5f³ 6d¹

O texto indica aplicações de

- A) isótopos radioativos.
- B) isótonos transurânicos.
- C) metais radioterápicos.
- D) alótropos medicinais.

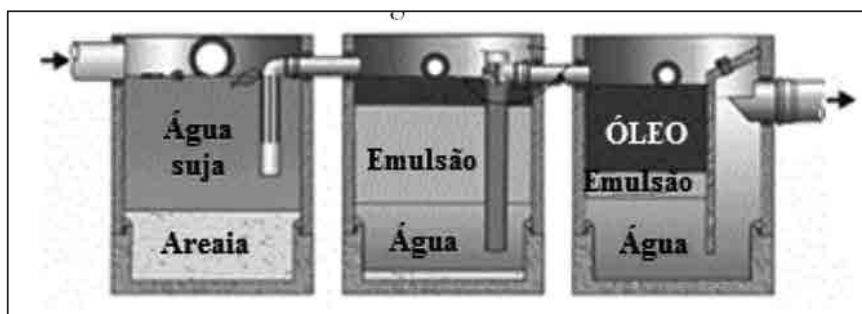


12 Na conserva de palmito pupunha, utiliza-se uma salmoura, que deve ser clara e límpida. 100 litros de uma salmoura podem ser preparados pela dissolução de 5 kg de sal de cozinha e de 1 kg de ácido cítrico em 96 litros de água.

A qualidade da conserva de palmito exige que a salmoura seja uma

- A) solução.
- B) mistura heterogênea.
- C) substância composta.
- D) substância pura.

13 O sistema abaixo é recomendado para um tipo de tratamento de água.



Adaptado de: <http://artefacil.com.br/obras-comerciais>

Seu fabricante o indica para estabelecimentos como postos de gasolina, oficinas mecânicas e lavajatos.

O seu uso visa:

- A) reaproveitar o óleo de cozinha liberado pelos motores.
- B) produzir sabão a partir do óleo derivado do petróleo.
- C) decantar a água suja para reagir o óleo com a emulsão.
- D) reduzir os poluentes oleosos antes da sua disposição final.

14 Uma determinada substância pura, um tipo de álcool, solidifica-se quando a sua temperatura chega a 25°C. Portanto, o seu

- A) ponto de fusão é 25°C.
- B) ponto de ebulição é 25°C
- C) ponto de ebulição se inicia em 25°C
- D) ponto de fusão é mais baixo que o do etanol.



15 Analise a charge abaixo.



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

Esse tipo de mudança climática tem sido atribuída ao desequilíbrio causado pela maior produção de

- A) O_3 . B) Cl_2 . C) CH_4 . D) $NaCl$.

16 Alguns sais são solúveis em água, como o iodeto de sódio, o sulfato de sódio e o nitrato de prata.

Já outros são pouco solúveis nesse solvente, como acontece com o carbonato de cálcio, o iodeto de prata e o cloreto de prata.

Ao se transferir 10,0g de um desses sais para uma vidraria contendo 100 mL de água, verificou-se a formação de uma mistura heterogênea.

Que sal era esse?

- A) $AgNO_3$ B) AgI C) NaI D) Na_2SO_4

17 O polietileno é um polímero utilizado em fraldas descartáveis e recipientes para iogurtes, leite, xampu e detergentes. Geralmente, ele é produzido a partir de derivados do petróleo.

Porém, algumas indústrias já iniciaram a sua produção a partir do etanol proveniente da cana-de-açúcar. Esse álcool passa por um processo de desidratação para que se obtenha o eteno, que depois é polimerizado a polietileno.

O processo ilustra a produção de um

- A) álcool biodegradável. B) polímero de álcool.
C) plástico verde D) tipo de petróleo.



18 As lâmpadas de néon são usadas para diferentes propósitos. Para fabricá-las, retira-se todo o ar de um tubo de vidro e enche com gás néon, a baixa pressão. Ao aplicar uma corrente elétrica entre os dois eletrodos fechados dentro do tubo, ela flui através do gás e se forma uma banda luminosa.

Um modelo atômico que auxilia a compreender esse tipo de fenômeno foi proposto por

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

19 No interior de um objeto metalizado, adiciona-se uma mistura aquosa, líquida à temperatura ambiente. Lacra-se o objeto com uma válvula e, em seguida, através desse componente e sob alta pressão, bombeia-se um gás liquefeito para o seu interior. Esse constituinte atuará como um propelente.

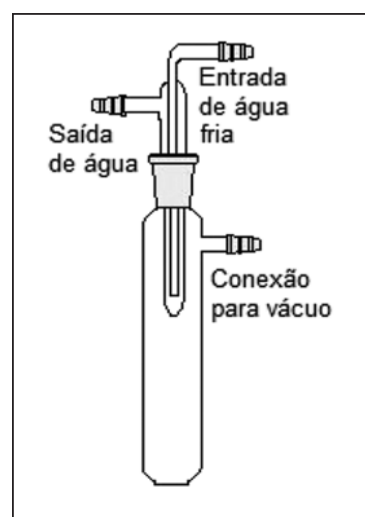
Produtos com essa característica são comercializados como

- A) gás de cozinha.
- B) desodorante aerossol.
- C) gás hospitalar.
- D) bebida energética.

20 Uma amostra de uma substância sólida foi inserida no fundo da câmara da vidraria mostrada ao lado. Após o sistema ser aquecido por alguns instantes, o sólido se vaporizou e se depositou na parte de vidro refrigerada, abaixo da tampa.

O sólido foi purificado por

- A) ebulição.
- B) fusão.
- C) cristalização.
- D) sublimação.



Gabarito

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



IX Olimpíada Brasileira de Química Júnior - Fase II

8º e 9º anos do Ensino Fundamental

INSTRUÇÕES

1. A prova consta de 10 (dez) questões objetivas, cada uma contendo quatro alternativas, das quais você deve assinalar apenas uma; 3 (três) questões analítico-expositivas.
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!

01 A União Internacional de Química Pura e Aplicada (em inglês: *International Union of Pure and Applied Chemistry, IUPAC*) confirmou a descoberta de novos elementos: 113, 115, 117, e 118. Esses elementos completarão uma linha da tabela periódica e os descobridores serão convidados a sugerir nomes e símbolos permanentes.

Adaptado de: <http://abqrs.com.br/tabela-periodica-ganha-mais-quatro-elementos/>
(Acesso em: 25/08/2016)

Qual período da tabela periódica eles completarão?

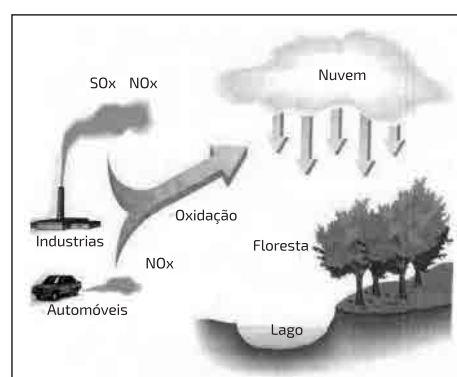
Dados: Rn (Z = 86): [Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p⁶

Z = 113: [Rn] 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p¹

Z = 118: [Rn] 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p⁶

A) 4º B) 5º C) 6º D) 7º

02 Analise a figura ao lado.



Adaptado de: <http://planetaagora.blogspot.com.br/> (Acesso em: 29/08/2016)

A imagem ilustra a(o)

A) chuva ácida

B) ciclo do nitrogênio.

C) formação de nevoeiro

D) produção de ozônio.



03 Os valores nutricionais de um produto alimentício estão apresentados na tabela ao lado.

Esse produto é uma

- A) banana. B) creme de leite.
C) linguiça. D) sardinha.

PRODUTO 1 unidade (118g)	
Nutrientes	Quant.
Calorias	108
Proteína	1 g
Hidratos de carbono	27 g
Gorduras	<1 g
Fibras alimentares	3 g
Vitamina B6	0,68 mg
Vitamina C	11 mg
Magnésio	34 mg
Potássio	467 mg
* Os valores foram arredondados	

04 Relacione as colunas I e II que representam, respectivamente, alguns dos nutrientes de plantas e suas funções.

I	II
K	() Componente da clorofila
N	() Estoque e consumo de energia (ATP)
Mg	() Controle do balanço hídrico da planta
P	() Produção de proteínas

A sequência correta, de cima para baixo, é:

- A) N, P, K, Mg B) P, Mg, K, N
C) Mg, P, K, N D) K, Mg, N, P

05 Os postulados de que átomos de elementos diferentes possuem propriedades diferentes entre si e de que na formação dos compostos, os átomos entram em proporções numéricas fixas foram propostos por

- A) Bohr B) Dalton C) Leucipo D) Mendeleev

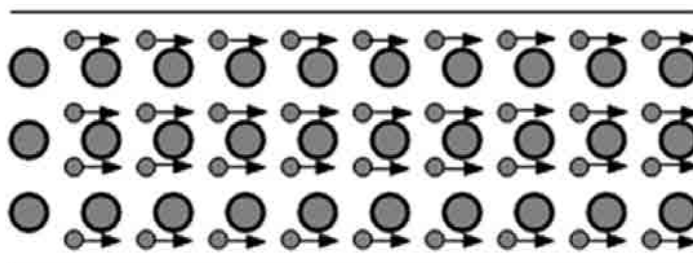
06 Acidentes graves e fatais no enchimento de balões (de festa) têm sido relatados. De modo clandestino, algumas pessoas utilizam um método não recomendável e bastante perigoso para a produção do gás de enchimento, utilizando a reação de ácido muriático (ácido clorídrico impuro, para uso doméstico) ou a de soda cáustica com pedaços de alumínio.

Qual o gás produzido nessas reações?

- A) CH₄ B) H₂ C) He D) O₂



07 No esquema abaixo, as esferas maiores representam átomos e as menores elétrons.



Essa imagem ilustra a

- A) estrutura de um sal.
- B) explosão de fogos de artifício.
- C) combustão de uma substância simples.
- D) passagem de corrente elétrica num fio metálico.

08 Transferiu-se 5 mL de determinada substância, um tipo de álcool, o *terc-butanol*, C_4H_9OH , (ponto de fusão = $25\text{ }^\circ\text{C}$), para um tubo de ensaio. Em seguida, esse recipiente foi acondicionado em um béquer contendo gelo e água. Depois de alguns minutos, teve início a formação de cristais no interior do tubo.

O que aconteceu no interior do tubo de ensaio?

- A) Um fenômeno físico.
- B) Uma reação química.
- C) A cristalização da água.
- D) A fusão de uma substância composta.

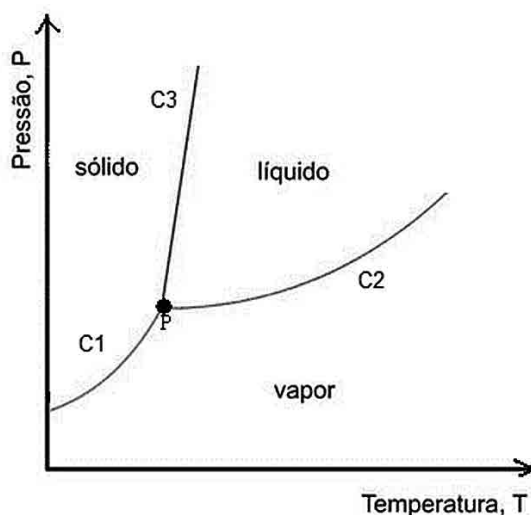
09 A calcopirita ($CuFeS_2$) é o mais abundante minério de cobre. Para a sua separação de outros minerais ($CuFeS_2$), o minério que o contém é pulverizado e misturado com óleo, água e detergente. Em seguida, borbulha-se ar através dessa mistura. O $CuFeS_2$ que está recoberto de óleo junta-se às bolhas e fica na superfície. Já o resíduo que é pobre em cobre (ganga) fica no fundo do recipiente e é descartado.

Qual o método de separação utilizado para obter o produto de interesse?

- A) Decantação
- B) Flotação
- C) Sedimentação
- D) Sifonação



10 O gráfico abaixo indica as mudanças de estado físico em determinada substância.



A curva de sublimação é dada por:

- A) C1. B) C2. C) C3. D) C2+ C3

• Questões analítico-expositivas •

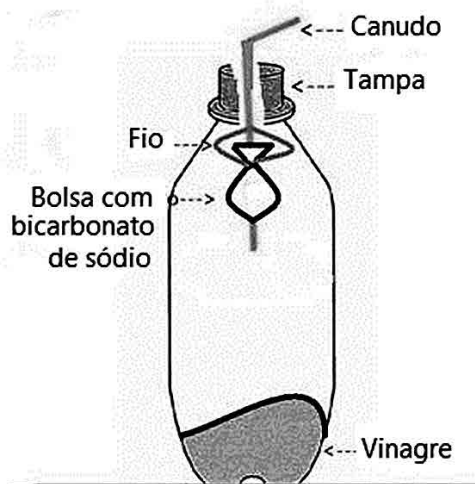
11 A eficiência de uma reação química é um conceito tradicionalmente centrado no rendimento, ou seja, na quantidade de produto obtido em relação à quantidade esperada, dentro de um processo estimado a 100% de eficiência.

Quais as principais diferenças entre esse tipo de concepção e os princípios da Química Verde?

12 Decidiu-se recuperar quatro solventes provenientes dos resíduos laboratoriais de uma indústria de tintas. Essas substâncias possuem pontos de ebulição entre 60 °C e 100 °C, e com intervalos de 10 °C entre si, ao menos. Desenhe um esquema para a obtenção dos solventes e indique os nomes e as funções de cada um dos componentes desenhados.



13 Uma versão caseira de um equipamento de segurança, montado sob supervisão de um adulto, é apresentada abaixo.



Adaptado de: <http://www.pilosos.com/>

Explique o seu funcionamento, fundamentando os seus argumentos nas reações químicas envolvidas.

• Questões objetivas •

GABARITO

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
D	A	A	C	B	B	D	A	B	A



Soluções escolhidas – OBQJr - 2016

QUESTÃO 11

Resolução apresentada por **Gabrielle de Lima**, 9º, Objetivo, São Paulo - SP

As principais diferenças entre os princípios da Química Verde e esse tipo de concepção são os objetivos e a forma como são alcançados. Medir a eficiência de uma reação química por meio do rendimento dela não é o que a química verde faz, ela procura medir essa eficiência por meio do dano que ela causa ao meio ambiente, sendo quanto menor este dano, melhor será considerada a reação química. Além disso, a Química verde pensa em como essa reação química irá ocorrer para que os princípios ambientais não sejam esquecidos, tomando o cuidado de procurar meios não poluentes, com materiais reciclados ou naturais e ainda serem eficientes para realizar a reação com produto seguro ao meio ambiente e por este possa ser reciclado. A Química Verde está muito mais preocupada em manter o meio ambiente do que produzir muito.

QUESTÃO 12

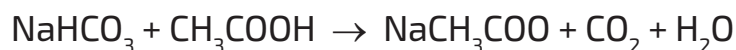
Resolução apresentada por **Camilla Lima de Mendonça Santos**, 9º, Ari de Sá, Fortaleza - CE

Os solventes com quatro pontos de ebulição diferentes estarão juntos no balão de destilação, estes estarão sendo aquecidos na manta aquecedora que estar ligado a um condensador (onde os vapores das substâncias que tiverem menor ponto de ebulição serão condensados, por conta das mangueiras que servem como entrada e saída de água para resfriar o sistema). Depois que a substância é condensada a substância líquida é coletado no béquer ou balão de fundo redondo. O termômetro serve para regular a temperatura do sistema e o suporte universal e garras servem para apoiar o sistema. Assim a substância com menor ponto de ebulição é separada primeiro, em seguida as outras.

**QUESTÃO 13**

Resolução apresentada por **Lohana de Oliveira Melo**, 8º , 7 de setembro, Fortaleza - CE

O equipamento de segurança caseiro mostrado na imagem corresponde a um extintor de incêndio que funciona da seguinte maneira: ao puxar o canudo a bolsa com bicarbonato de sódio é solta, assim o bicarbonato que está presente dentro da bolsa, entra em contato com o vinagre no fundo da garrafa, dessa forma, o bicarbonato reage com vinagre para formar gás carbônico. Como a garrafa se encontra fechada, a pressão que há dentro dela empurra o gás produzido para fora da garrafa. No exterior, o gás carbônico entra em contato com o processo de combustão isolando o gás oxigênio, um dos principais reagentes no processo de combustão, assim, cessando o fogo. No interior da garrafa ocorreu a reação:



*“Eu não troco a justiça pela soberba.
Eu não deixo o direito pela força.
Eu não esqueço a fraternidade pela tolerância.
Eu não substituo a fé pela superstição,
a realidade pelo ídolo.”*

Rui Barbosa



**PROGRAMA NACIONAL
OLIMPIADAS DE QUÍMICA
Olimpíada Brasileira
de Química Júnior**

NOME	SÉRIE	ESCOLA	CIDADE	UF	NOTA
O U R O					
Natália Resende Soares	9º Ano	Sao Paulo da Cruz	Belo Horizonte	MG	99,55
Daniel Farati de Oliveira Silva	9º Ano	Santo Agostinho	Belo Horizonte	MG	97,75
Nathan Alves de Oliveira Framba	9º Ano	Albert Sabin	São Paulo	SP	96,60
Felipe Pereira Ferreira	9º Ano	Sant'ana	Itaúna	MG	95,45
Rodrigo Humberto Vilar Pontes Filho	8º Ano	Col. Integrado Objetivo	Mogi Das Cruzes	SP	95,45
Julia Marin Romero	9º Ano	Col. London	São José do R. Preto	SP	95,45
P R A T A					
Guilherme Gelmi de F. Salvo	9º Ano	Alpha Lumen	São . dos Campos	SP	94,30
Mattias Anders Silva Larsson	8º Ano	Etapa	Valinhos	SP	93,15
Olívia Sahade	9º Ano	Lumen Objetivo	Piraju	SP	92,58
Marco Antonio Leite	9º Ano	Dom Bosco	Imperatriz	MA	92,00
Gustavo Neves da Cruz	8º Ano	Magnum Cidade Nova	Belo Horizonte	MG	92,00
Carolina Palavicini Gallardi	9º Ano	Vital Brazil	São Paulo	SP	92,00
Victoria da Costa Gonçalves	9º Ano	Objetivo	São Paulo	SP	92,00
Eduardo Sorice Corrêa	9º Ano	Santo Agostinho	Belo Horizonte	MG	90,85
Gustavo Figueiredo Luz	9º Ano	Sete de Setembro COC	Poços de Caldas	MG	90,85
Frederico Ferri	9º Ano	Santo Agostinho	Belo Horizonte	MG	88,55
Gabriel Stephano Santos	9º Ano	Objetivo	São Paulo	SP	88,55



Felipe Hernandes dos Santos	9º Ano	Lumen Objetivo	Piraju	SP	87,98
Ana Gabriela de Albuquerque Castro	9º Ano	Col. Madre Carmen Sallés	Brasília	DF	87,40
Lúcio Cauper Freitas de França	9º Ano	Inst. Maria Madalena	Tutóia	MA	87,40
João Luca Claro França Nogueira	9º Ano	Albert Sabin	São Paulo	SP	87,40
Luiz Henrique Yuji Delgado Oda	8º Ano	Etapa	São Paulo	SP	87,40
Felipe Tobias Cesar Miné	9º Ano	Colégio Objetivo Junior	Taubaté	SP	87,40
Joaquim Miguel Moreira Santiago	9º Ano	Ari de Sá	Fortaleza	CE	86,25
Gabriela Silva Aguiar	9º Ano	Santa Emília	Olinda	PE	86,25
Emily Liene Belotti	9º Ano	EMEF Prof José Negri	Sertãozinho	SP	86,25
Daniel Yamamoto Damico	8º Ano	Etapa	Valinhos	SP	85,68
Erick Sampaio Andrade	9º Ano	Ari de Sá	Fortaleza	CE	85,68
Vinícius Benevides da Silva	8º Ano	Colégio Termomecânica	São Bernardo do Campo	SP	85,10
BRONZE					
Guilherme Prado Assunção	9º Ano	Contato	Maceió	AL	83,95
Pedro Sales Salgueiro	9º Ano	Santa Cecília	Fortaleza	CE	83,95
Samuel Victor N. Martins	9º Ano	Teleyos	Fortaleza	CE	83,95
Caio Fernandes Lins Peixoto	9º Ano	S. Agostinho	Belo Horizonte	MG	83,95
Ícaro Andrade Souza Bacelar	9º Ano	Ed. Criativa	Ipatinga	MG	82,80
Vinícius Justiniano de Oliveira	9º Ano	Sant'ana	Itaúna	MG	82,80
Luan Lucas Bonatti	9º Ano	Col. Bom Jesus	Blumenau	SC	82,80
José Ossian Leite Campos Neto	8º Ano	Farias Brito	Fortaleza	CE	81,65
André Corrêa da Silva	9º Ano	Leonardo da Vinci	Brasília	DF	81,65
Heitor Romero Lopes Carvalho	9º Ano	Primeiro Mundo	Vitória	ES	81,65



Lucas Batista Jales	9º Ano	Dom Bosco	Imperatriz	MA	81,65
Giovanna Santos dos Remédios	9º Ano	Inst. Maria Madalena	Tutóia	MA	81,65
Isaque Sathler	9º Ano	Educação Criativa	Ipatinga	MG	81,65
Mateus Francisco Cirne Barbosa	9º Ano	Colegio Damas	Recife	PE	81,65
Tanise de Souza Vieira	9º Ano	Colegio Dom Feliciano	Gravataí	RS	81,65
Ana Carolina Akemi Chiyo	9º Ano	Lumen Objetivo	Piraju	SP	81,65
Mateus Pereira Alves	9º Ano	Centro Educacional Paulista	São José dos Campos	SP	81,65
Luã de Souza Santos	9º Ano	Objetivo	São Paulo	SP	81,65
Giovana Bettoni Rossi	9º Ano	Santo Antônio de Lisboa	São Paulo	SP	81,65
Helena Frudit	9º Ano	Bandeirantes	São Paulo	SP	81,08
Maria Eduarda Fernandes Archer	9º Ano	Magnum Cidade Nova	Belo Horizonte	MG	80,50
Yann Santos Teixeira	9º Ano	Colégio Educare	Betim	MG	80,50
Pedro Lucas Siqueira	9º Ano	Mãe da Divina Providência	Primavera do Leste	MT	80,50
Wilson Douglas Jales Simonal	9º Ano	Menino Deus - CMD	Mossoró	RN	80,50
Vitor Alves Ratolla	9º Ano	Mater Amabilis	Guarulhos	SP	80,50
Gustavo Yuji Goto Salti	9º Ano	Col. Integrado Objetivo	Mogi Das Cruzes	SP	80,50
Andreza Marques de Oliveira	9º Ano	Centro Educacional Paulista	São José dos Campos	SP	80,50
Luiza Dourado Chedid	9º Ano	Agostiniano São José	São Paulo	SP	80,50
William Liaw	9º Ano	Albert Sabin	São Paulo	SP	80,50



Ariane Mota de Souza	9º Ano	Col. Ibituruna	Governador Valadares	MG	79,93
Gabriel Ferreira Cândido	9º Ano	Master	Fortaleza	CE	79,35
Vitória Silva Araújo	8º Ano	Inst. Maria Madalena	Tutóia	MA	79,35
Bernardo Miranda Machado Coelho	9º Ano	Colegium	Belo Horizonte	MG	79,35
Lucas Rios Bicalho	9º Ano	Colegium	Belo Horizonte	MG	79,35
Carlos Eduardo Salazar Ribeiro	9º Ano	Dom Barreto	Teresina	PI	79,35
Murilo Cury Francisco	9º Ano	Lumen Objetivo	Piraju	SP	79,35
João Vitor Lopes Cunha	9º Ano	Colégio London	São José do Rio Preto	SP	79,35
Lucas Arada Alves	9º Ano	Agostiniano São José	São Paulo	SP	79,35
Victor Augusto Fonseca	8º Ano	Etapa	São Paulo	SP	79,35
Thaís Cerqueira Reis Nakamura	8º Ano	Alpha Lumen	São José dos Campos	SP	78,78
Camilla Lima de Mendonça Santos	9º Ano	Ari de Sá	Fortaleza	CE	78,20
Victória Kézia da Silva	9º Ano	Dom Bosco	Imperatriz	MA	78,20
Izabelly da Silva Lima	9º Ano	Inst. Maria Madalena	Tutóia	MA	78,20
Beatriz Cristine de Oliveira Santos	9º Ano	Col. N. Sra das Graças	Parnaíba	PI	78,20
Letícia Corrêa Consolaro	9º Ano	Objetivo	São Paulo	SP	78,20
Sophia Celine Rafael Alves Pereira	9º Ano	Vital Brazil	São Paulo	SP	78,20
Enzo Kruschewsky Filipini	9º Ano	Etapa	São Paulo	SP	78,20
Mariana Ferrari Fonseca	9º Ano	Anchieta	Salvador	BA	77,05
Giovanna Longo dos Santos Mendes	9º Ano	Ari de Sá	Fortaleza	CE	77,05
Júlia Alves de Sá	9º Ano	Teleyos	Fortaleza	CE	77,05
Pablo Rômulo Pereira Mota	9º Ano	Paraíso	Juazeiro do Norte	CE	77,05



Helena Silvestre Drumond Lage	9º Ano	Bernoulli	Belo Horizonte	MG	77,05
Lúcio Lourenço de Freitas Neto	9º Ano	Santo Agostinho	Belo Horizonte	MG	77,05
Pedro Luís Silva Giacomini	9º Ano	Nossa Sra das Graças	Patos de Minas	MG	77,05
Gabriel Araújo Gomes	9º Ano	Boa Viagem	Recife	PE	77,05
Victor Hugo Moreira e Faria	9º Ano	Mater Amabilis	Guarulhos	SP	77,05
Rodrigo da Rosa Venâncio Fernandes	9º Ano	E. E. Dep. Benedito Matarazzo	São José dos Campos	SP	77,05
Camila Ribeiro Kawase	9º Ano	Vital Brazil	São Paulo	SP	77,05
Nathally Sophia Morada	9º Ano	Educando	São Luís	MA	76,48
Thiago Oliveira Sousa	9º Ano	Farias Brito	Fortaleza	CE	75,90
Gabriely Queiroz Vieira	9º Ano	Teleyos	Fortaleza	CE	75,90
Pedro Tonini Rosenberg Schneider	9º Ano	Sagrado Coração de Maria	Vitória	ES	75,90
Mariana Ferreira Almeida	9º Ano	Educallis	São Luis	MA	75,90
Mariana Martins Fernandes Paiva	9º Ano	Dom Bosco	Imperatriz	MA	75,90
Luiz Fernando Ferreira Nasta	9º Ano	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG	75,90
Daniela Fernanda Brochero Giraldo	9º Ano	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG	75,90
João Pedro Santana Souza Oliveira	9º Ano	Santo Agostinho	Belo Horizonte	MG	75,90
Robson Santos Luz Filho	9º Ano	CEV	Teresina	PI	75,90
Pedro Kenzo Moki Mori	9º Ano	ORBE	Cruzeiro	SP	75,90
João Victor M. Julio	9º Ano	Emílio Ribas (Anglo Pinda)	Pindamonhangaba	SP	75,90
Yuri de Oliveira Murakami	9º Ano	Colégio Termomecânica	São Bernardo do Campo	SP	75,90
Marcus Vinícius Teixeira Huziwara	9º Ano	Vital Brazil	São Paulo	SP	75,90



Isabelle de Aguiar Maia	9º Ano	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG	75,33
Ygor de Santana Moura	9º Ano	Ari de Sá	Fortaleza	CE	74,75
Victor Dias Girão Rocha	9º Ano	Ari de Sá	Fortaleza	CE	74,75
Leonardo Coelho Santos	9º Ano	Col. Ibituruna	Governador Valadares	MG	74,75
Maria Luzia Sodré Lira Brandão Pereira	8º Ano	Colégio Militar	Juiz de Fora	MG	74,75
Antônio Luís Alves Azevedo	9º Ano	Sistema Elite de Ensino	Rio de Janeiro	RJ	72,45
Pedro Henrique Ximenes Rogoski	9º Ano	Centro de Ensino Classe A	Porto Velho	RO	74,75
Marcelo Montandon Magalhães	8º Ano	Etapa	São Paulo	SP	74,18
Jônatas Girão de Sousa Barbosa Oliveira	9º Ano	Colégio 7 De Setembro	Fortaleza	CE	73,60
Yago Eloy Souza Barbosa	9º Ano	Colégio da PM	Fortaleza	CE	73,60
André Arthur Paiva Asfour	9º Ano	Leonardo da Vinci	Brasília	DF	73,60
José Vitor Alves Mesquita	9º Ano	Olimpo	Brasília	DF	73,60
Paulo Izac de Carvalho Arriel	9º Ano	PREVEST	Goiânia	GO	73,60
Ana Letícia Pacheco de Sousa	9º Ano	Dom Bosco	Imperatriz	MA	73,60
Graziela Santos dos Remédios	8º Ano	Inst. Maria Madalena	Tutóia	MA	73,60
Filipe Franco Ferreira	9º Ano	Bernoulli	Belo Horizonte	MG	73,60
Miguel Ribeiro Amorim	9º Ano	Bernoulli	Belo Horizonte	MG	73,60
Lucas Henrique Silva Rabelo	9º Ano	Anglo	Itaúna	MG	73,60
Bianca Fernanda Pinto	9º Ano	Sant'ana	Itaúna	MG	73,60
Pedro Gomes Cabral	9º Ano	Colégio 17 de Agosto	Recife	PE	73,60
André Hiroshi Koga	8º Ano	Mater Amabilis	Guarulhos	SP	73,60
Letícia Miyuki Kimoto	9º Ano	Col. Integrado Objetivo	Mogi Das Cruzes	SP	73,60



Marina Sujkowski Lima	9º Ano	Colégio Termomecânica	São Bernardo do Campo	SP	73,60
João Gabriel de Oliveira Santos	8º Ano	Alpha Lumen	São José dos Campos	SP	73,60
Débora Baruque Angelini	9º Ano	Bandeirantes	São Paulo	SP	73,60
Matheus Franco Siqueira	9º Ano	Vital Brazil	São Paulo	SP	73,60
Eduardo Bardal Slikta	8º Ano	Etapa	Valinhos	SP	73,60
Amanda Onofre Neves Nóbrega	9º Ano	Antares	Fortaleza	CE	72,45
Pedro Arthur Sales Rebouças	8º Ano	Master	Fortaleza	CE	72,45
Victor Freitas de Sousa	9º Ano	Leonardo da Vinci	Brasília	DF	72,45
Heitor de Castro Ferrari	9º Ano	Educação Criativa	Ipatinga	MG	72,45
Júlio César Coêlho Caputo	9º Ano	E E Afonso Pena Júnior	São Tiago	MG	72,45
João Oscar Souza Livera	9º Ano	Internacional de Aldeia	Camaragibe	PE	72,45
Vitor Paiva Medeiros da Cunha	9º Ano	Nossa Sra Das Neves	Natal	RN	72,45
Breno Mendes Pierozzi	9º Ano	Notre Dame	Campinas	SP	72,45
Gabriela Mininel de Medeiros	8º Ano	Escola Patelli	Campo Limpo Paulista	SP	72,45
Rafael Katsuo Nakata	9º Ano	Mater Amabilis	Guarulhos	SP	72,45
Sara Pereira	9º Ano	Colégio Petrópolis	São Bernardo do Campo	SP	72,45
Julia Zucchi Natour	9º Ano	Bandeirantes	São Paulo	SP	72,45
Pedro Henrique Teixeira Tavares	9º Ano	Etapa	São Paulo	SP	72,45
Fabio Carneiro Rodrigues	8º Ano	Etapa	São Paulo	SP	72,45
Giovanna Gilioli da Costa Nunes	9º Ano	Olimpo	Palmas	TO	72,45
Victor Tadeu Boragini Cea	9º Ano	Parthenon	Guarulhos	SP	71,88
Pedro Henrique Valerio Lana	9º Ano	Contato	Maceió	AL	71,30
Márcio Levi Sales Prado	9º Ano	7 de Setembro	Fortaleza	CE	71,30



Daniel Diniz Cavalcante de Moura	9º Ano	Ari de Sá	Fortaleza	CE	71,30
Emile Castro de Azevedo	9º Ano	Farias Brito	Fortaleza	CE	71,30
Ingrid Vellasco Molina Haro Monnerat Dias	9º Ano	Col. Madre Carmen Sallés	Brasília	DF	71,30
João Pedro Couto Vieira	9º Ano	Olimpo	Brasília	DF	71,30
Laura Dilly Generoso Macedo	9º Ano	Bernoulli	Belo Horizonte	MG	71,30
Isabela Silva Cardinali Pereira	9º Ano	Bernoulli	Belo Horizonte	MG	71,30
Ana Luisa Mendes Diniz do Couto	9º Ano	Bernoulli	Belo Horizonte	MG	71,30
Mateus de Souza Gontijo	9º Ano	Sao Paulo da Cruz	Belo Horizonte	MG	71,30
Guilherme Cordeiro Novy	9º Ano	Magnum Cidade Nova	Belo Horizonte	MG	71,30
Mariana Godinho Almeida	9º Ano	Educação Criativa	Ipatinga	MG	71,30
João Otávio Rodrigues Martins	9º Ano	Sete de Setembro COC	Poços de Caldas	MG	71,30
Dafne Sofia Damasceno Ferreira	9º Ano	Santa Emília	Olinda	PE	71,30
João Gabriel Lopes da Paz	9º Ano	Col. Sag. Coração de Jesus	Teresina	PI	71,30
Daniel Cristiano Almeida Kerber	9º Ano	Bom Jesus Coração de Jesus	Florianópolis	SC	71,30
Matheus Camata Krabbe	9º Ano	Augusto Ruschi	Guarulhos	SP	71,30
Jean Lucas Ferreira Brandt Silva	9º Ano	Inst. Parque Ecológico	Indaiatuba	SP	71,30
Rafael José Silva Coelho	9º Ano	EMEF 28 de Julho	São Caetano do Sul	SP	71,30
Guilherme Silva Pontes	9º Ano	Bandeirantes	São Paulo	SP	71,30
Jackson Santana	9º Ano	Franciscano Nsa Sra Aparecida	São Paulo	SP	71,30



Laura Naiade O. Miguel	9º Ano	Colégio J. R. Passalacqua	São Paulo	SP	71,30
Alexandre Jun Tamai	8º Ano	Etapa	São Paulo	SP	71,30
Iara Caroline Assunção Dorigon	9º Ano	Olimpo	Palmas	TO	71,30
Ana Carolina Quintela Alves	9º Ano	Farias Brito	Fortaleza	CE	70,15
Nícolas Varela Auler	9º Ano	Olimpo	Brasília	DF	70,15
Luiza Rego de Freitas Mendonça	9º Ano	Primeiro Mundo	Vitória	ES	70,15
Danielle Moreira F. Teixeira	9º Ano	Bernoulli	Belo Horizonte	MG	70,15
Pedro Simões Martins da Costa	9º Ano	Santo Tomás de Aquino	Belo Horizonte	MG	70,15
Lucas Vinícius de Alencar Marques	9º Ano	Motiva	João Pessoa	PB	72,45
Gabriela Yanaze Takamatsu	9º Ano	Col. Bom Jesus	Curitiba	PR	70,15
Jeickson Eduardo Marcelino de Souza Filho	9º Ano	Mater Christi	Mossoró	RN	70,15
Lorenzo Santana Maciel	9º Ano	Colegio Dom Feliciano	Gravataí	RS	70,15
Pedro Henrique Machado Zanineli	9º Ano	Notre Dame	Campinas	SP	70,15
Giovanna Garcia Gardini	9º Ano	EMEF "Profª Ana Maria Segura"	Cosmorama	SP	70,15
Gabriel Gaiardoni	9º Ano	Colégio Termomecânica	São Bernardo do Campo	SP	70,15
Pedro da Costa Lima	8º Ano	Alpha Lumen	São José dos Campos	SP	70,15
Vitória Murakami Olyntho	9º Ano	Bandeirantes	São Paulo	SP	70,15
Antonio Barsch Gimenez	9º Ano	Objetivo	São Paulo	SP	70,15
Cauã Rocha Olsen	9º Ano	Olimpo	Palmas	TO	70,15



IX Olimpíada Brasileira de Química Júnior

Destaques de estudantes de 8º ano do ensino fundamental

Alunos de 8º ano que participaram da **IX 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 **IX Olimpíada Brasileira de Química Júnior**

Nome do aluno	ANO	Escola do Aluno	Cidade da Escola	UF
Rodrigo Humberto Vilar Pontes Filho	8º	Col. Integrado Objetivo	Mogi Das Cruzes	SP
Mattias Anders Silva Larsson	8º	Etapa	Valinhos	SP
Gustavo Neves da Cruz	8º	Magnum Cidade Nova	Belo Horizonte	MG
Luiz Henrique Yuji Delgado Oda	8º	Etapa	São Paulo	SP
Daniel Yamamoto Damico	8º	Etapa	Valinhos	SP
Vinícius Benevides da Silva	8º	Colégio Termomecânica	São Bernardo do Campo	SP
José Ossian Leite Campos Neto	8º	Farias Brito	Fortaleza	CE
Vitória Silva Araújo	8º	Inst. Maria Madalena	Tutóia	MA
Victor Augusto Fonseca	8º	Etapa	São Paulo	SP
Tháís Cerqueira Reis Nakamura	8º	Alpha Lumen	São José dos Campos	SP
Luiz Fernando Ferreira Nasta	8º	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG
Maria Luzia Sodrê Lira Brandão Pereira	8º	Colégio Militar	Juiz de Fora	MG
Marcelo Montandon Magalhães	8º	Etapa	São Paulo	SP
Graziela Santos dos Remédios	8º	Inst. Maria Madalena	Tutóia	MA
João Gabriel de Oliveira Santos	8º	Alpha Lumen	São José dos Campos	SP
Eduardo Bardal Slikta	8º	Etapa	Valinhos	SP
Pedro Arthur Sales Rebouças	8º	Master	Fortaleza	CE
Gabriela Mininel de Medeiros	8º	Escola Patelli	Campo Limpo Paulista	SP
Fabio Carneiro Rodrigues	8º	Etapa	São Paulo	SP
Rafael José Silva Coelho	8º	EMEF 28 de Julho	São Caetano do Sul	SP
Guilherme Silva Pontes	8º	Bandeirantes	São Paulo	SP
Alexandre Jun Tamai	8º	Etapa	São Paulo	SP
Pedro da Costa Lima	8º	Alpha Lumen	São José dos Campos	SP

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



IX Olimpíada Brasileira de Química Júnior

Destaques das Escolas Públicas

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

Homenagem especial aos alunos de escolas públicas que participaram da Olimpíada Brasileira de Química Júnior e alcançaram elevado desempenho. 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	ANO	Escola do Aluno	Cidade da Escola	UF
Ana Gabriela de Albuquerque Castro	9º	Col. Madre Carmen Sallés	Brasília	DF
Lúcio Cauper Freitas de França	9º	Inst. Maria Madalena	Tutóia	MA
Emily Liene Belotti	9º	EMEF Prof. José Negri	Sertãozinho	SP
Luiz Fernando Ferreira Nasta	9º	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG
Daniela Fernanda Brochero Giraldo	9º	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG
Isabelle de Aguiar Maia	9º	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG
Yago Eloy Souza Barbosa	9º	Colégio da PM	Fortaleza	CE
Júlio César Coêlho Caputo	9º	E. E. Afonso Pena Júnior	São Tiago	MG
Rafael José Silva Coelho	9º	EMEF 28 de Julho	São Caetano do Sul	SP
Giovanna Garcia Gardini	9º	EMEF Profª Ana Maria Segura	Cosmorama	SP
João Vitor de Souza Bosquini Silva	9º	E.E. Cel. Camilo Soares	Ubá	MG
Maria Eduarda Gercina da Silva	9º	E. M. João de Amorim Barros	Quipapá	PE
Filipe Gomes de Mélo	9º	Col. Aplicação da UFPE	Recife	PE
Maria Eduarda Gianezi	9º	EMEF Profª Ana Maria Segura	Cosmorama	SP
Diego Nunes Bacani	9º	EMEF Profª Ana Maria Segura	Cosmorama	SP
Ken David de Oliveira Santos	9º	E. M. Mario Faustino	Teresina	PI
Murielly Pereira Fernandes	9º	EMEF Profª Ana Maria Segura	Cosmorama	SP
Camila Ferreira de Souza	9º	EMEF Profª Ana Maria Segura	Cosmorama	SP
Ramires dos Santos Silva	9º	E. M. João de Amorim Barros	Quipapá	PE
João Henrique Oliveira Fontes	9º	Colégio Militar	Rio de Janeiro	RJ
Letícia Chapeta Vitor de Souza	9º	Colégio Militar	Rio de Janeiro	RJ
Rodrigo Kiyoshi Sauter Cardoso	9º	Colégio Militar	Campo Grande	MS
Gustavo Tadeu de Sousa Resende	9º	E..E..Afonso Pena Júnior	São Tiago	MG
Nayze Firmino Cavalcante	9º	E. M. Mons. Mateus Rufino	Teresina	PI
João Pedro Dogani Serrato	9º	EMEF Profª Ana Maria Segura	Cosmorama	SP
Leonardo Levy da Silva França	9º	E.E. Luiza Távora	Fortaleza	CE
Tiago Ageu Sousa Resende	9º	E.E. Afonso Pena Júnior	São Tiago	MG
Jardison Rocha Silva	9º	E. M. Mons. Mateus Rufino	Teresina	PI
Gustavo Ferreira da Silva	9º	EMEF Ângelo Raphael Pellegrino	São Caetano do Sul	SP
Guilherme Teixeira Carvalho Almeida	9º	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG
Larissa Varella Silva	8º	Colégio Militar	Juiz de Fora	MG
Ayuri Machado Guizilini	9º	Colégio Militar	Juiz de Fora	MG
Klewerton Kayan Rodrigues da Silva	9º	E. M. João de Amorim Barros	Quipapá	PE
Maria Aparecida Campos Luciano	9º	EMEF Profª Ana Maria Segura	Cosmorama	SP
Marco Aurélio Dias Torres Machado	9º	E.E. João Paulo li	Mauá	SP



IX OBQ Júnior

Destaques

Livia Beatriz Schiavinato	9°	EMEF Prof José Negri	Sertãozinho	SP
Beatriz Grubisici Santanna	9°	EMEF Ângelo Raphael Pellegrino	São Caetano do Sul	SP
Mathias Grossi Alvares Neto	9°	Colégio Militar da Policia Militar	Manaus	AM
Caroline Araújo Corni	9°	Colégio Militar	Brasília	DF
Livia Tonoli Ribeti	9°	EEEFM Gisela S Fayet	Domingos Martins	ES
Adrielly Kíria dos Santos Silva Gomes	9°	E. M. João de Amorim Barros	Quipapá	PE
Samuel William Silva Almeida	8°	E. M. Antilhom Ribeiro Soares	Teresina	PI
Ana Julia Goulart Librelato	9°	E.E.B. Profª Maria da Gloria Silva	Içara	SC
Luís Carlos Ho dos Santos	8°	Colégio Militar	Brasília	DF
Rodrigo Haikal Lacerda	9°	E.E. Cel. Camilo Soares	Ubá	MG
Maria Rita Birda Almeida	9°	E. M. Vater Alencar	Teresina	PI
Mirian Livia Cardoso da Cunha	9°	Esc. Mun. Joca Vieira	Teresina	PI
Gabriel Macedo Rodrigues	9°	E. E. Dep. Benedito Matarazzo	São José dos Campos	SP
Luiz Gabrel de Pinho Cunha	9°	Colégio Militar de Salvador	Salvador	BA
Paula Cenizio Araújo Couto	9°	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG
Sarah Nogueira Lima	9°	E.E. Cel. Camilo Soares	Ubá	MG
Taynara Letícia Braga Silva	9°	E. M. Mons. Mateus Rufino	Teresina	PI
João Vitor da Costa Garcia	9°	EMEF Profª Ana Maria Segura	Cosmorama	SP
Heloísa Jardim Chiarelli	9°	EMEF Profª. Arlinda R. Negri	Dumont	SP
Vinicius Lemes Barbosa	9°	EMEF Leandro Klein	São Caetano do Sul	SP
Ana Laura Almeida Resende	9°	Colégio Militar	Juiz de Fora	MG
Maria Eduarda Vieira Porcinio Prata	9°	Col. Tiradentes da PM	Uberaba	MG
Renato Hideki Shinozaki Mendes	9°	Colégio Militar	Recife	PE
Karine Barbosa Ferreira	9°	Colégio Militar	Rio de Janeiro	RJ
Luana Taís Thomas	9°	EMEF São José	Bom Princípio	RS
João Ricardo Correia Rios	8°	Colégio Militar	Porto Alegre	RS
Pedro Henrique da Silva Rodrigues	9°	EMEF Profª Ana Maria Segura	Cosmorama	SP
Pedro Henrique Alves Silva dos Santos	9°	Colégio Militar de Salvador	Salvador	BA
Andrew Luna Rodrigues	9°	EE. Luiza Távora	Fortaleza	CE
João Vitor Aredes Martins Paulo	9°	Colégio Militar	Belo Horizonte	MG
Rafaela de Souza Lente Menezes	9°	EMEF Profª Ana Maria Segura	Cosmorama	SP
Lorena dos Santos Pagnano	9°	EMEF Prof José Negri	Sertãozinho	SP
Paulo Fernando Costa Teles	9°	EEEFM Monteiro Lobato	São Felipe D'oeste	RO
Giovana Araújo de Carvalho	9°	Colégio Militar	Fortaleza	CE
Ana Maria Silva Pimenta	9°	Col. de Aplicação da FUOM	Formiga	MG
Andréia Ribeiro do Nascimento	9°	E. M. Francisco Prado	Teresina	PI
Guilherme D'antônio	9°	EMEF Prof José Negri	Sertãozinho	SP
Júlia Andrade da Conceição	9°	Cleonice Freire de Queiroz	Pereiro	CE
Laura Maria Gonçalves de Ceia	9°	E.M. João Paulo I	Teresina	PI
Gabriel Gleke da Silva	9°	Esc. Téc. Mun. Nsa Sra da Paz	Teresina	PI
Rodrigo Yuske Yamauchi	9°	Colégio Militar	Curitiba	PR
Eyshila Rodrigues Nascimento Zampilis	9°	Colégio Brigadeiro Newton Braga	Rio de Janeiro	RJ
Fábio da Silva Rodrigues	9°	EMEF 28 de Julho	São Caetano do Sul	SP
Joseph Inácio Vieira Oliveira Gomes	9°	Colégio Militar de Salvador	Salvador	BA
Yasmin Lima Nogueira	9°	Colégio Militar	Juiz de Fora	MG
Julio Cezar Xavier Zago	9°	C. E. José Luiz Gori	Mandaguari	PR
Pedro Henrique Araujo Villena	9°	EMEF Prof José Negri	Sertãozinho	SP
Cláudio Derick Feijó Lima	9°	Colégio Cônego Francisco Pereira	Fortaleza	CE
Vinicius Caputo de Castro	9°	E. E Afonso Pena Júnior	São Tiago	MG
Carlos Henrique Costa Alves	9°	Esc. Téc. Mun. Nsa Sra da Paz	Teresina	PI
Guilherme Machado Alves	9°	EEFM Santa Monica	Pelotas	RS
Anna Beatriz Maia Ferreira	9°	E.E. João Paulo li	Mauá	SP



Olimpíada Brasileira de Química – Modalidade A

26/08/2016 Duração da prova: 4 horas

CIÊNCIA ALIMENTANDO O BRASIL

“**Ciência alimentando o Brasil**” é o tema da **13ª Semana Nacional de Ciência e Tecnologia - SNCT 2016** e tem por objetivo discutir a importância da qualidade dos alimentos para a população, com o desenvolvimento de pesquisa e novas tecnologias sobre a segurança alimentar.

O controle de qualidade dos alimentos se refere a toda e qualquer ação que visa melhorar as boas práticas nos procedimentos de higiene e manipulação dos alimentos, seguindo os padrões sanitários da legislação vigente, a fim de mantê-los livres de qualquer contaminação e minimizando os riscos à saúde da população.

O consumidor deve ficar atento à origem dos alimentos que consome, assim como às técnicas empregadas na sua produção. Dessa forma, é indispensável promover o consumo de alimentos oriundos da agricultura familiar, visando a preservação e valorização dos alimentos típicos encontrados nos territórios rurais.

A produção de alimentos sustentáveis leva em conta fatores como a manutenção da biodiversidade, o equilíbrio do fluxo de nutrientes, a conservação da superfície do solo e a utilização eficiente da água. Além disso, inclui os fatores sociais, como a geração de trabalho e renda, a promoção de educação, do aperfeiçoamento técnico e da qualidade de vida.

Assim, o desafio atual é socializar o conhecimento da ciência Química e promover o aperfeiçoamento das pesquisas, de forma a assegurar a qualidade dos produtos alimentícios, bem como contribuir para a permanente melhoria da vida em sociedade.

A Comissão

**A****QUESTÕES
MÚLTIPLA ESCOLHA****Questão 1**

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

Dados: $\ln 2 = 0,693$

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

Questão 2

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

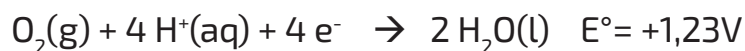
Dados: $\log 3 = 0,5$ $100,5 = 3,16$

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



Questão 3

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



Dados: Constante de Avogadro = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Carga elementar $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$

Constante de Faraday = $9,65 \times 10^4 \text{ C}$

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

Questão 4

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

Dados: $K_w = 1 \times 10^{-14}$ a 25°C

$$\log 1,1 = 0,04$$

- a) 7,04 b) 5,96 c) 6,00 d) 7,02 e) 8,04

**Questão 5**

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

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

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

Densidade (CCl_4) = $1,59\text{ kg/L}$ a 20° C

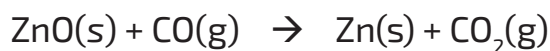
$K_c = 29,8\text{ K.kg.mol}^{-1}$

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

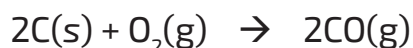
- a) 200 g/mol b) 250 g/mol c) 90 g/mol d) 100 g/mol e) 80 g/mol

Questão 6

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



O monóxido de carbono é obtido a partir de carbono.



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

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



O texto e a tabela abaixo serão utilizados nas resoluções das questões 7 e 8.

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

Tabela 1: Entalpia de combustão padrão para alguns combustíveis.

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

Fonte: http://www.usp.br/qambiental/combustao_energia.html

Questão 7

Assinale a alternativa que representa a proposição verdadeira.

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



- e) A queima do gás hidrogênio produz gás carbônico e água, uma vez que a queima de qualquer combustível tem como produtos gás carbônico e água.

Questão 8

Considere as proposições:

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

Assinale a alternativa que indica as proposições corretas:

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

Questão 9

Um estudante formulou as proposições abaixo:

- I - No estado sólido, as ligações de hidrogênio presentes na água sofrem um rearranjo, resultando em efeitos estruturais que conferem menor densidade ao estado sólido do que ao líquido.
- II - Quanto maior for a eletronegatividade do átomo ligado ao hidrogênio na molécula, maior será a densidade de carga negativa no hidrogênio e, portanto, mais fraca será a interação com a extremidade positiva de outras moléculas.



- III - As temperaturas de ebulição do tetraclorometano (CCl_4) e metano (CH_4) são iguais a $+ 77^\circ\text{C}$ e $- 164^\circ\text{C}$, respectivamente; logo, a energia necessária para quebrar as ligações C – Cl é maior que aquela necessária para quebrar as ligações C – H.
- IV - Pesquisando os dados referentes à temperatura de ebulição e à massa molar de algumas substâncias, o estudante construiu a seguinte tabela:

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

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

Assinale a alternativa que indica as proposições corretas:

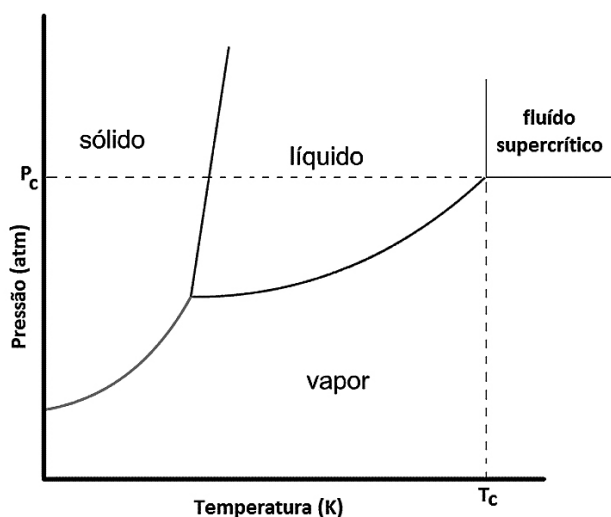
- a) I e IV
b) I, II e III
c) II, III e IV
d) I, II, III e IV
e) I, II e IV

Questão 10

Quando uma substância no estado líquido é confinada em um recipiente, o gás e o líquido atingem o equilíbrio entre si. Sob condições específicas de pressão e temperatura (função da espécie química sob análise), as propriedades físico-químicas de ambas fases convergem para um mesmo ponto até ficarem idênticas. Este ponto é denominado de ponto crítico onde se encerra a interface gás/líquido. Assim, se encontra uma única fase de fluido supercrítico para toda substância que se encontra em condições de pressão e tem-



peratura superiores aos seus parâmetros críticos (temperatura crítica, T_c e pressão crítica, p_c). Essa região é melhor visualizada no diagrama de fases mostrada na figura a abaixo (Adaptado de CARRILHO *et al.*, Química Nova. v. 24, nº 4, 2001).



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

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



A

QUESTÕES ANALÍTICO-EXPOSITIVAS

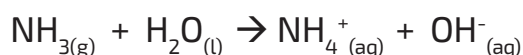
Questão 11

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

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

**Questão 12**

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



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

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

Dados: $\log 2 = 0,3$; $\log 3 = 0,5$; $\log 5 = 0,7$

$$K_b = 2,00 \times 10^{-5}$$



Questão 13

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

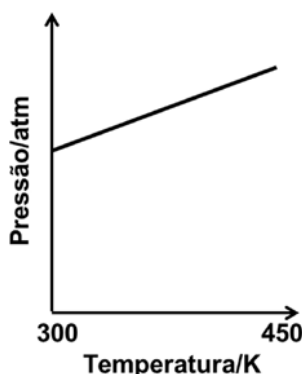
Experimento	Sistema/Solução	Observação
1	$\text{NaNO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	Formação de uma solução levemente básica.
2	$\text{K}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	Formação de uma solução básica e liberação de um gás.
3	$\text{NaH}_2\text{PO}_4(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	Formação de uma solução ácida.
4	$\text{HCOOH}(\text{aq})$	pH = 2,40
5	$\text{HCOOH}(\text{aq})$	pH = 4,50

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

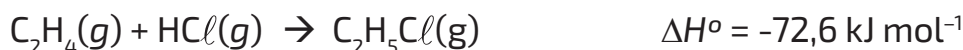


Questão 14

Uma amostra de $C_2H_4(g)$ foi colocada em um recipiente rígido de 2,0 L previamente evacuado e aquecido de 300 K a 450 K. A pressão da amostra é medida e representada no gráfico abaixo:

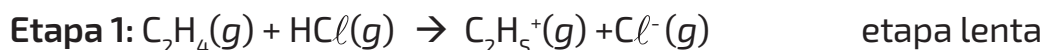


- a) Descreva DUAS razões pelas quais as alterações de pressão e temperatura do $C_2H_5Cl(g)$ aumentam. Suas descrições devem estar em termos do que ocorre em nível molecular.
- b) $C_2H_4(g)$ reage prontamente com $HCl(g)$ para produzir $C_2H_5Cl(g)$, conforme representado pela seguinte equação.



Quando $HCl(g)$ é injetado para dentro do recipiente de $C_2H_4(g)$ a 450 K, aumenta a pressão total. Então, na medida em que a reação prossegue a 450 K, diminui a pressão total. Explique esta diminuição da pressão total em termos do que ocorre em nível molecular.

- c) Propõe-se que a formação de $C_2H_5Cl(g)$ se dar via mecanismo de reação em duas etapas seguintes.



Escreva a lei de velocidade para a reação que é consistente com o mecanismo de reação acima. Justifique a sua resposta.

- d) Identifique um dos intermediários no mecanismo de reação acima.
- e) Utilizando os eixos fornecidos na figura abaixo, trace uma curva que mostra as mudanças de energia que ocorrem durante o progresso da reação. A curva deve ilustrar o mecanismo em duas etapas proposta e o compor-



tamento da variação de entalpia da reação. Indique claramente o que significa cada eixo, a energia de ativação (E_a) para a etapa determinante da velocidade na reação e os reagentes e produtos na equação global.



Questão 15

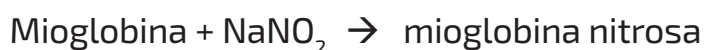
Atualmente, muitos suplementos alimentares contêm substâncias que beneficiam naturalmente a produção do óxido nítrico no organismo. Como fármaco, a produção de óxido nítrico se inicia com a reação entre dióxido de enxofre, ácido nítrico e água, originando, além desse gás, o ácido sulfúrico. Como produto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

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

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

**Questão 16**

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



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

A legislação prevê uma concentração máxima permitida de 0,015 g de NaNO_2 , por 100 g do alimento, uma vez que nitritos são considerados mutagênicos, pois no organismo humano reagem com bases nitrogenadas, formando nitrosaminas, que são carcinogênicas. Sendo a mioglobina uma proteína, ela possui átomos de carbono, entre outros. Entre esses átomos de carbono, uma pequena parte corresponde ao carbono-14, radioativo e emissor de partículas Beta (β).

- Quando um desses núclídeos emite radiação, a estrutura molecular da proteína sofre uma pequena mudança, devida à transmutação de um átomo do elemento carbono em um átomo de outro elemento. Descreva a equação nuclear correspondente:
- Átomos de carbono-14 podem ser obtidos pelo bombardeamento de átomos de nitrogênio da atmosfera por raios cósmicos de alta energia (isto é, prótons, fótons, núcleos pesados, etc). Os raios cósmicos interagem com núcleos presentes na atmosfera, gerando partículas de energia mais baixa, como os nêutrons. Esses são absorvidos por átomos de nitrogênio-14 e transformam-se em carbono-14. Equacione esse processo nuclear:
- O tempo de meia-vida do carbono-14 é de 5730 anos. A abundância do carbono-14 em um organismo vivo é de cerca de 10 ppb (partes por bilhão). Assim, a descoberta de um alimento fossilizado que contenha cerca de 1,25 ppb de carbono 14 pode ter a sua 'idade' estimada em quantos anos? Justifique:
- Considerando a meia-vida do item anterior, determine a vida média e a constante cinética do carbono-14: ($\ln 2 = 0,693$)
- A matéria orgânica viva possui uma relação carbono-14/carbono-12 cons-



tante. Se o organismo morre, a razão é alterada com o tempo, de forma exponencial. Em um acidente ecológico, ocorreu uma mortandade de animais, devido a um possível vazamento de produtos químicos orgânicos de uma fábrica próxima àquele meio ambiente. Como é possível, através das análises pertinentes da relação carbono-14/carbono-12, que a mortandade não ocorrera de causas naturais, mas deveu-se a produtos químicos daquela fábrica?

*“Admita seus erros e enganos,
mas não os lamente; corrija-os
e e continue andando para frente.”*

Rui Barbosa

**B****QUESTÕES
MÚLTIPLA ESCOLHA****Questão 1**

Um estudante formulou as proposições abaixo:

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

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

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

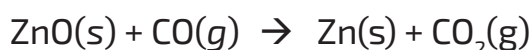
Assinale a alternativa que indica as proposições corretas:

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

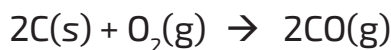


Questão 2

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



O monóxido de carbono é obtido a partir de carbono.



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

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

Questão 3

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

Dados: $T_f = 250 \text{ K}$
 $T_e = 349,5 \text{ K}$
Densidade (CCl_4) = 1,59 kg/L a 20°C
 $K_c = 29,8 \text{ K.kg.mol}^{-1}$
 $K_e = 5,00 \text{ K.kg.mol}^{-1}$

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

**Questão 4**

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

Dados: $\log 3 = 0,5$ $10^{0,5} = 3,16$

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

Questão 5

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

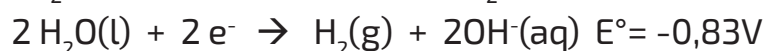
Dados: $K_w = 1 \times 10^{-14}$ a 25°C

$\log 1,1 = 0,04$

- a) 7,04 b) 5,96 c) 6,00 d) 7,02 e) 8,04

Questão 6

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





Dados: Constante de Avogadro = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Carga elementar $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$

Constante de Faraday = $9,65 \times 10^4 \text{ C}$

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

Questão 7

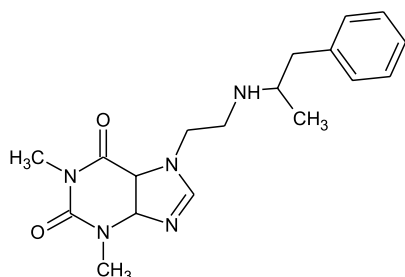
A ingestão de alimentos gordurosos pode causar uma elevação no índice de colesterol no indivíduo e, como consequência, geram-se obstruções nas artérias. Um dos exames mais utilizados para verificar tais obstruções é a cintilografia do miocárdio. Para realizá-lo, o paciente recebe uma dose de contraste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

Dados: $\ln 2 = 0,693$

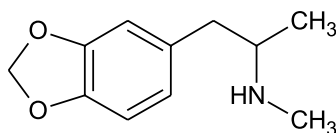
- a) 14 horas da quarta-feira b) 08 horas da manhã da quarta-feira
c) 14 horas da quinta-feira d) 12 horas da quarta-feira
e) 20 horas da quarta-feira

Questão 8

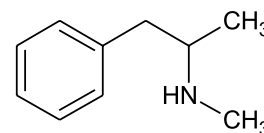
Na nossa alimentação utilizamos alcalóides, substâncias que atuam sobre o sistema nervoso central, como a cafeína, teobromina, teofilina etc. Vários alcalóides aumentam a concentração mental, o vigor físico, a resistência à fadiga, o sentimento de onipotência, a determinação e iniciativa, além de inibir a autocensura. Atualmente são conhecidas muitas substâncias sintéticas que potencializam esses efeitos, por serem drogas psicotrópicas, causando dependência física e química. Por exemplo, os terroristas do Estado Islâmico, costumam usar o captagon, substância formada pela ligação de uma anfetamina com a teofilina. Pertence à mesma família do ecstasy e da metanfetamina. Dadas as fórmulas estruturais abaixo marque a alternativa CORRETA.



(captagon ou
antaraminoetilenofilina)



(MDMA ou ecstasy)



(desoxiefedrina ou
mentanfetamina)

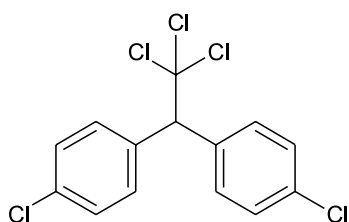
- a) O grupo funcional amina, presente nestas moléculas, é responsável pelos efeitos sobre o sistema nervoso central.
- b) Em cada uma das moléculas há um carbono assimétrico ou centro de quiralidade. Portanto, cada uma dessas substâncias apresenta as configurações *Z* e *E*.
- c) No captagon, além da amina, há uma função cetona.
- d) Nas três substâncias há um anel aromático, responsável pelos efeitos sobre o sistema nervoso central.
- e) Essas três substâncias são solúveis em água, pois apresentam um hidrogênio ligado a átomo eletronegativo, capaz de formar ligações hidrogênio.

Questão 9

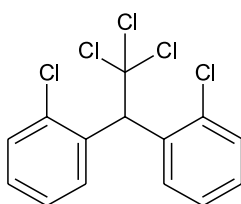
O DDT foi um dos primeiros pesticidas modernos, tendo sido utilizado com sucesso em lavouras e no combate aos mosquitos vetores da malária e do tifo, o que rendeu o prêmio Nobel ao químico suíço Paul Müller. Seu uso intenso após a Segunda Guerra Mundial permitiu a erradicação da dengue no Brasil na década de 1950, porém, estudos realizados na década seguinte indicaram que o DDT poderia gerar impactos ambientais significativos, além de apresentar propriedades carcinogênicas. Estruturalmente, o DDT apresenta fórmula molecular $C_{14}H_9Cl_5$, com um carbono terciário ligado a dois anéis aromáticos, cada um contendo um átomo de cloro na posição para. Ligado ao carbono terciário também se encontra um carbono totalmente saturado com átomos de cloro. A estrutura que representa corretamente o DDT é:



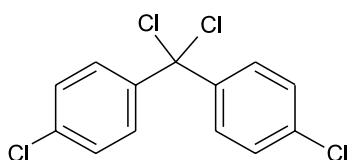
a)



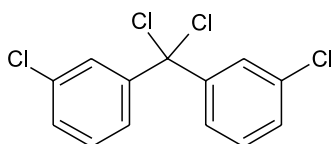
b)



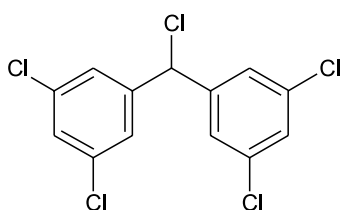
c)



d)

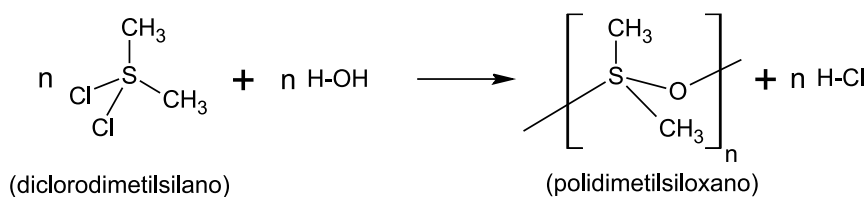


e)

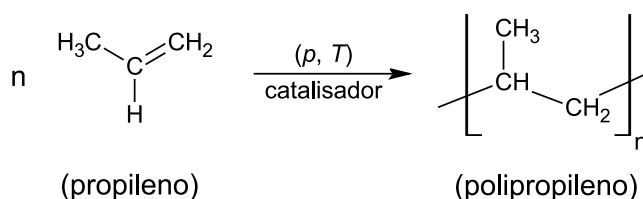


Questão 10

O aumento da produção de alimentos e de muitos outros produtos exige, cada vez mais, técnicas modernas para seu transporte e conservação. Assim, muitas pesquisas são realizadas para a descoberta de novos materiais, incluindo a produção de polímeros. Por exemplo, o poldimetilsiloxano (PDMS) pode expandir 30 vezes seu volume, quando em pressão reduzida. Essa propriedade pode ser aplicada, por exemplo, para vedar furos em tanques de combustível de aviões e, assim, evitar acidentes. O PDMS pode ser produzido pela reação:



Outro polímero muito utilizado como plástico de proteção e conservação de alimentos em supermercados é o polipropileno, obtido pela reação:



Comparando esses dois polímeros, marque a alternativa incorreta:

- a) Tanto polipropileno como PDMS são copolímeros.
- b) PDMS é um polímero de condensação.
- c) Polipropileno é um polímero de adição.
- d) PDMS é um copolímero.
- e) Polipropileno é um homopolímero.

*“Sem Deus,
o universo não é explicável
satisfatoriamente”.*

Albert Einstein



B

QUESTÕES ANALÍTICO-EXPOSITIVAS

Questão 11

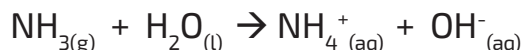
A fonte de oxigênio que aciona o motor de combustão interna de um automóvel é o ar. O ar é uma mistura de gases, principalmente, N_2 (~79 %) e O_2 (~21 %). No cilindro de um motor de automóvel, o nitrogênio pode reagir com o oxigênio para produzir o gás de óxido nítrico, NO. Como o NO é emitido a partir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

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



Questão 12

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



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

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

Dados: $\log 2 = 0,3$; $\log 3 = 0,5$; $\log 5 = 0,7$

$$K_b = 2,00 \times 10^{-5}$$

“O preço a pagar pela tua não participação na política é seres governado por quem é inferior”.

Platão (c. 428-347 A.C.)



Questão 13

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

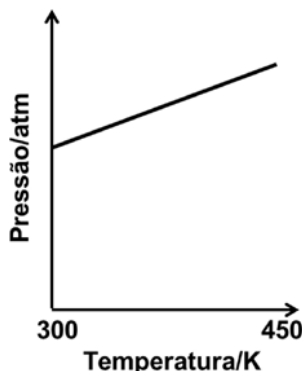
Experimento	Sistema/Solução	Observação
1	$\text{NaNO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	Formação de uma solução levemente básica.
2	$\text{K}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	Formação de uma solução básica e liberação de um gás.
3	$\text{NaH}_2\text{PO}_4(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	Formação de uma solução ácida.
4	$\text{HCOOH}(\text{aq})$	pH = 2,40
5	$\text{HCOOH}(\text{aq})$	pH = 4,50

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

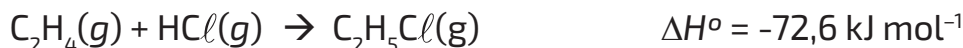


Questão 14

Uma amostra de $C_2H_4(g)$ foi colocada em um recipiente rígido de 2,0 L previamente evacuado e aquecido de 300 K a 450 K. A pressão da amostra é medida e representada no gráfico abaixo:

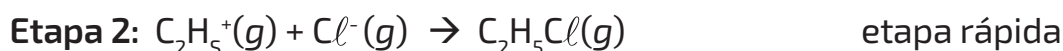
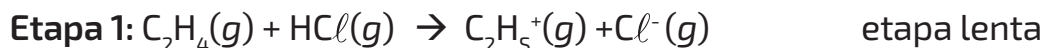


- a) Descreva DUAS razões pelas quais as alterações de pressão e temperatura do $C_2H_5Cl(g)$ aumentam. Suas descrições devem estar em termos do que ocorre em nível molecular.
- b) $C_2H_4(g)$ reage prontamente com $HCl(g)$ para produzir $C_2H_5Cl(g)$, conforme representado pela seguinte equação.



Quando $HCl(g)$ é injetado para dentro do recipiente de $C_2H_4(g)$ a 450 K, aumenta a pressão total. Então, na medida em que a reação prossegue a 450 K, diminui a pressão total. Explique esta diminuição da pressão total em termos do que ocorre em nível molecular.

- c) Propõe-se que a formação de $C_2H_5Cl(g)$ se dar via mecanismo de reação em duas etapas seguintes.



Escreva a lei de velocidade para a reação que é consistente com o mecanismo de reação acima. Justifique a sua resposta.

- d) Identifique um dos intermediários no mecanismo de reação acima.
- e) Utilizando os eixos fornecidos na figura abaixo, trace uma curva que mostra as mudanças de energia que ocorrem durante o progresso da reação. A curva deve ilustrar o mecanismo em duas etapas proposta e o compor-



tamento da variação de entalpia da reação. Indique claramente o que significa cada eixo, a energia de ativação (E_a) para a etapa determinante da velocidade na reação e os reagentes e produtos na equação global.



Questão 15

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

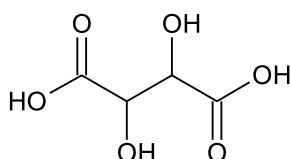
- Escreva a equação química da reação de produção do NO.
- Qual é a massa aproximada de NO contida no cilindro à qual se refere o enunciado da questão?
- Determine a densidade do óxido nítrico em relação ao ar e ao dióxido de enxofre.
- A densidade de um gás X, em relação ao dióxido de enxofre, é 2.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

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

**Questão 16**

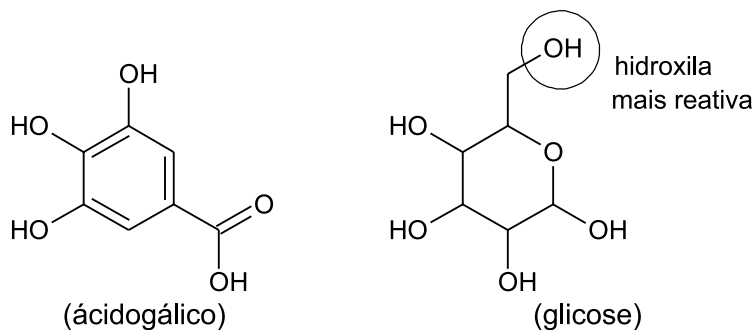
O vinho é uma bebida alcoólica milenar produzido a partir da fermentação do suco de uva. Mas, por trás da sua fabricação e degustação estão presentes diversas substâncias e fenômenos químicos.

- a) Um dos principais constituintes do vinho é o ácido tartárico, fórmula estrutural abaixo.

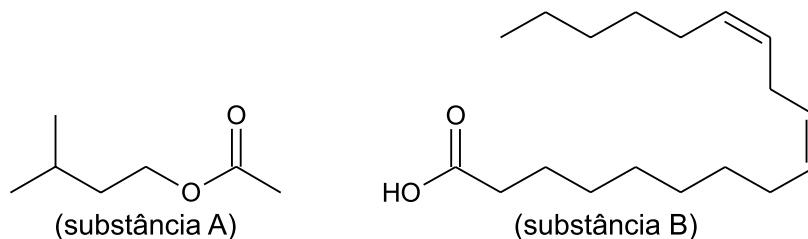


Quantos estereoisômeros são possíveis para o ácido tartárico? Desenhe a estrutura química de cada um deles, evidenciando claramente a configuração de cada estereoisômero.

- b) Os vinhos tintos são ricos em substâncias polifenólicas chamadas de taninos, formadas, na maior parte dos casos, a partir da reação entre o grupo hidroxila de um açúcar e o grupo carboxílico do ácido gálico. Forneça a estrutura química do derivado tanino formado pelo ácido gálico e a hidroxila circulada na glicose.



- c) Diversas substâncias são responsáveis pelo aroma de um vinho; dentre elas, destacam-se as substâncias **A** e **B**, fórmulas estruturais abaixo:



Forneça o nome sistemático, de acordo com as regras da IUPAC, para ambas as moléculas.



- d) O sorbato de potássio ($\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{COO}-\text{K}^+$) é um aditivo utilizado como conservante em vinhos adocicados, pois previne a contínua fermentação dos açúcares, em álcool, pelos microrganismos. No entanto, quem de fato realiza a inibição da ação dos microrganismos no vinho é o seu ácido conjugado, o ácido sórbico ($\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$), que tem $pK_a = 4,7$. Para o melhor proveito desta técnica, o vinho deverá apresentar valor de pH igual a 3,5 ou 5,5? Justifique sua resposta.

“O relógio da vida recebe corda apenas uma vez e nenhum homem tem o poder de decidir quando os ponteiros irão parar, se mais cedo ou mais tarde. Agora é o único tempo que você possui. Viva, ame e trabalhe com vontade. Não ponha nenhuma esperança no tempo, pois o relógio pode parar a qualquer momento”.

Desconhecido

**A****MELHORES
RESPOSTAS****Questão 11**

Resolução desenvolvida por **Gabriel Arthur Teixeira Rodrigues**, Farias Brito – Fortaleza (CE)

- a) 1 - NO (5A/6A) $> 5 + 6 = 11 = 5$ pares + 1e
 2 - NO₂ (5^a/6^a) $> 5 + 6 \times 2 = 17 = 8$ pares + 1e

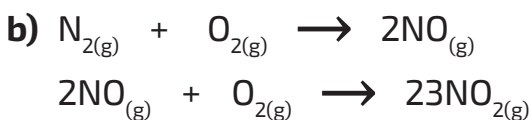


Geometria: 1 – Linear, pois só apresenta 2 átomos

2 – Angular, pois apresenta 3 átomos e possui 1 elétron desemparelhado

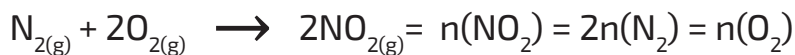
Hibridização: 1 – sp₂, pois apresenta 3 nuvens eletrônicas

2 – sp₂, pois apresenta 3 nuvens eletrônicas



- c) 22 milhões de toneladas de NO₂ = 22·10¹²g

$$n(\text{NO}_2) = 22 \cdot 10^{12} / 46 = 4,78 \cdot 10^{11} \text{ mol}$$



$$n(\text{N}_2) = \frac{4,78 \cdot 10^{11}}{2} = m(\text{N}_2) \frac{4,78 \cdot 10^{11}}{2} \cdot 28 = 6,7 \cdot 10^{12}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{9,56 \cdot 10^{11}}{2} = m(\text{O}_2) \frac{9,56 \cdot 10^{11}}{2} \cdot 32 = 1,53 \cdot 10^{13}$$

$$m(\text{AR}) = 2,2 \cdot 10^{13}$$



- d) Chuva ácida: fenômeno em que óxidos ácidos presentes na atmosfera reagem com a água da chuva abaixando o seu pH, provocando corrosão de estruturas e morte de animais e plantas.

Aquecimento global: fenômeno em que gases da atmosfera (CO_2 e CH_4 principalmente) aprisionam a energia térmica irradiada da terra intensificando, assim, o efeito estufa e contribuindo para o aumento da temperatura da terra.

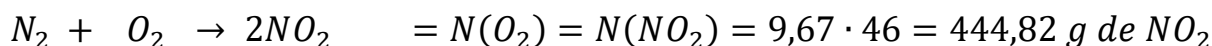
Outros gases que provocam chuva ácida: SO_2 , SO_3 e CO_2



500g

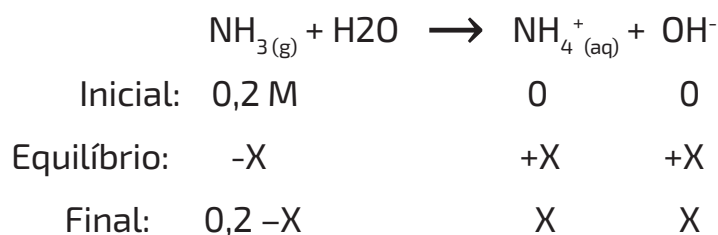
$$n(\text{O}_2) = \frac{\frac{25}{2} \text{ mol de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g}} \cdot 500 = 54,8 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{l} 54,8 \text{ mol } \text{O}_2 \text{ --- } -85\% \\ x \text{ mol --- } -15\% \end{array} \quad x = 9,67 \text{ mol}$$



Questão 12

Resolução desenvolvida por **Celso Renan Barbosa Soares Lima**, Colégio Master – Fortaleza (CE)



a) $10^{-14} = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$

$$10^{-14} = 10^{-11,3} \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 1,99 \times 10^{-3}$$



$$K = X^2 / 0,2 - X$$

$$K = \frac{X^2}{0,2 - X}$$

$$K = \frac{(1,99 \times 10^{-3})^2}{0,2 - 1,99 \times 10^{-3}}$$

$$K = 2,01 \times 10^{-5}$$

Constante de ionização da amônia: $2,00 \times 10^{-5}$

$$\alpha = [\text{NH}_4^+] / [\text{NH}_3]$$

$$\alpha = 1,99 \times 10^{-3} / 0,2$$

$$\alpha = 9,95 \times 10^{-3}$$

$$\alpha = 0,995\% \approx 1,0\%$$

- b)** O equilíbrio se deslocará para esquerda, ou seja para produzir mais $\text{NH}_3(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Isso ocorrerá pois o sistema buscará diminuir o efeito da adição do NH_4^+ , consumindo o último, ou seja, fazendo com que a reação volte ao estado de equilíbrio, portanto seguindo o princípio de Le Chatellier.
- c)** Solução tampão, pois com a adição de sal, já que amônia é uma base fraca e o amônio é um ácido fraco, teremos uma solução que terá uma baixa alteração de pH a medida que adicionamos mols de ácido ou base.

d) ii) $n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 1,07 / 53,49$

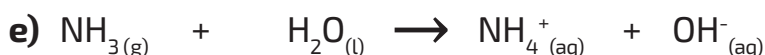
$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 2 \times 10^{-2} \text{ mols}$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 2 \times 10^{-2} / 2 \times 10^{-3} : [\text{NH}_4^+] = 0,1\text{M}$$

ii) $\text{pH} = \text{pKa} - \text{pKb} - \log[\text{NH}_4^+] / [\text{NH}_3]$

$$\text{pH} = 14 - 4,69 - \log 1,02 \times 10^{-1} / 1,980 \times 10^{-1}$$

$$\text{pH} = 9,598$$



Base de
Bronsted-Lowry

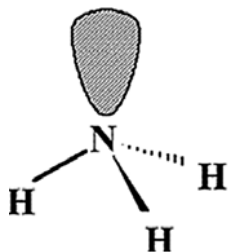
Ácido de
Bronsted-Lowry

Ácido de
Bronsted-Lowry

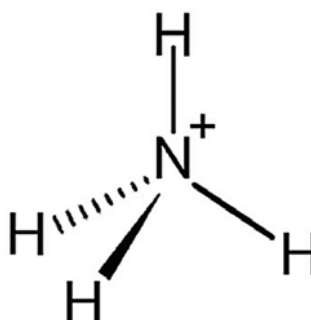
Base de
Bronsted-Lowry

Pares: $\text{NH}_3(\text{g})$ e $\text{NH}_4^+(\text{aq})$

$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e $\text{OH}^-(\text{aq})$



Geometria:
Piramidal



Geometria:
Tetraédrica

Questão 13

Resolução desenvolvida por **Lucas Salume Lima Nogueira**, Leonardo da Vinci – Vitória (ES)



B) O NaH_2PO_4 é um hidrogenossal proveniente da neutralização parcial entre H_3PO_4 e $NaOH$ tendo a base como limitante. Assim, sua solução libera $H^+(H_3O^+)$ que torna o meio ácido.



C) 1: Verdadeira ($NaNO_2$ pode receber H^+)

2: Falsa (o ácido usado foi o mesmo)

3: Falsa (H_2SO_4 é um ácido mais forte; logo, o PH diminuiria)

4: Verdadeira ($HCOOH_{(aq)}$ libera H^+ como único cátion)

D) A afirmativa é falsa.

O sal do experimento 1 libera ânions NO_2^- que estabelece ligação intermolecular com a água do tipo ligação de hidrogênio, que é mais forte que a interação dipolo-dipolo que ocorre entre os íons do experimento 3 e a água. Assim, a temperatura de ebulição da solução do experimento 1 será maior.

Balço de carga :

E) $[H_3O^+] = [OH^-] + [HCOO^-]$; se $[OH^-]$ é bem $<$ que $[H_3O^+]$, então $[H_3O^+] = [HCOO^-]$.

Concentração da solução no experimento 5 $<$ concentração no experimento 4.



A expressão da constante de dissociação do ácido metanoico é $[H_3O^+][COOH^-]/[HCOOH]$.

Experimento 4:

$$pH = -\log [H^+]_A$$

$$2,4 = -\log [H^+]_A$$

$$[H^+]_A = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Experimento 5:

$$pH = -\log [H^+]_B$$

$$4,5 = \log [H^+]_B^{-1}$$

$$[H^+]_B = 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\Delta[H^+] = [H^+]_A - [H^+]_B$$

$$\Delta[H^+] = 3,98 \cdot 10^{-3} - 3,16 \cdot 10^{-5}$$

$$\Delta[H^+] = 3,944 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

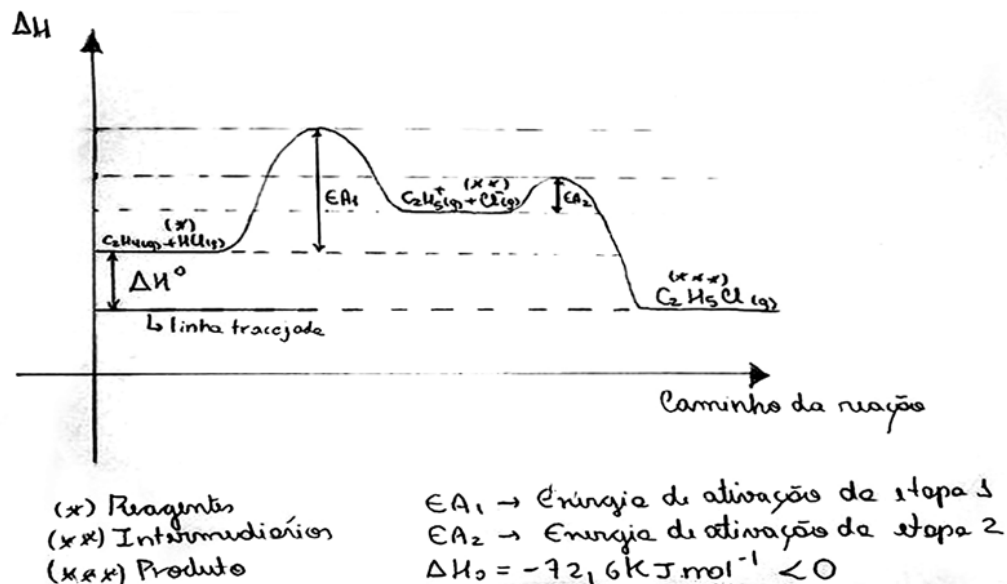
Questão 14

Resolução desenvolvida por **Alicia Fortes Machado**, Dom Barreto – Teresina (PI)

- a) Com o aquecimento, as moléculas recebem energia externa e a convertem em energia cinética, fazendo com que se movam mais rapidamente, provocando o aumento de temperatura. Como o recipiente é rígido, seu volume mantém-se constante. Assim, diante do aumento de temperatura, as moléculas colidem com as paredes do recipiente com maior frequência e maior força, ocasionando um aumento de pressão.
- b) A diminuição da pressão total decorre da reação, visto que, nela são consumidos dos mols de substâncias gasosas para cada mol de produto formado. Assim, há a diminuição da quantidade de moléculas presentes no recipiente, o que provoca uma menor frequência de colisões com as paredes do recipiente, reduzindo a pressão total.
- c) A lei de velocidade é determinada pela fase lenta, que no caso é a primeira. Assim, da etapa 1, temos que a velocidade da reação é dada por:
- $$v = k [C_2H_4] [HCl].$$
- d) Um dos intermediários no mecanismo de reação é o $C_2H_5^+(g)$.

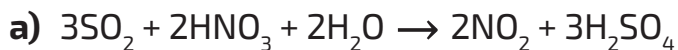


e)



Questão 15

Resolução desenvolvida por **Silverio Shindi Hosomi**, ETESP – São Paulo (SP)



b) Considerando NO um gás ideal:

$$P.V = n.R.T \rightarrow m/M = P.V/R.Tm = P.V.M/R.T1 \rightarrow 4800 \cdot 30 / 0,082.298 = 5889\text{g}$$

c) Em mesmas condições ambiente de temperatura e pressão os gases possuem o mesmo volume. Assim $d_{\text{NO}}/d_{\text{SO}_2} = M_{\text{NO}}/VM_{\text{NO}}/M_{\text{SO}_2} = 30/64 = 0,46875$

$$M_{\text{SO}_2}/V$$

O mesmo vale para o ar, achando sua massa média (lembrando que o ar é o composto por 79% de N_2 e 21% de O_2)

A Partir da formula $d = P.M/R.T$, temos:

$$0,79\% \cdot 28 + 0,21\% \cdot 32 = 28,84$$

$$d_{\text{NO}}/d_{\text{ar}} = 30 / 28,84 = 1,04$$

Vale frisar que o número de mols tem que ser igual

$$P.V = n.R.T \rightarrow m/M = P.V / R.T \rightarrow P.M / R.T = m/V$$

d) Do mesmo raciocínio do item "c" temos:



$$P.V = n.R.T \rightarrow P.M / R.T = m/V$$

$$dx / d_{SO_2} = m/64 = 2m = 128g/mol$$

- e) Há 10 mols de gás no total, logo as frações molares são respectivamente, 2/10; 4/10 e 4/10.

$$P.22 = 10. R. 273$$

$$P = 10,175 \text{ atm}$$

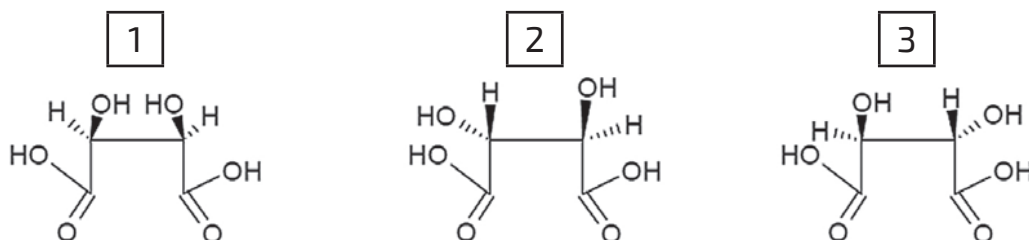
Questão 16 B

Resolução desenvolvida por **Vitor Gomes Pires**, Etapa- São Paulo (SP)

a)

Note que (1) e (2) são enantiômeros e (3) é um composto meso.

b)



c)

- Substância A: Etanoato de 3-metilbutila
- Substância B: Ácido (9Z, 12Z)-otadec-9,12-dienóico

d)

O pH deverá ser de 3,5. Isto por quê, numericamente,

$$ka = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \leftrightarrow \log Ka = \log \left(\frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \right)$$
$$= \log[H^+] + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \leftrightarrow \log \frac{[A^-]}{[HA]} = pH - Pka$$

Como se deseja aumentar [HA] face a [A⁻], podemos estabelecer a condição seguinte.

$$[HA] > [A^-] \leftrightarrow \log \frac{[A^-]}{[HA]} < 0 \leftrightarrow pH - pKa < 0 \leftrightarrow pKa > pH < 4,7$$



Olimpíada Brasileira de Química – Modalidade A

RESULTADO

Nome	Escola	Cidade	UF	Nota	Score
O U R O					
Ligia Oliveira Toscano de Melo	Colégio Santa Cruz	São Paulo	SP	86,90	100,0
João Vítor Moreira Pimentel	Santa Isabel	Fortaleza	CE	86,80	99,89
Orivaldo Salviano Neto	Ari de Sá	Fortaleza	CE	85,00	97,82
Ivna de Lima Ferreira Gomes	Farias Brito	Fortaleza	CE	84,60	97,36
Samara Cavalcante Lemos	Ari de Sá	Fortaleza	CE	82,10	94,48
Victor Quintella de Aragão Porto	Pedro II	Niterói	RJ	82,00	94,37
Dário Luís do Nascimento Magalhães	Ari de Sá	Fortaleza	CE	80,70	92,87
Celso Renan Barbosa Soares Lima	Master	Fortaleza	CE	80,00	92,06

P R A T A					
Lucas Barroso Rocha	Santo Antônio	Belo Horizonte	MG	78,50	90,34
Matheus Takayasu	Colégio Etapa	São Paulo	SP	77,10	88,73
Lucas Pipolo de Holanda	Ciências Aplicadas	Natal	RN	77,10	88,73
Lucas de Souza Albuquerque	Master	Fortaleza	CE	76,00	87,46
Mário Gutfilen Grünbaum	A. Liessin	Rio de Janeiro	RJ	75,70	87,12
Maria Thereza Moreira de Menezes	Santa Cecília	Fortaleza	CE	74,60	85,85
Matheus Vinicius de Mendonça Fontoura	Anchieta	Salvador	BA	72,90	83,89
João Vitor Chau Bernardino	Etapa	Valinhos	SP	72,70	83,66
José Antônio Carneiro Ávila	CEFET	Belo Horizonte	MG	72,50	83,43
João Augusto Possamai	Vicentino São Jose	Sta Terez. de Itaipu	PR	72,46	83,39
André Barreto Moreira	Ari de Sá	Fortaleza	CE	72,30	83,20
Gabriel Pereira de Oliveira Lima	Militar	Manaus	AM	70,50	81,13
Lucas da Paz Magalhães	Antônio Vieira	Salvador	BA	69,10	79,52
Matheus Rocha do Nascimento	Farias Brito	Fortaleza	CE	68,20	78,48
Erik Bardini da Rosa	Tiradentes	Porto Alegre	RS	67,80	78,02
Ester de Sales Rabelo	Teleyos	Fortaleza	CE	67,80	78,02
João Victor de Holanda Rocha	Master	Fortaleza	CE	67,60	77,79
Daniel Lucas Pinho Feitosa Couto	Farias Brito	Fortaleza	CE	67,20	77,33
Arthur Pontes Nader	CEFET	Belo Horizonte	MG	67,00	77,10

B R O N Z E					
Pedro Nascimento Martins	Militar	Juiz de Fora	MG	66,00	75,95
Mateus Felipe Pereira Fonseca	CEFET	Belo Horizonte	MG	65,70	75,61
André Luiz Koch Liston	Bom Jesus	Curitiba	PR	65,50	75,38
Tiago Mambrim Flora	Colégio Etapa	Valinhos	SP	64,40	74,11
Nicolas Yamada Tanigava	Colégio Mater Amabilis	Guarulhos	SP	64,40	74,11



Gustavo Bazin Vieira Mauchle	Santíssimo Sacramento	Salvador	BA	64,20	73,88
Danilo Marinho Fernandes	Pódion	Brasília	DF	64,20	73,88
Matheus Laureano Nunes Barbosa	Visão	Goiânia	GO	63,70	73,31
Nícolas Meira Sinott Lopes	Militar de Salvador	Salvador	BA	63,30	72,85
Gustavo Damasceno Silva	Coluni	Viçosa	MG	63,10	72,62
Joao Victor Cinicio Cavalcanti	Santa Maria	Recife	PE	62,92	72,41
Felipe Reyel Feitosa de Sousa	IDB	Teresina	PI	62,85	72,33
Silvério Shindi Hosomi	ETESP	São Paulo	SP	62,70	72,16
Renan Francisco Costa Brito	IDB	Teresina	PI	62,40	71,81
João Victor Omena Cardoso	Contato	Maceió	AL	62,00	71,35
Santiago Soares Rocha	E E Messias Pedreiro	Uberlândia	MG	61,70	71,00
Lucca Paolo Hsu Helmich	Positivo Ang. Sampaio	Curitiba	PR	61,40	70,66
Nícolas Lima Anése	Politécnico da UFSM	Santa Maria	RS	61,30	70,54
Iago Nogueira Barreto	CEFET	Belo Horizonte	MG	61,20	70,43
Thiago Lobo Ferreira	Pódion	Brasília	DF	61,00	70,20
Tiago de Barros Moraes	Cognitivo	Recife	PE	59,50	68,47
Luiz Felipe Mendonça de Oliveira	Olimpo	Brasília	DF	59,30	68,24
Érica Batalha Gomes	Farias Brito	Fortaleza	CE	58,90	67,78
Rafael Jucá Pinheiro	7 de Setembro	Fortaleza	CE	58,80	67,67
Victor Roberto Neri Veltmeyer	Colégio Etapa	Vinhedo	SP	58,20	66,98
Lucas Gonçalves de Oliveira	Visão	Goiânia	GO	58,20	66,98
Davi Silva Nogueira Gomes	Teleyos	Fortaleza	CE	58,00	66,75
Luca de Souza Pires	Ari de Sá	Fortaleza	CE	57,60	66,29
Henrique José Leal Jereissati Filho	Antares	Fortaleza	CE	57,40	66,06
Juliano Amadeus Lopes Moura	Esc. Educação Criativa	Ipatinga	MG	57,30	65,94

A lista de estudantes agraciados com **MENÇÃO HONROSA** e **DEMAIS CLASSIFICADOS** na Olimpíada Brasileira de Química encontra-se disponível em **www.obquimica.org**

*“Os homens não são prisioneiros
do seu destino,
mas sim da sua própria mente”.*

Franklin D. Roosevelt



Olimpíada Brasileira de Química – Modalidade B

RESULTADO

Nome	Escola	Cidade	UF	Nota	Score
O U R O					
Gustavo Dehaini	Magnum - Cid.Nova	Belo Horizonte	MG	90,65	100,0
Tiago de Sousa Viana	Master	Fortaleza	CE	87,70	96,74
Gustavo Emanuel Faria Araújo	Bernoulli	Belo Horizonte	MG	86,80	95,75
Lucca Prado Borges	Colégio Simbios	Goiânia	GO	86,50	95,42
Dayanne Rolim Carvalho	Farias Brito	Fortaleza	CE	86,45	95,36
Vitor Gomes Pires	Colégio Etapa	São Paulo	SP	86,10	94,98
Gabriel Ferreira Gomes Amgarten	Ari de Sá	Fortaleza	CE	85,35	94,15
Alexandre Santos Schalch	Mater Amabilis	Guarulhos	SP	84,05	92,72
Leonardo Mouta Pereira Pinheiro	Olimpo	Brasília	DF	83,85	92,49
Davi Oliveira Araújo	Colégio Militar	Fortaleza	CE	83,65	92,27
P R A T A					
Bruno Henrique Ribeiro Valério	Dom Bosco COC	Maringá	PR	82,85	91,39
Danilo Pontes Serra Seca Vasconcelos	Visão	Recife	PE	82,43	90,93
Eduardo Custódio Leal	Bernoulli	Belo Horizonte	MG	82,10	90,56
Gustavo de Albuquerque B. Plenamente	Elite	Rio de Janeiro	RJ	80,70	89,02
André Grossi e Fonseca	Santo Antônio	Belo Horizonte	MG	80,20	88,47
Alicia Fortes Machado	IDB	Teresina	PI	79,85	88,08
Gabriel Tostes Messias Pereira	Olimpo	Brasília	DF	79,35	87,53
Pedro Seber e Silva	Colégio Etapa	São Paulo	SP	79,20	87,37
Victor Matheus Ribeiro Baylão	Visão	Goiânia	GO	78,80	86,92
Julia Eduarda Bonzanini	La Salle	Caxias Do Sul	RS	77,55	85,55
Raíssa Batista de M Pimentel	Motivo	Recife	PE	77,50	85,49
Gerardo Albino Nogueira Filho	Ar de Sá	Fortaleza	CE	77,35	85,32
Francisco Luiz Isael Júnior	Farias Brito	Fortaleza	CE	76,40	84,28
Lucas Kendrick Dal Castel	Adventista	Porto Alegre	RS	76,35	84,22
Ítalo Rennan Lima Silva	7 de Setembro	Fortaleza	CE	76,15	84,00
Mateus Nakamune Tubone	Bandeirantes	São Paulo	SP	76,05	83,89
André Oliveira Soares	Colégio Etapa	São Paulo	SP	75,50	83,28
Lucas José Veloso de Souza	Pódion	Brasília	DF	75,35	83,12
Rodolfo Nogueira Lima	Ari de Sá	Fortaleza	CE	75,25	83,01
Felipe Ferreira Araújo Paulino Bastos	Ari de Sá	Fortaleza	CE	75,05	82,79
Guilherme Ari Scortegagna	Integral Plus	Ponta Grossa	PR	74,90	82,62
Gabriel Henrique Cabezas Assis	7 de Setembro	Fortaleza	CE	74,90	82,62



BRONZE					
José Joaquim Raposo Neto	Pódion	Brasília	DF	73,90	81,52
Leandro Guatimosim Gripp	Magnum - Cid. Nova	Belo Horizonte	MG	73,85	81,46
Lucas Gabriel Lima Lopes	Pódion	Brasília	DF	73,15	80,69
Alexandre Tabosa Santiago	Pódion	Brasília	DF	73,00	80,53
Lucas Soares Rodrigues	Master	Fortaleza	CE	71,10	78,43
Mateus Alves Medeiros	Mater Amabilis	Guarulhos	SP	69,50	76,67
Lucas Paulo de Lima Camillo	São Bento	Rio de Janeiro	RJ	69,25	76,39
Rodrigo Massato Nobetani	Colégio Etapa	São Paulo	SP	69,25	76,39
Gustavo Manfio Leme de Campos	Farias Brito	Fortaleza	CE	68,95	76,06
Felipe de Oliveira	Elite	Rio de Janeiro	RJ	68,60	75,67
Felipe Reyel Feitosa de Sousa	IDB	Teresina	PI	68,45	75,51
Vinicius Roberto Gomes Queiroz	GGE	Recife	PE	70,15	77,38
Artur Gomes Tuyama	Olimpo	Brasília	DF	68,20	75,23
André Victor Fernandes Bacci	Singular	São B. Campo	SP	68,10	75,12
Humberto Borges Pereira Filho	IDB	Teresina	PI	67,95	74,96
Leonardo Almeida Lessa	Leonardo da Vinci	Brasília	DF	67,95	74,96
Danilo Soares Barbosa	3º Milênio	Limoeiro	PE	67,80	74,79
Lucas Salume Lima Nogueira	C E Leonardo da Vinci	Vitória	ES	67,75	74,74
Ismael Mendes Figueiredo Filho	IFMA	São Luís	MA	67,75	74,74
Vinicius Castagna Lepca	Positivo Ang. Sampaio	Curitiba	PR	67,55	74,51
Reynaldo Santos de Lima	IFAL/Farias Brito	P. dos Índios	AL	67,55	74,51
Isabela Borges Barreto	Integral	Salvador	BA	68,30	75,34

A lista de estudantes agraciados com **MENÇÃO HONROSA** e **DEMAIS CLASSIFICADOS** na Olimpíada Brasileira de Química encontra-se disponível em **www.obquimica.org**

"Jamais esqueças que tua própria decisão de alcançar o sucesso é mais importante do que qualquer outra coisa."

Albert Einstein



Programa
Nacional
Olimpíadas
de Química

OLIMPÍADA BRASILEIRA DE QUÍMICA 2015 - 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 3 (três) horas para ver o vídeo e responder às questões deste exame.

INSTRUÇÕES

1. A prova contém 6 (seis) questões, que abrangem os 6 (seis) 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) – O professor notou que a célula eletroquímica filmada pela estudante estava **incompleta**. Repetição do experimento (não filmado), porém, com a deficiência sanada, resultou em $E_0 = 0,000$ V e $E_1 = 0,010$ V a 25°C .

Dados: $R = 8,31$ J mol⁻¹.K⁻¹, $F = 96485$ C mol⁻¹.

- determine a concentração da solução de CuSO_4 após a diluição;
- diga o que faltava na célula e para que serve, depois explique a origem da diferença de potencial observada após a diluição.

QUESTÃO 2 (EXPERIMENTO 2) – Considerando que a alcalinidade da amostra se deve aos íons carbonato e bicarbonato, determine:

- os valores das alcalinidades parcial e total da amostra, em mg de CaCO_3 por litro de solução.
- a concentração de íons HCO_3^- (em mg de HCO_3^- por litro na amostra).

QUESTÃO 3 (EXPERIMENTO 3) – Nesse experimento:

- explique o surgimento das duas fases observadas;
- proponha um mecanismo para a reação.

QUESTÃO 4 (EXPERIMENTO 4) – Sobre o fenômeno observado:

- proponha equações químicas para as reações ocorridas;
- explique o papel de cada reagente envolvido, destacando os seguintes conceitos: agente oxidante, agente redutor, energia de ativação e processos endotérmicos e exotérmicos.

QUESTÃO 5 (EXPERIMENTO 5) – Proponha equações químicas para explicar a mudança de coloração, indicando a estrutura química do composto orgânico formado.

QUESTÃO 6 (EXPERIMENTO 6) – Considerando que nas condições experimentais, o pK_b da amônia é igual a 4,75, determine o valor do pH da solução preparada.



**Programa
Nacional
Olimpíadas
de Química**

OLIMPIÁDA BRASILEIRA DE QUÍMICA 2015 - FASE IV

Resultado da prova experimental - 2016

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	Escore FASE III	Escore FASE IV	Resultado Final
Lucas Paulo de Lima Camillo	São Bento	RJ	90,63	100,07	94,41
Gabriel Ferreira Gomes Amgarten	Ari de Sá	CE	87,75	88,23	87,94
Vitor Gomes Pires	Etapa	SP	100,0	68,86	87,55
Gerardo Albino Nogueira Filho	Ari de Sá	CE	90,13	81,78	86,79
Lucca Borges Prado	Simbios	GO	77,00	94,69	84,08
Pedro Seber e Silva	Etapa	SP	83,13	80,70	82,16
Tiago de Sousa Viana	Master Bezerra	CE	82,38	81,78	82,14
Davi Oliveira Aragão	Militar de Fortaleza	CE	81,38	81,78	81,54
Celso Renan Barbosa Soares Lima	Master	CE	76,75	86,08	80,48
Francisco Luiz Isael Junyor	Farias Brito	CE	84,63	73,17	80,05
Gustavo Manfio Leme de Campos	Farias Brito	CE	80,00	79,62	79,85
Alicia Fortes Machado	Dom Barreto	PI	81,75	73,17	78,32
Carlos Alfredo C. de Vasconcelos Filho	Farias Brito	CE	81,75	73,17	78,32
Dayanne Rolim Carvalho	Farias Brito	CE	78,00	78,55	78,22
Gustavo Dehaini	Magnum	MG	81,88	71,02	77,53
Eduardo Custódio Leal	Bernoulli	MG	89,00	58,10	76,64
Marcos Montandon Magalhães	Etapa	SP	64,50	93,61	76,14
Amanda Camelo Paulino	Ari de Sá	CE	68,50	87,16	75,96

Lista completa desse resultado pode ser vista em www.obquimica.org/resultados/download/146

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 29.03 a 08.04.2016.



Programa
Nacional
Olimpíadas
de Química

Olimpíada Brasileira de Química 2015 Fase V Curso de Aprofundamento e Excelência em Química



Alunos agrupados com o Coordenador do curso, professores e Diretor do Instituto de Química da UFRN.

O Curso de Aprofundamento e Excelência em Química destinou-se aos estudantes que alcançaram pontuações mais elevadas resultante da média ponderada (6:4) entre as notas das Fases III e IV da Olimpíada Brasileira de Química - 2015. Dezoito estudantes foram classificados para a etapa seguinte que constituiu em um curso fundamentado nos assuntos elencados no programa da Olimpíada Internacional de Química e nos modelos de exercícios sugeridos pelos organizadores da olimpíada realizada em Tbilisi-Geórgia, sede da 48th IChO.

Foram selecionados para o curso os estudantes: Do Ceará: Amanda Camelo Paulino, Carlos Alfredo Cordeiro de V. Filho, Celso Renan Barbosa Soares Lima, Davi Oliveira Aragão, Dayanne Rolim Carvalho, Francisco Luiz Isael Junyor, Gabriel Ferreira Gomes Amgarten, Gerardo Albino Nogueira Filho, Gustavo Manfio Leme de Campos, Tiago de Sousa Viana. De São Paulo: Marcos Montandon Magalhães, Pedro Seber e Silva e Vitor Gomes Pires. Do Rio de Janeiro: Lucas Paulo de Lima Camillo. De Goiás: Lucca Borges Prado. Do Piauí: Alicia Fortes Machado. De Minas Gerais: Gustavo Dehaini e Eduardo Custódio Leal, estes não se apresentaram para o curso.

O curso foi ministrado por docentes do Programa de Pós-graduação em Química da UFRN.



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.	$m_e = 9,1094 \times 10^{-31} \text{ kg}$
Pi.	$\pi = 3,14$
Número de Avogadro.	$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Energia de Gibbs	$G = H - TS$
Energia de Gibbs	$\Delta G = -RT \cdot \ln K$
Lei de Lambert-Beer	$A = \log I_0/I = \varepsilon \cdot c \cdot l$
Elétron-volt	$1 \text{ eV} = 1,6022 \times 10^{-19} \text{ J} = 96485 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$

Problema 1

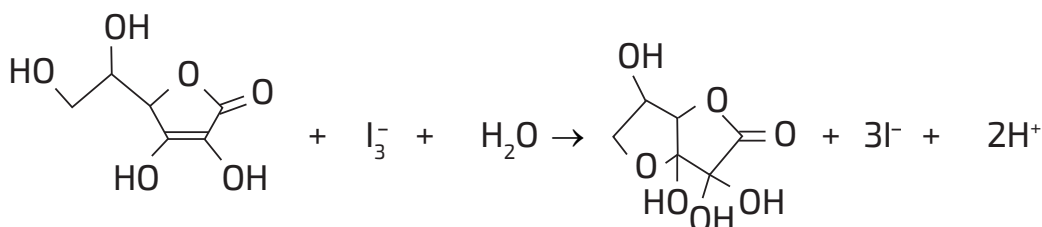
Iodimetria

200 pontos

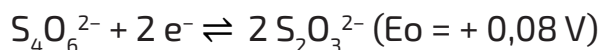
1.1 O ácido ascórbico é o principal agente terapêutico utilizado como antioxidante. Pode ser encontrado como uma solução na concentração de $200 \text{ mg}\cdot\text{mL}^{-1}$. Para análise do teor de ácido ascórbico em medicamentos pode-se utilizar o método iodimétrico em que se utiliza como agente titulante uma solução de tiosulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) de concentração conhecida que foi padronizada pela dissolução de $0,1210 \text{ g}$ de KIO_3 em água em que havia um excesso de KI dissolvido, acidificada com solução de ácido sulfúrico e se utilizou amido como indicador. O iodo liberado requereu $41,64 \text{ mL}$ de tiosulfato de sódio para descolorir a coloração azul do complexo formado pelo iodo/amido. Calcule a concentração da solução de tiosulfato.



1.2 Após a padronização do tiosulfato, na questão anterior, procedeu-se à titulação do ácido ascórbico. Na titulação 5,0 mL do medicamento foi transferido para um erlenmeyer, adicionou-se 0,1718 g de iodato de potássio (KIO_3), iodeto de potássio em excesso, acidificou-se com solução de ácido sulfúrico e utilizou-se amido como indicador. Titulou-se com a solução de tiosulfato de sódio previamente padronizada, o volume da solução de tiosulfato de sódio gasto até que observou-se mudança de coloração de azul para incolor foi de 15,0 mL. Considerando-se que numa dose infantil se utiliza 10 gotas desse medicamento, calcule a massa de vitamina C é ingerida por cada dose. (Considere 1 mL correspondendo a 20 gotas).



Durante a titulação de uma solução de triiodeto (I_3^-) com uma solução de tiosulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) ocorrem as seguintes reações, com seus respectivos potenciais padrão de redução:



2 Escreva a reação global da redução do triiodeto pelo íon tiosulfato e calcule o potencial de redução padrão desta reação.

O íon triiodeto (I_3^-), em solução aquosa, permanece em equilíbrio com o iodo molecular (I_2) e íon iodeto (I^-), de acordo com a **Eq. 1**.



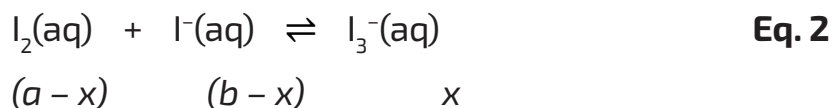
Os dados termodinâmicos, a temperatura de 25 °C, para essas três espécies encontram-se na tabela abaixo.

Espécie	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	ΔS° (J/mol)
I^-	- 55,2	- 51,6	111,3
I_2	22,5	16,4	137,2
I_3^-	- 51,5	- 51,4	239,3

3 Calcule o valor da constante de equilíbrio, K , para a reação apresentada na **Eq. 1**, utilizando os dados da tabela.



O equilíbrio iodo-iodeto, que leva à formação de íons triiodeto pode ser expresso pela Eq. 2, em que $(a - x)$, $(b - x)$ e x são as concentrações de I_2 , I^- e I_3^- , respectivamente, no equilíbrio.



- 4.1** A constante de equilíbrio para esta reação também pode ser calculada espectrofotometricamente a um comprimento de onda de 350 nm. Uma vez que o iodeto de potássio não absorve neste comprimento de onda, a absorbância total do sistema em equilíbrio, representado na Eq. 2, é devido apenas ao iodo e ao triiodeto. Expresse uma equação para absorbância total para esse sistema, utilizando a lei de Lambert-Beer.
- 4.2** O equilíbrio iodo-iodeto, que leva à formação de íons triiodeto pode ser expresso pela Eq. 2. O valor para sua constante de equilíbrio, K_{eq} , pode ser obtido a partir de um gráfico obtido a partir da Eq. 3, em que ε_a e ε_0 são as absorptividades molares para I_2 e I_3^- , respectivamente.

$$\frac{1}{\bar{\varepsilon}} \approx \left(\frac{1}{\varepsilon_0 \cdot K_{eq}} \right) \cdot \left(\frac{1}{b} \right) + \frac{1}{\varepsilon_0}$$

Eq. 3

Para se chegar a esta equação foram realizadas duas aproximações ou considerações em cima da Eq. 4, abaixo, a partir de comparações dos valores de absorptividade molar e de concentração das espécies no equilíbrio. Sendo A = absorptividade medida do sistema a 350 nm; a = concentração inicial de I_2 ; e ε_a e ε_0 são as absorptividades molares para I_2 e I_3^- , respectivamente.

$$\bar{\varepsilon} \equiv \frac{A}{a} = \frac{\varepsilon_a + K_{eq} \cdot b \cdot (\varepsilon_0 - \varepsilon_a)}{[1 + K_{eq} \cdot (a - x) + K_{eq} \cdot b]}$$

Eq. 4

Analisando ambas as equações acima, marque, em cada caso, a opção que indica corretamente as considerações que foram feitas para se chegar à Eq. 3 a partir da Eq. 4.

Sobre a absorptividade molar concluiu-se ou considerou-se que:

- A absorptividade molar de I_2 , ε_a , é muito superior à de I_3^- , ε_0 .
- A absorptividade molar de I_3^- , ε_0 , é muito superior à de I_2 , ε_a .



Sobre as concentrações das espécies no equilíbrio, concluiu-se ou considerou-se que:

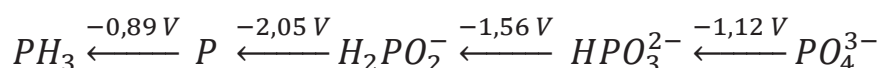
- A concentração de I_2 no equilíbrio, $(a - x)$, é muito superior à concentração inicial de I^- , b .
- A concentração inicial de I^- , b , é muito superior à concentração de I_2 no equilíbrio, $(a - x)$.

Problema 2

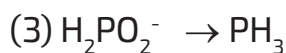
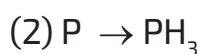
Ácido fosfórico e sais de fosfato

100 pontos

Considere o seguinte diagrama (meio básico):



1.1. Escreva as semi-reações balanceadas para as seguintes transformações:



1.2. Calcule o valor de E para a transformação $H_2PO_2^- \rightarrow PH_3$.

2. Considere uma solução de fosfato de sódio com concentração $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcule a concentração, em $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, de cada uma das espécies presentes nesse meio. Calcule também o pH dessa solução? ($K_{a1} = 7,46 \times 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,12 \times 10^{-8}$, $K_{a3} = 4,8 \times 10^{-13}$ para o H_3PO_4).

3. Se a uma solução de fosfato de sódio for adicionado hidróxido de amônio até $\text{pH} = 10$ e, em seguida, a essa solução forem adicionadas gotas de solução de cloreto de magnésio se formará um precipitado de cor branca, que é um sal duplo. Escreva a fórmula desse composto precipitado, e determine a sua solubilidade, considerando um meio aquoso e a 25°C , para o qual é dado o K_{ps} igual a $2,5 \times 10^{-13}$.

Problema 3

A química do estado sólido

150 pontos

Responda as seguintes questões de acordo com os as informações dos sólidos abaixo. Os cálculos só serão corrigidos mediante o seu desenvolvimento. Utilize duas casas decimais nos arredondamentos.



1. Para produção do defeito pontual intersticial (Ex: Liga Metálica de Aço) em uma rede cristalina é importante sabermos sobre o Fator de Empacotamento Atômico (FEA). Calcule o FEA para cada uma das espécies abaixo e coloque em ordem crescente de FEA os metais abaixo utilizando as informações contidas na tabela.

<p>a) Magnésio</p>	<p>b) Polônio</p>	<p>c) Selênio</p>	<p>d) Ferro</p>
$c = \sqrt{\frac{8}{3}} 2R$ $\text{Área Hexagono} = \frac{3a^2\sqrt{3}}{2}$	$V = a^3$	$h = a$	CCC

2. Uma das formas alotrópicas do carbono é o diamante e o grafite. Ao transformar-se de diamante para grafite, ocorre uma variação de volume na estrutura. Utilizando a equação e os dados da tabela abaixo, calcule a porcentagem dessa variação, considerando que o número de átomos permanece o mesmo durante a transformação.

$$\frac{\Delta V}{V} = \left(\frac{V_{\text{diamante}} - V_{\text{grafite}}}{V_{\text{diamante}}} \right) \times 100$$

<p>Diamante</p>	<p>Grafite</p>
$d_{\text{diamante}} = 3,52 \text{ g/cm}^3$	$d_{\text{grafite}} = 2,25 \text{ g/cm}^3$

3. Sabendo que a densidade atômica planar (d_p) ao longo do plano (110) do Molibdênio é $1,43 \times 10^{15}$ átomos / cm^2 . Calcule o valor do seu raio, em pm, considerando os sistemas cristalinos regulares cúbicos. Considere que a estrutura cúbica do molibdênio possui na direção [111] a sua maior densidade atômica linear (d_l / átomos / cm).



4. Os sólidos iônicos são tipos de estruturas cristalinas, caracterizados por serem formados por espécies carregadas (cátions e ânions). Para essa formação se torna necessário observar a neutralidade de carga e o número de coordenação. Com base na **Tabela 1**, calcule a densidade, em $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$, dos seguintes sólidos iônicos:

a) Cloreto de Sódio	b) Cloreto de Césio
$R_{\text{Na}^+} = 0,102 \text{ nm}$ $R_{\text{Cl}^-} = 0,181 \text{ nm}$	$R_{\text{Cs}^+} = 0,170 \text{ nm}$ $R_{\text{Cl}^-} = 0,181 \text{ nm}$

Tabela 1. Número de Coordenação para os Sólidos Iônicos

NC	Localização do interstício	Relação de raios	Representação
2	Linear	$0 - 0,155$	
3	Centro do triângulo	$0,155 - 0,225$	
4	Centro do tetraedro	$0,225 - 0,414$	
6	Centro do octaedro	$0,414 - 0,732$	
8	Centro do cubo	$0,732 - 1$	

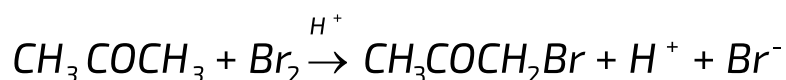


Problema 4

Leis de velocidade

150 pontos

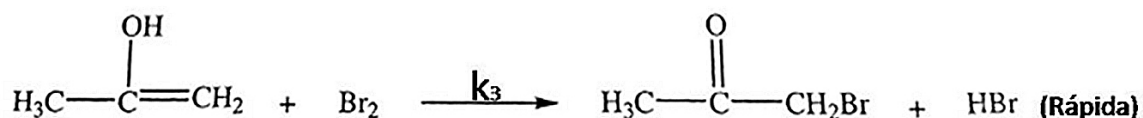
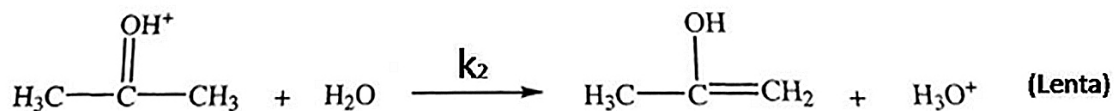
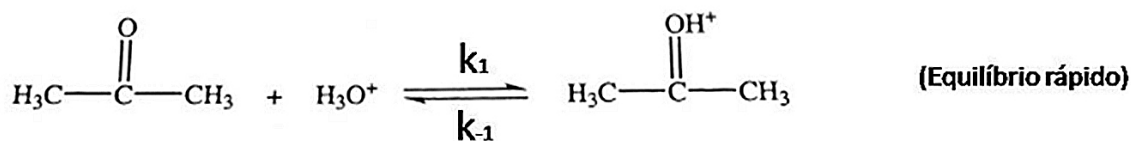
A reação de bromação da acetona, catalisada em meio ácido, é dada pela equação abaixo:



A velocidade de consumo de Br₂ foi medida para várias concentrações diferentes de acetona, íons brometo e íons H⁺ a uma certa temperatura.

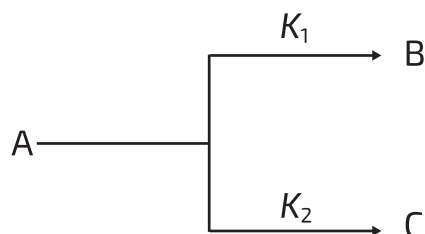
	$[\text{CH}_3\text{COCH}_3]/\text{M}$	$[\text{Br}_2]/\text{M}$	$[\text{H}^+]/\text{M}$	$-\frac{d[\text{Br}_2]}{dt}/\text{M}\cdot\text{s}^{-1}$
(1)	0,30	0,050	0,050	$5,70 \times 10^{-5}$
(2)	0,30	0,10	0,050	$5,70 \times 10^{-5}$
(3)	0,30	0,050	0,10	$1,20 \times 10^{-4}$
(4)	0,40	0,050	0,20	$3,10 \times 10^{-4}$
(5)	0,40	0,050	0,050	$7,60 \times 10^{-5}$

- 1.1. Expresse a lei de velocidade para a reação.
- 1.2. Determine a constante de velocidade para a reação.
2. Deduza a lei de velocidade para a reação de acordo com o seguinte mecanismo:





Considere as seguintes reações paralelas:



3. As energias de ativação são $45,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ para k_1 e $69,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ para k_2 . Se as constantes velocidade são iguais a 320 K, determine a temperatura em que $k_1/k_2 = 2,00$?

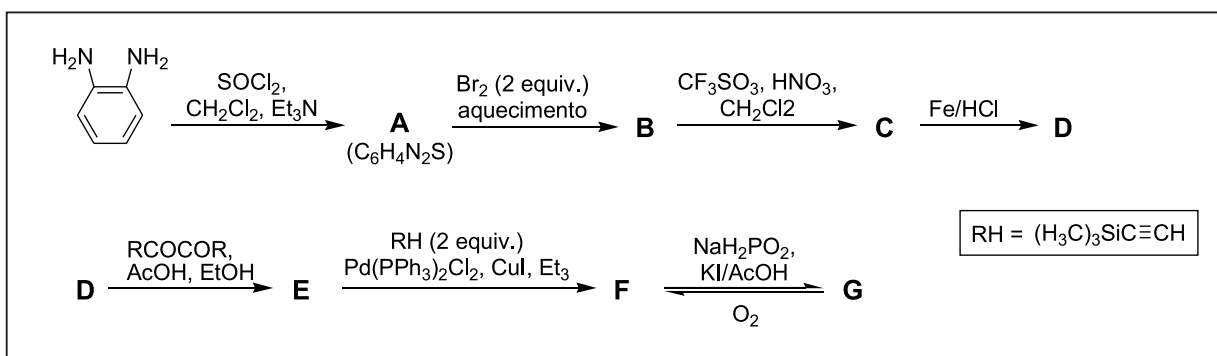
Problema 5

Aromaticidade e anti-aromaticidade dos nanokids, e o aroma do vinho a partir de rearranjos de carbocátions

160 PONTOS

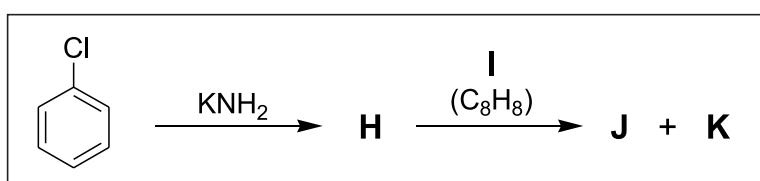
Historicamente, o termo "aromático" surgiu no meio científico por volta de 1800 para classificar substâncias e óleos essenciais oriundos de plantas medicinais, tendo sido relatado na literatura especializada apenas em 1855 por Hofmann, sendo hoje um dos termos mais recorrentes da química moderna. Certamente, o benzeno é o representante aromático mais conhecido e a "regra de Hückel" uma das ferramentas mais comumente empregada na identificação preliminar de compostos aromáticos.

No intuito de se entender mais a fundo a natureza aromática dos compostos orgânicos e buscar aplicações para os mesmos em diversas áreas, a síntese orgânica tem sido vista como uma ferramenta fundamental para o avanço na área. Considere os esquemas reacionais apresentados a seguir, onde os nanokids **F** e **G** são interconvertidos via processo de oxi-redução (observação: composto **C** é uma espécie gerada por um processo de *o*-dinitração e apresenta simetria):

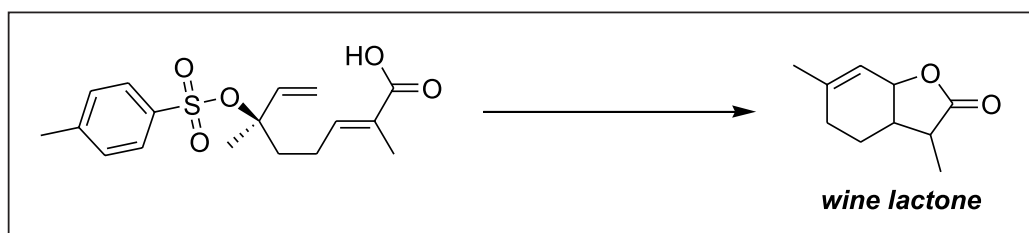




1. Desenhe a estrutura dos compostos **A-G**.
2. Indique, segundo a regra de Hückel, se as estruturas **A**, **F** e **G** são condizentes com a de compostos aromáticos ou não-aromáticos?
3. O clorobenzeno sofre ação de amideto de potássio para gerar um intermediário reativo **H**, que então reage com o hidrocarboneto **I** via cicloadição 4+2, podendo gerar um composto aromático **J** e um anti-aromático **K**. Dê as estruturas de **H**, **I**, **J** e **K**.



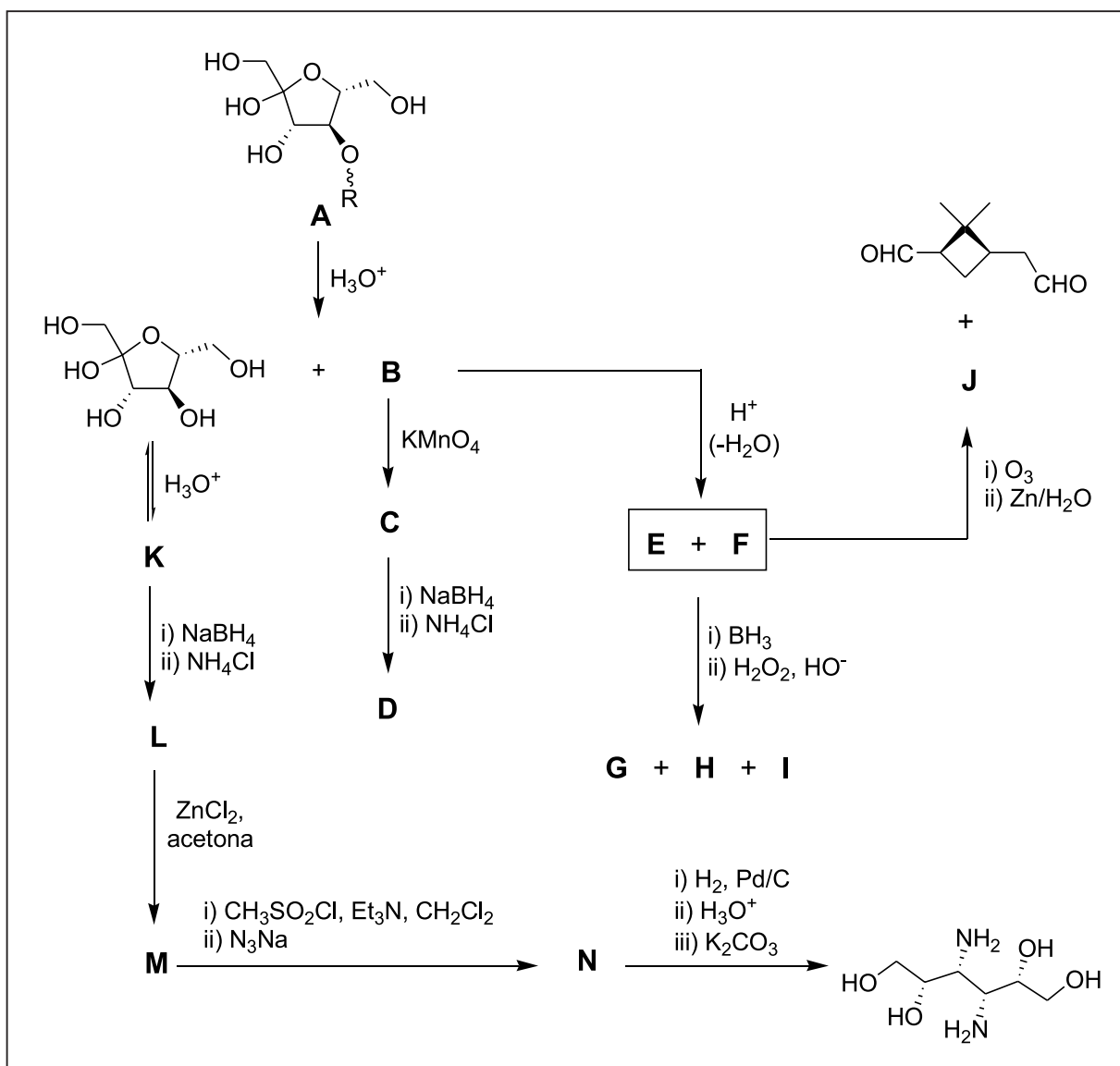
4. Carbocátions são intermediários reativos usualmente existentes em diversos tipos de reações orgânicas, tais como substituição nucleofílica unimolecular, adição eletrofílica polar, substituição eletrofílica aromática, substituição nucleofílica na carbonila. Os carbocátions costumemente se rearranjam, seja para buscar a formação de um intermediário reativo mais estável, ou de um produto favorecido do ponto de vista termodinâmico. O esquema abaixo diz respeito à conversão de um ácido carboxílico bem elaborado em um produto final conhecido como *wine lactone*. Apresente o mecanismo completo desta conversão.


Problema 6
**A natureza é assimétrica!
E a síntese orgânica também pode ser!**
140 pontos

Considere um produto natural hipotético **A**, o qual tem a configuração de um dos seus carbonos indefinida. O composto **A** é convertido em D-frutofuranose e um composto **B** pelo tratamento com solução aquosa ácida. O composto **B** é oxidado à **C**, e seguidamente reduzido estereosseletivamente, gerando **D** como produto majoritário. Ainda, **B** sofre desidratação para gerar quantidades equimolares dos estereoisômeros **E** e **F**. Essa mistura é convertida este-



reosseletivamente nos compostos **G**, **H** e **I**, os quais são os produtos principais da reação especificada. Ainda, a mistura **E** e **F** sofre ozonólise para gerar dois dialdeídos enantioméricos (sendo um destes o composto **J**). No outro lado do esquema de síntese, o carboidrato em questão se isomeriza ao composto **K**, que é seguidamente reduzido a **L**, e então convertido a **M** pela ação de ZnCl_2 em acetona (solvente, em excesso). Por fim, **M** pode ser convertido em **N**, e este transformado no derivado amino-alcoólico final.



Forneça as estruturas dos compostos A-N, levando em consideração os aspectos estereoquímicos envolvidos.

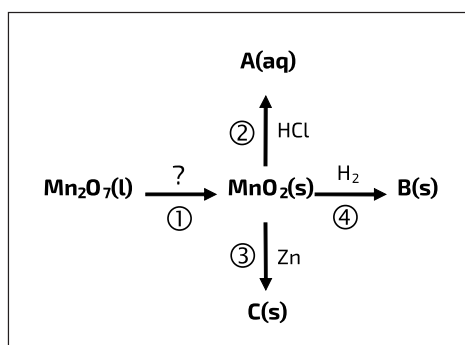


Problema 7

A química do manganês:
de agente oxidante a nanotubos

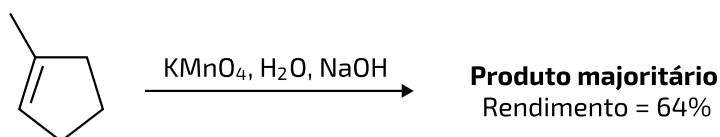
100 pontos

O óxido de manganês (VII), Mn_2O_7 , é um forte agente oxidante, porém se decompõe facilmente, sob aquecimento em temperaturas brandas e controladas, em um óxido estável, o óxido de manganês(IV), liberando um gás. O óxido de manganês(IV), por sua vez, pode sofrer diversas transformações, gerando outros importantes compostos de manganês, como exemplificado no Esquema abaixo.



- 1.1. Desenhe a estrutura de Lewis para o óxido de manganês(VII).
- 1.2. Identifique os compostos **A-C**.
- 1.3. Escreva as equações balanceadas para as reações ₁₋₄.

Uma das aplicações mais comuns para o manganês é sua utilização como agente oxidante, sob a forma de permanganato de potássio, $KMnO_4$.



2. Forneça a estrutura do produto majoritário formado na reação acima.

Uma recente e promissora aplicação de sais e óxidos de manganês é a sua utilização como nanotubos, os quais podem ser preparados a partir da reação entre 6,01 g de $MnCl_2 \cdot xH_2O$ com excesso de uma solução de carbonato de sódio, gerando 3,52 g de um sal precipitado contendo o metal manganês. Na sequência, esse sal é lavado, filtrado e seco, e posteriormente, submetido a aquecimento a 620 °C, na presença de ar, liberando um gás e gerando um pó preto que contém 34,80% em massa de manganês.

- 3.1. Determine o valor de x em $MnCl_2 \cdot xH_2O$.
- 3.2. Escreva equações balanceadas para todas as reações mencionadas durante a obtenção de nanotubos de manganês.



**Programa
Nacional
Olimpíadas
de Química**

OLIMPIÁDA BRASILEIRA DE QUÍMICA 2015 - FASE VI

Resultado da prova Final - 2016

Relação dos estudantes convocados para as Olimpíadas Internacionais de Química realizadas em Tbilisi – Geórgia e em Bogotá – Colômbia.

NOME	CIDADE	UF	Resulta- do Fase IV	Nota Fase VI	Escore Fase VI	Resultado Final
Gabriel Ferreira Gomes Amgarten	Fortaleza	CE	87,94	76,3	100,0	95,99
Vitor Gomes Pires	São Paulo	SP	87,55	70,4	92,28	90,70
Davi Oliveira Aragão	Fortaleza	CE	81,54	62,5	81,93	81,80
Pedro Seber e Silva	São Paulo	SP	82,16	59,0	77,34	78,94
Dayanne Rolim Carvalho	Fortaleza	CE	78,22	58,6	76,81	77,28
Lucca Borges Prado	Goiânia	GO	84,08	54,0	70,78	75,21
Lucas Paulo de Lima Camillo	Rio de Janeiro	RJ	94,41	48,7	63,84	74,03
Carlos Alfredo Cordeiro de V. Filho	Fortaleza	CE	78,32	53,7	70,39	73,03
Celso Renan Barbosa Soares Lima	Fortaleza	CE	80,48	50,4	66,06	70,87
Marcos Montandon Magalhães	São Paulo	SP	76,14	51,7	67,77	70,56
Tiago de Sousa Viana	Fortaleza	CE	82,14	47,5	62,26	68,89
Francisco Luiz Isael Junyor	Fortaleza	CE	80,05	44,4	58,20	65,48
Gerardo Albino Nogueira Filho	Fortaleza	CE	86,79	33,0	43,26	57,77
Gustavo Manfio Leme de Campos	Fortaleza	CE	79,85	33,5	43,91	55,89
Alicia Fortes Machado	Teresina	PI	78,32	30,0	39,32	52,32
Amanda Camelo Paulino	Fortaleza	CE	75,96	29,0	38,01	50,66
Gustavo Dehaini	Belo Horizonte	MG	77,53	NC	0,00	25,84
Eduardo Custódio Leal	Belo Horizonte	MG	76,64	NC	0,00	25,55

1. Os QUATRO primeiros classificados foram convocados para representar o Brasil nas olimpíadas internacionais que acontecerem na Geórgia e na Colômbia.
3. Os CINCO primeiros classificados participaram de treinamento laboratorial, de 11 a 15/07/16, na UNICAMP.



48^a Olimpíada Internacional de Química

Tbilisi, Geórgia,
26 de julho de 2016

Problemas Teóricos

Constantes e Fórmulas

Constante de Avogadro:	$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	Zero da Escala Celsius	273,15 K
Constante dos Gases:	$R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ou $0,082 \text{ atm dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$	Constante de Faraday	$F = 96485 \text{ C mol}^{-1}$
Equação dos Gases Ideais:	$pV = nRT$	Energia de Gibbs:	$G = H - TS$
$\Delta_r G^\circ = -RT \ln K = -nFE^\circ_{\text{cell}}$		Produto Iônico da água a 298,15K:	$K_w = 10^{-14}$
Equação de Nernst:	$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{c_{\text{ox}}}{c_{\text{red}}} = E^\circ + \frac{0,059 \text{ V}}{n} \log \frac{c_{\text{ox}}}{c_{\text{red}}}$ $\text{or } E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q = E^\circ - \frac{0,059 \text{ V}}{n} \log Q$		
Lei de Lambert-Beer:	$A = \log \frac{I_0}{I} = \epsilon cl$		

Considere todos os gases como ideais ao longo desse exame.

**Problema 1** **5% do total**

Trifluoreto de nitrogênio é um composto surpreendentemente estável que foi preparado pela primeira vez por meio da eletrólise de uma mistura de fluoreto de amônio e fluoreto de hidrogênio.

1.1. Em qual eletrodo o trifluoreto de nitrogênio se forma? Escreva a semirreação balanceada para a formação do NF_3 .

É interessante notar que as correlatas fluoroamina (NH_2F) e difluoroamina (NHF_2) são materiais muito instáveis; a decomposição dessas substâncias pode ser inclusive explosiva. Isso é perigoso, pois essas substâncias são formadas na eletrólise como produtos secundários.

1.2. Qual dos compostos: NF_3 , NHF_2 ou NH_2F é esperado condensar a uma temperatura mais baixa?

Os comprimentos de ligação N-F nessas moléculas foram determinados como sendo 136, 140 e 142 pm. A mudança no comprimento de ligação pode ser explicado com um simples modelo de atração eletrostática, levando-se em conta as cargas parciais nos átomos.

1.3. Atribua os comprimentos de ligação N-F (136, 140, 142 pm) às moléculas.

Quando NHF_2 é borbulhado numa solução de KF em HF, um composto binário nitrogênio-flúor pode ser obtido como uma mistura de dois isômeros geométricos.

1.4. Escreva a equação química balanceada para a formação do composto binário nitrogênio-flúor.

O íon tetrafluoroamônio (NF_4^+) e seu sal correspondente podem ser formados a partir de NF_3 com flúor molecular na presença de um reagente apropriado.

1.5. Proponha um reagente adequado para a formação do NF_4^+ e escreva a equação química balanceada para a reação.

Íons NF_4^+ formam sais estáveis com diversos ânions. Eles são muito sensíveis à umidade, porque NF_4^+ hidrolisa formando NF_3 e O_2 . É interessante notar que o trifluoreto de nitrogênio sempre é formado de maneira quantitativa, enquanto a quantidade de oxigênio frequentemente é menor que a esperada, devido a reações paralelas.

1.6. Escreva a equação química balanceada para a hidrólise do NF_4^+ . Escreva uma equação química balanceada para uma possível reação paralela que possa diminuir a razão molar $\text{O}_2:\text{NF}_3$ teoricamente esperada.

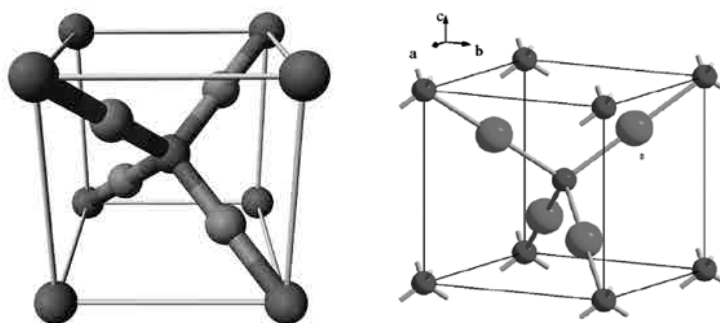


Sais de tetrafluoroamônio foram investigados para serem usados como combustíveis sólidos de foguete, porque NF_3 e F_2 são liberados a partir deles sob aquecimento. Um desses compostos apresenta um conteúdo de flúor de 65,6% m/m, de modo que todo o flúor é convertido em NF_3 e F_2 sob decomposição. Durante a decomposição, a quantidade em mols de F_2 formada é 2,5 vezes maior que a de NF_3 .

1.7. Determine a fórmula do sal em questão.

Problema 2 8% do total

Um dos primeiros materiais usados na eletrônica de estado sólido foi o óxido de cobre(I), de coloração vermelha. O interesse nesse composto foi renovado atualmente porque ele poderia ser um componente barato e não tóxico de células solares.



As duas figuras acima descrevem a célula unitária cúbica de um cristal de Cu_2O . O comprimento da aresta da estrutura é 427,0 pm.

2.1.1 Qual dos átomos (A ou B) é o cobre?

Assinale qual estrutura base (cúbica simples, cúbica de face centrada (fcc), cúbica de corpo centrado (bcc), diamante) é formada pelos átomos A e qual estrutura é formada pelos átomos B.

Qual o número de coordenação de cada átomo?

2.1.2. Calcule as menores distâncias para O-O, Cu-O e Cu-Cu nessa estrutura.

2.1.3. Qual é a densidade do óxido de cobre(I) puro?

Um defeito comum nesse cristal é a falta de alguns átomos de cobre, com a rede de átomos de oxigênio inalterada. A composição de uma amostra desse tipo de cristal foi estudada e se determinou que 0,2% de todos os átomos de cobre tinham número de oxidação +2.



2.2. Qual a porcentagem de sítios de cobre que está vazia na amostra de cristal? Qual é o valor de x na fórmula empírica Cu_{2-x}O do cristal?

O óxido de cobre(I) é insolúvel em água. É estável em ar seco, porém a umidade do ar catalisa uma transformação (reação 1).

Quando o óxido de cobre(I) é dissolvido em ácido sulfúrico diluído, forma-se uma solução azul com precipitado, sem a formação de gás (reação 2). Quando se utiliza ácido sulfúrico concentrado a quente, não resta nenhum precipitado, mas se forma um gás com cheiro (reação 3). O mesmo gás se forma quando o precipitado da reação 2 é dissolvido em ácido sulfúrico concentrado quente.

2.3. Escreva as equações químicas balanceadas para as reações (1-3).

Óxido de cobre (I) pode ser produzido de diferentes maneiras. O aquecimento de cobre na presença de ar é o método mais comum na síntese do semicondutor Cu_2O . Numa atmosfera de oxigênio puro, as três espécies contendo cobre ($\text{Cu}(\text{s})$, $\text{Cu}_2\text{O}(\text{s})$ ou $\text{CuO}(\text{s})$) podem potencialmente se interconverter.

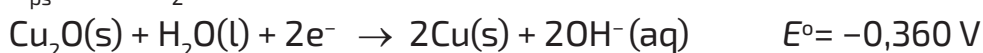
Suponha que os dados de $\Delta_f H^\circ$ e S° fornecidos a 10^5 Pa são independentes da temperatura:

	$\Delta_f H^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	$S^\circ / \text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$
$\text{Cu}(\text{s})$	0	65
$\text{O}_2(\text{g})$	0	244
$\text{CuO}(\text{s})$	-156	103
$\text{Cu}_2\text{O}(\text{s})$	-170	180

2.4. Determine as faixas de temperatura, caso existam, de estabilidade termodinâmica do cobre e dos seus óxidos entre 500 K e 1500 K em uma atmosfera de oxigênio a 10^5 Pa.

Alguns dados importantes são fornecidos, a 298 K. Use essa temperatura nos cálculos a seguir:

$$K_{\text{ps}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 2 \cdot 10^{-19}$$



Uma possibilidade para produzir Cu_2O é a oxidação anódica do cobre. A eletrólise de uma solução básica (por exemplo, NaOH) com ânodo de cobre e cátodo de platina pode levar a formação de óxido de cobre(I) no ânodo.



2.5. Escreva as semirreações para os processos nos eletrodos durante a produção anódica de Cu_2O , em solução de NaOH , com um cátodo de platina e um ânodo de cobre.

A redução eletrolítica de íons cobre(II) em solução é outra possibilidade.

2.6.1. Escreva a semirreação do processo catódico produzindo Cu_2O em meio ácido.

Vamos utilizar uma solução de Cu^{2+} $0,100 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ e realizar uma eletrólise com eletrodos de platina.

2.6.2. Qual é o pH máximo no qual a concentração de cobre(II) pode ser mantida a $0,100 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$?

Se o pH é muito baixo, a redução a cobre metálico é preferível em relação à formação do óxido de cobre(I).

2.6.3. Qual é o pH mínimo no qual a produção catódica de Cu_2O em uma solução de Cu^{2+} $0,100 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ é ainda possível?

Problema 3 9% do total

A deficiência de iodo recebe especial atenção na Geórgia, porque ela ocupa uma região na qual o iodo é escasso no solo e na água. A deficiência de iodo pode ser eficientemente prevenida, de forma barata, se o sal para consumo humano for suplementado com pequenas quantidades de iodo. Métodos de análise de teor de iodo no sal são, portanto, importantes. As regulamentações em vigor na Geórgia dizem que o sal iodado deve conter um teor de iodo entre 25-55 ppm de iodo (1 ppm = 1 mg de iodo / kg de sal).

Muitos sais são iodados pela adição de iodato de potássio (KIO_3). O teor de iodato pode ser determinado em amostras de sal usando a titulação iodométrica. Em um procedimento típico, 10,000 g de uma amostra de sal iodado são dissolvidos em 100 cm^3 de solução aquosa de HCl $1,0 \text{ mol}/\text{dm}^3$, na qual 1,0 g de KI foi adicionado. A solução foi então titulada com uma solução aquosa de tiosulfato de sódio $0,00235 \text{ mol}/\text{dm}^3$ até o ponto final indicado pelo amido; isto requer $7,50 \text{ cm}^3$ do titulante.

3.1.1. Escreva a equação iônica líquida balanceada para a reação quando o iodato reage com o excesso de iodeto em solução ácida.

3.1.2. Escreva a equação iônica líquida balanceada para a reação que ocorre durante a titulação com o tiosulfato.

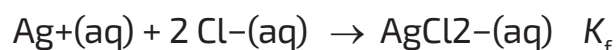
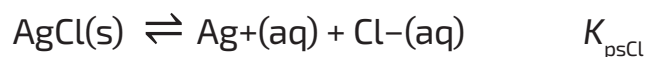
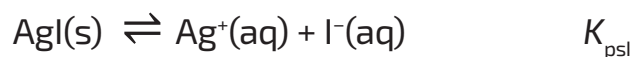
**3.1.3.** Calcule o teor de iodo, em ppm, desta amostra de sal.

Um agente de iodação menos comum é o iodeto de potássio, o qual não pode ser medido facilmente com titulação iodométrica.

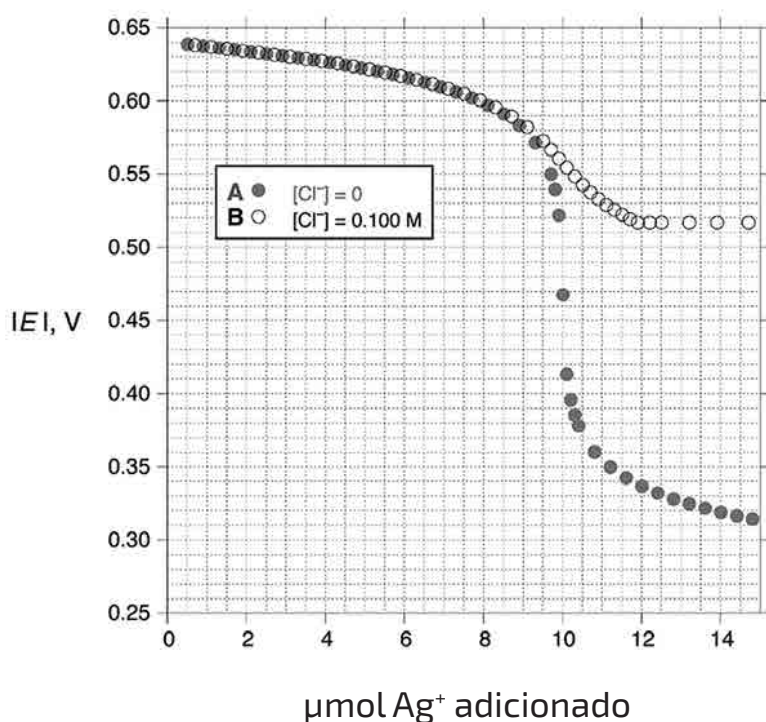
Um possível método para analisar iodeto na presença de cloreto é a titulação potenciométrica. Contudo, este método não é muito preciso na presença de uma grande quantidade de cloreto.

Neste método, um fio de prata é imerso na solução (contendo iodeto e cloreto) a ser analisada e íons prata são gradualmente adicionados à solução. O potencial do fio de prata é medido relativamente a um eletrodo de referência consistindo em um fio de prata em uma solução de AgNO_3 $1,000 \text{ mol/dm}^3$. Os potenciais medidos são negativos e os valores absolutos desses potenciais são registrados. A solução a ser analisada possui um volume de $1,000 \text{ dm}^3$ (o qual pode-se assumir que não muda a medida que os íons prata são adicionados), sendo a temperatura $T = 25,0 \text{ }^\circ\text{C}$.

Os resultados deste experimento são governados por três equilíbrios: os produtos de solubilidade do AgI(s) [K_{psI}] e AgCl(s) [K_{psCl}] e a formação do $\text{AgCl}_2\text{(aq)}$ [K_{f}]. (O iodeto também forma íons complexos com a prata, mas você pode desprezar isso nas baixas concentrações de iodeto presentes neste experimento).



Abaixo, são mostrados os resultados de dois experimentos que medem os potenciais observados em função do número de mol de íons prata adicionados. O experimento **A** (círculos escuros) foi realizado com $1,000 \text{ dm}^3$ de solução contendo $1,00 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ de iodeto e nenhum íon cloreto. O experimento **B** (círculos claros) foi feito usando $1,000 \text{ dm}^3$ de uma solução contendo $1,00 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ de iodeto e $1,00 \times 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$ de cloreto.



$\mu\text{mol Ag}^+$ adicionado	$ E , \text{V}$ exp. A	$ E , \text{V}$ exp. B
1,00	0,637	0,637
3,00	0,631	0,631
5,00	0,622	0,622
7,00	0,609	0,610
9,00	0,581	0,584
10,0	0,468	0,558
11,0	0,355	0,531
12,0	0,337	0,517
13,0	0,327	0,517
15,0	0,313	0,517

- 3.2.1.** Selecione um ponto apropriado a partir dos experimentos e utilize-o para calcular o produto de solubilidade do AgI (K_{psI}).
- 3.2.2.** Selecione um ponto apropriado a partir dos experimentos e utilize-o para calcular o produto de solubilidade do AgCl (K_{psCl}).
- 3.2.3.** Selecione um ponto apropriado a partir dos experimentos e utilize-o para calcular K_f .

Você pode precisar usar os valores de K_{psI} e K_{psCl} para realizar este cálculo. Se você não conseguiu realizar os cálculos em **3.2.1** e **3.2.2**, você pode usar os valores arbitrários de $K_{psI} = 1,00 \times 10^{-15}$ e $K_{psCl} = 1,00 \times 10^{-9}$ sem penalidade.

Um método analítico que é mais prático, uma vez que não é sensível à presença de cloreto, utiliza a reação de Sandell-Kolthoff. Esta é a reação do íon cério(IV) com H_3AsO_3 para produzir Ce(III) em solução ácida, que é fortemente catalisada pelo íon iodeto.

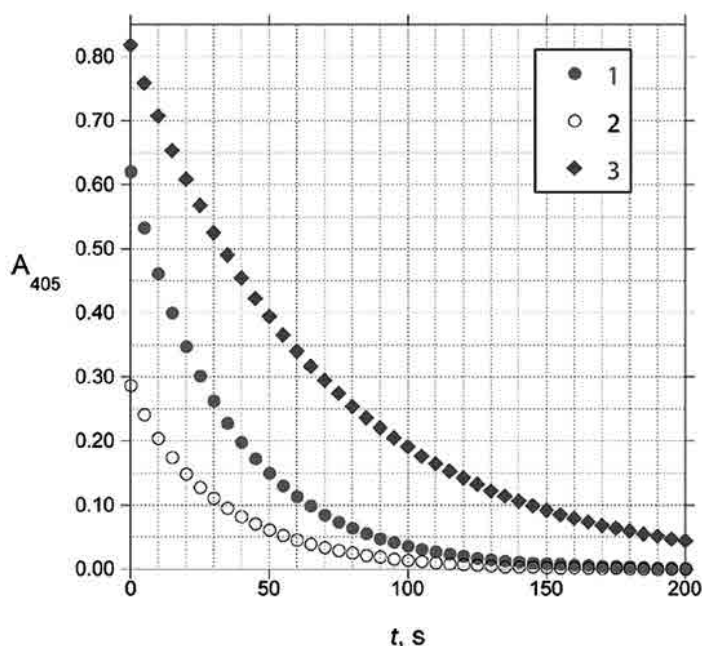
- 3.3.1.** Escreva as equações iônicas líquidas balanceadas para a reação do cério(IV) com H_3AsO_3 em solução ácida, bem como as reações do cério(IV) com uma espécie contendo o elemento iodo e do H_3AsO_3 com uma espécie contendo o elemento iodo, que explicariam razoavelmente a catálise da primeira reação pelo iodeto.



A reação de Ce(IV) com H_3AsO_3 pode ser monitorada por medidas de absorvância em 405 nm, pois o Ce(IV) é laranja e absorve, de forma significativa, em 405 nm, enquanto os outros reagentes e produtos são incolores e não absorvem apreciavelmente. Três ensaios foram realizados, todos em $0,50 \text{ mol/dm}^3$ de H_2SO_4 a $25,0^\circ\text{C}$ usando as seguintes concentrações iniciais:

Ensaio	$[\text{H}_3\text{AsO}_3]_0$, mol dm^{-3}	$[\text{Ce(IV)}]_0$, mol dm^{-3}	$[\text{I}^-]_0$, mol dm^{-3}
1	0,01250	0,00120	$1,43 \cdot 10^{-6}$
2	0,00625	0,00060	$1,43 \cdot 10^{-6}$
3	0,01250	0,00120	$7,16 \cdot 10^{-7}$

Um analista iniciou as reações pela mistura dos reagentes em uma cubeta. Após uma espera curta e variável em cada experimento, medidas de absorvância foram iniciadas, com a primeira medida sendo considerada como $t=0$ s. Os dados obtidos são mostrados abaixo:

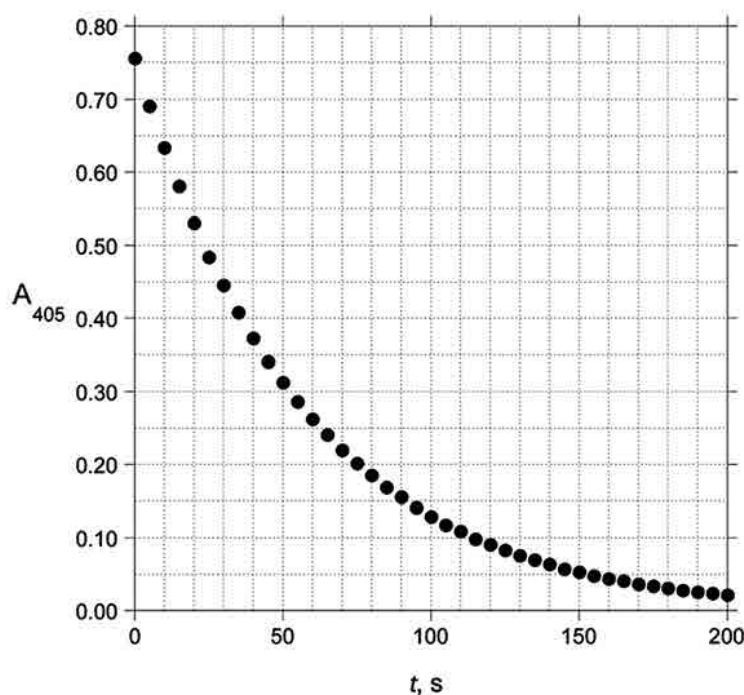


t, s	A_{405} Ensaio 1	A_{405} Ensaio 2	A_{405} Ensaio 3
0	0,621	0,287	0,818
20	0,348	0,149	0,608
40	0,198	0,083	0,455
60	0,113	0,046	0,340
80	0,064	0,025	0,254
100	0,037	0,014	0,191

Nestas condições ($0,5 \text{ mol/dm}^3$ de H_2SO_4 e $25,0^\circ\text{C}$), a lei de velocidade para a reação pode ser escrita como

Velocidade = $k[\text{H}_3\text{AsO}_3]^m[\text{Ce(IV)}]^n[\text{I}^-]^p$ na qual m , n , e p são números inteiros.

3.3.2. Determine os valores de m , n , e p e calcule o valor de k (não se esqueça de especificar suas unidades).



t, s	A ₄₀₅
0	0,756
20	0,531
40	0,373
60	0,262
80	0,185
100	0,129

Uma amostra de 1,000 g de sal iodado é dissolvida em água para produzir 10,00 cm³ de solução. Uma alíquota de 0,0500 cm³ desta solução é adicionada a uma mistura formada por 1,000 cm³ de H₃AsO₃ 0,025 mol/dm³ em H₂SO₄ 0,5 mol/dm³, e 0,800 cm³ de H₂SO₄ 0,5 mol/dm³. A esta mistura é adicionado 0,200 cm³ de Ce(NH₄)₂(NO₃)₆ 0,0120 mol/dm³ em H₂SO₄ 0,5 mol/dm³, sendo a absorvância em 405 nm medida como uma função do tempo a 25,0 °C:

3.3.3. Calcule o teor de iodo, em ppm, desta amostra de sal.

Problema 4 8% do total

Aplicação de estudos cinéticos no tratamento da água

Resíduos industriais são uma das principais causas de poluição da água e estudos cinéticos estão sendo feitos em laboratório para o desenvolvimento de tratamento de efluentes. O 1,4-dioxano, mais comumente conhecido como dioxano (C₄H₈O₂), um solvente industrial e um subproduto, é um contaminante importante da água. Ele pode ser oxidado para uma forma não perigosa usando agentes oxidantes como o peroxidissulfato, o ozônio ou o peróxido de hidrogênio.

Os dados obtidos no estudo cinético da oxidação do dioxano com peroxo-



dissulfato de potássio ($K_2S_2O_8$) como oxidante e $AgNO_3$ como catalisador em $T = 303,15\text{ K}$ são fornecidos abaixo. A reação foi monitorada pela estimativa do peroxodissulfato que não reagiu. A concentração do $AgNO_3$ usado neste estudo foi de $1,00 \cdot 10^{-3}\text{ mmol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

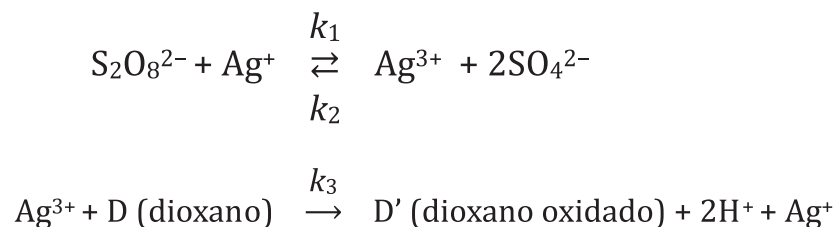
Experimento	Dioxano $\text{mmol} \cdot \text{dm}^{-3}$	$K_2S_2O_8$ $\text{mmol} \cdot \text{dm}^{-3}$	Velocidade inicial $\text{mmol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{min}^{-1}$
1	0,0100	2,50	$1,661 \cdot 10^{-2}$
2	0,0100	5,10	$3,380 \cdot 10^{-2}$
3	0,00500	13,8	$9,200 \cdot 10^{-2}$
4	0,0110	13,8	$9,201 \cdot 10^{-2}$

Em muitos países, o nível máximo aceito de dioxano na água potável é especificado como $0,35\ \mu\text{g dm}^{-3}$.

Uma amostra de água contém uma concentração inicial de dioxano de $40,00\ \mu\text{g dm}^{-3}$. Assuma que 1 mol de dioxano requer 1 mol de peroxodissulfato para a oxidação. A concentração do $AgNO_3$ usado neste estudo foi de $1,00 \cdot 10^{-3}\text{ mmol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

4.1.1. Calcule o tempo, em minutos, que o processo de oxidação deve continuar para se alcançar o nível aceito de dioxano a $303,15\text{ K}$, se a concentração inicial do $K_2S_2O_8$ é de $5,0 \cdot 10^{-6}\text{ mol dm}^{-3}$. Assuma que a lei de velocidade a partir dos dados acima é válida nestas condições.

Vários mecanismos foram propostos para a oxidação do dioxano com o peroxodissulfato. Misra e Ghosh (1963) propuseram o seguinte mecanismo:



4.1.2. Assumindo que $Ag(III)$ se encontra em estado estacionário, deduza a lei de velocidade para a oxidação do dioxano.

4.1.3. Qual(is) das seguintes afirmativas é(são) correta(s)?

A) A lei de velocidade baseada no mecanismo dado em **4.1.2**, em concentrações muito altas de dioxano, é consistente com os dados experimentais em **4.1.1**.



B) A lei de velocidade baseada no mecanismo dado em **4.1.2**, em concentrações muito baixas de dioxano, é consistente com os dados experimentais em **4.1.1**.

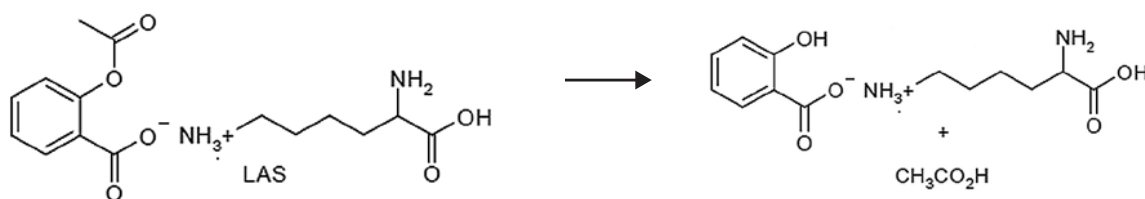
C) As unidades da constante de velocidade observada são $\text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ em concentrações muito altas de dioxano.

D) As unidades da constante de velocidade observada são $\text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ em concentrações muito baixas de dioxano.

Degradação de produtos farmacêuticos – uma abordagem cinética

Estudos cinéticos são importantes na decisão da validade do produto farmacêutico. Diversas reações químicas podem afetar a validade do produto farmacêutico e as velocidades destas reações dependem de condições como o pH, a temperatura e a umidade.

Acetilsalicilato de Lisina (LAS) é prescrito como analgésico e anti-inflamatório com o nome comercial de Aspegic. LAS forma o salicilato de lisina e o ácido acético ao sofrer hidrólise.



A hidrólise do LAS pode ser conduzida via três diferentes caminhos (a) catálise ácida, (b) reação não catalisada e (c) catálise básica.

Se $[\text{LAS}]$ significa a concentração de LAS no tempo "t", a velocidade global da reação de hidrólise pode ser escrita como

$$-\frac{d[\text{LAS}]}{dt} = k_{\text{H}}[\text{LAS}][\text{H}^+] + k_0[\text{LAS}] + k_{\text{OH}}[\text{LAS}][\text{OH}^-]$$

na qual k_{H} , k_0 e k_{OH} são as constantes de velocidade das reações de hidrólise catalisada por ácido, não catalisada e catalisada por base, respectivamente. A constante de velocidade observada é obtida a partir da expressão:

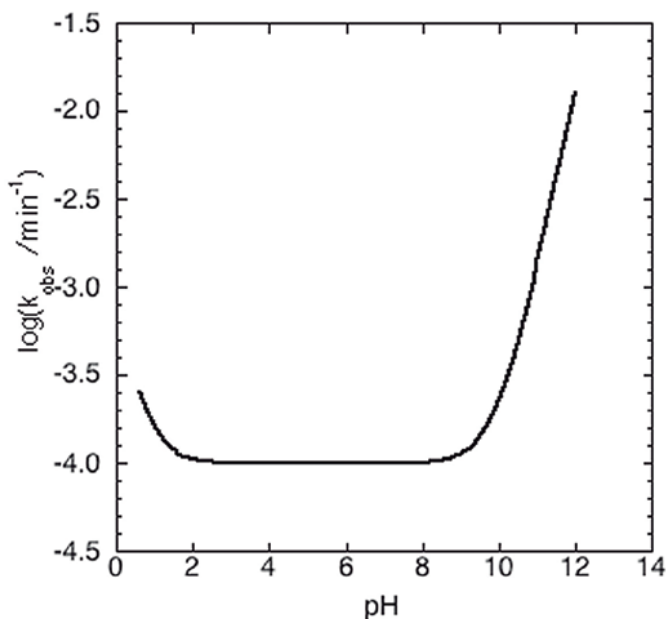
$$-\frac{d[\text{LAS}]}{dt} = k_{\text{obs}}[\text{LAS}]$$

4.2.1. Escreva uma expressão para k_{obs} em função de k_{H} , k_0 , k_{OH} e $[\text{H}^+]$.



A hidrólise do LAS foi conduzida a 298,15 K em vários valores de pH (0,50 a 13,0). Uma concentração inicial muito baixa do LAS garante que o pH não varia durante o decorrer da reação.

O gráfico abaixo mostra a influência do pH na hidrólise do LAS



4.2.2. Qual(is) das seguintes afirmativas é(são) correta(s)?

A) $k_{\text{obs}} \cong k_0$ em pH = 12

B) $k_{\text{obs}} \cong k_0$ em pH = 5,0

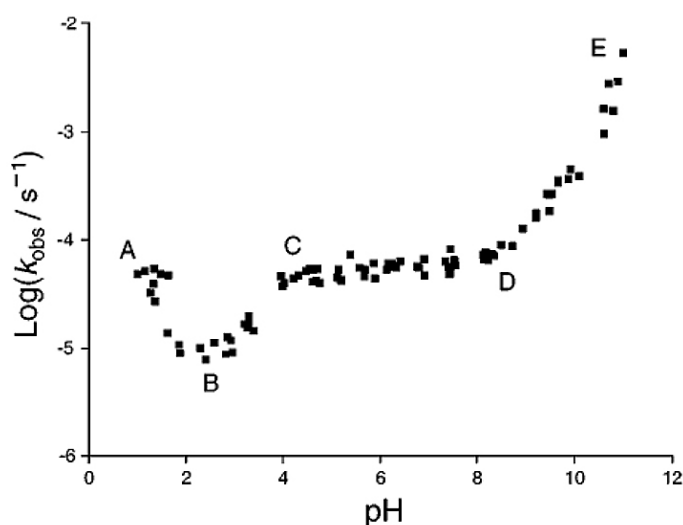
C) A velocidade da reação aumenta quando o pH é mudado de 0,50 para 1,0.

D) A velocidade da reação aumenta quando o pH é mudado de 10 para 12.

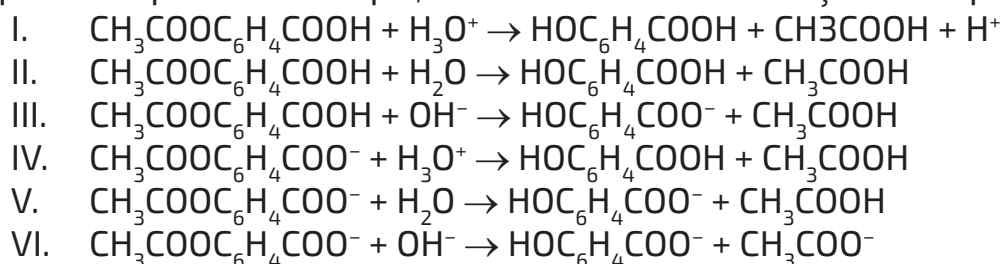
4.2.3. Usando o gráfico acima e os dados fornecidos abaixo, calcule k_{H^+} , k_0 e k_{OH^-} . Não se esqueça de especificar as unidades.

pH	1,300	5,300	12,180
$\log(k_{\text{obs}}/\text{min}^{-1})$	-3,886	-4,000	-1,726

Ácido acetilsalicílico, mais comumente conhecido como aspirina, é um medicamento comumente usado para reduzir a febre, a dor e a inflamação. Assim como o LAS, a hidrólise da aspirina pode também assumir diferentes caminhos dependendo do pH. O perfil de velocidade em função do pH da hidrólise a **333,15 K** é dado a seguir:



As seguintes equações representam reações possíveis para a hidrólise da aspirina. Dependendo do pH, uma ou mais destas reações irão predominar.



4.3.1. Usando o diagrama de perfil de velocidade em função de pH e as reações dadas acima, indique qual(is) das seguintes afirmativas é(são) correta(s). (pKa da aspirina = 3,57 na temperatura $T = 333,15 \text{ K}$)

- a) na região C-D, a reação IV é predominante
- b) na região C-D, a reação V é predominante
- c) na região D-E, a reação VI é predominante
- d) na região A-B, a reação II é predominante

Um outro gráfico de k_{obs} versus pH para a hidrólise da aspirina foi conclusivo ao mostrar um mínimo em um pH específico. A **290,15 K** as seguintes constantes de velocidade para as reações I, II e III foram determinadas:

k_{H} (reação I)	k_0 (reação II)	k_{OH} (reação III)
$1,99 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$	$2,29 \cdot 10^{-4} \text{ dia}^{-1}$	$3,18 \cdot 10^9 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$

O produto iônico da água a 290,15 K pode ser assumido como sendo $1,0 \cdot 10^{-14}$.

4.3.2. Assumindo que ocorrem apenas as reações I, II e III, calcule o valor do pH no mínimo de k_{obs} .

**Problema 5** **8% do total**

Há 5500 anos, no Egito antigo, o povo aprendeu, pela primeira vez, como sintetizar um pigmento azul. Agora, conhecemos este pigmento como Azul do Egito. Cerca de 2000 anos depois, na China antiga, outro pigmento foi amplamente utilizado, que agora é conhecido como azul da China. Os dois pigmentos são semelhantes em estrutura, mas tem diferentes composições elementares.

O antigo método de preparação destes pigmentos pode ser facilmente reproduzido num laboratório moderno.

Ao considerar quantidades, assuma que os compostos são puros e produzidos quantitativamente.

Para fazer o **Azul do Egito**, deve-se aquecer 10,0 g do mineral **A** com 21,7 g de SiO₂ e 9,05 g do mineral **B** a 800-900 °C durante um tempo prolongado. 16,7 dm³ de uma mistura de dois produtos gasosos é liberada (o volume é medido a 850 °C e à pressão atmosférica, 1,013·10⁵ Pa (1,013 bar)). Como resultado, 34,0 g do pigmento foram obtidos. Nenhum outro produto é formado. Após o resfriamento da mistura gasosa, um dos componentes da mistura condensa. A medida que o gás restante é resfriado até 0°C, o volume gasoso reduz-se para 3,04 dm³.

5.1.1. Encontre a massa da mistura gasosa formada pelo aquecimento de **A** com **B** e SiO₂.

5.1.2. Determine a composição quantitativa da mistura gasosa.

Quando 10,0 g do mineral **A** é aquecido com 21,7 g de SiO₂ na ausência de **B**, formam-se 8,34 dm³ de produtos gasosos (medidos a 850 °C e 1,013·10⁵ Pa = 1,013 bar). O mineral **A** contém apenas um metal.

5.1.3. Calcule a massa molar e determine a fórmula do mineral **B**. Dica: É um sólido iônico insolúvel em água, não contendo água de cristalização.

Para obter 42,8 g do **Azul da China**, deve-se utilizar 17,8 g do mineral **C**, em vez do mineral **B**, (mantendo-se as mesmas quantidades do mineral **A** e do SiO₂ usadas para formar o Azul do Egito), e executar a reação a temperaturas mais elevadas. Além do pigmento, os mesmos produtos gasosos, nas mesmas quantidades, são formados como na preparação do Azul do Egito.

5.1.4. Determine a fórmula do mineral **C**.

5.1.5. Determine as fórmulas do Azul do Egito e do Azul da China.



5.1.6. Determine a fórmula do mineral **A**.

A análise elementar de algumas amostras do Azul da China mostrou traços de enxofre. Isto leva à conclusão de que as mesmas foram sintetizadas a partir de um outro mineral conhecido ao invés do mineral **C**.

5.2.1. Sugira a fórmula do mineral usado no lugar do mineral **C**.

5.2.2. É possível a temperatura de síntese do Azul da China ser diminuída, se este mineral for usado ao invés do mineral **C**?

Se durante a síntese do Azul da China, tomamos uma quantidade de sílica menor que no processo acima, obteremos um pigmento púrpura: Violeta da China. Esse foi utilizado, em particular, para colorir os famosos soldados do Exército de Terracota.

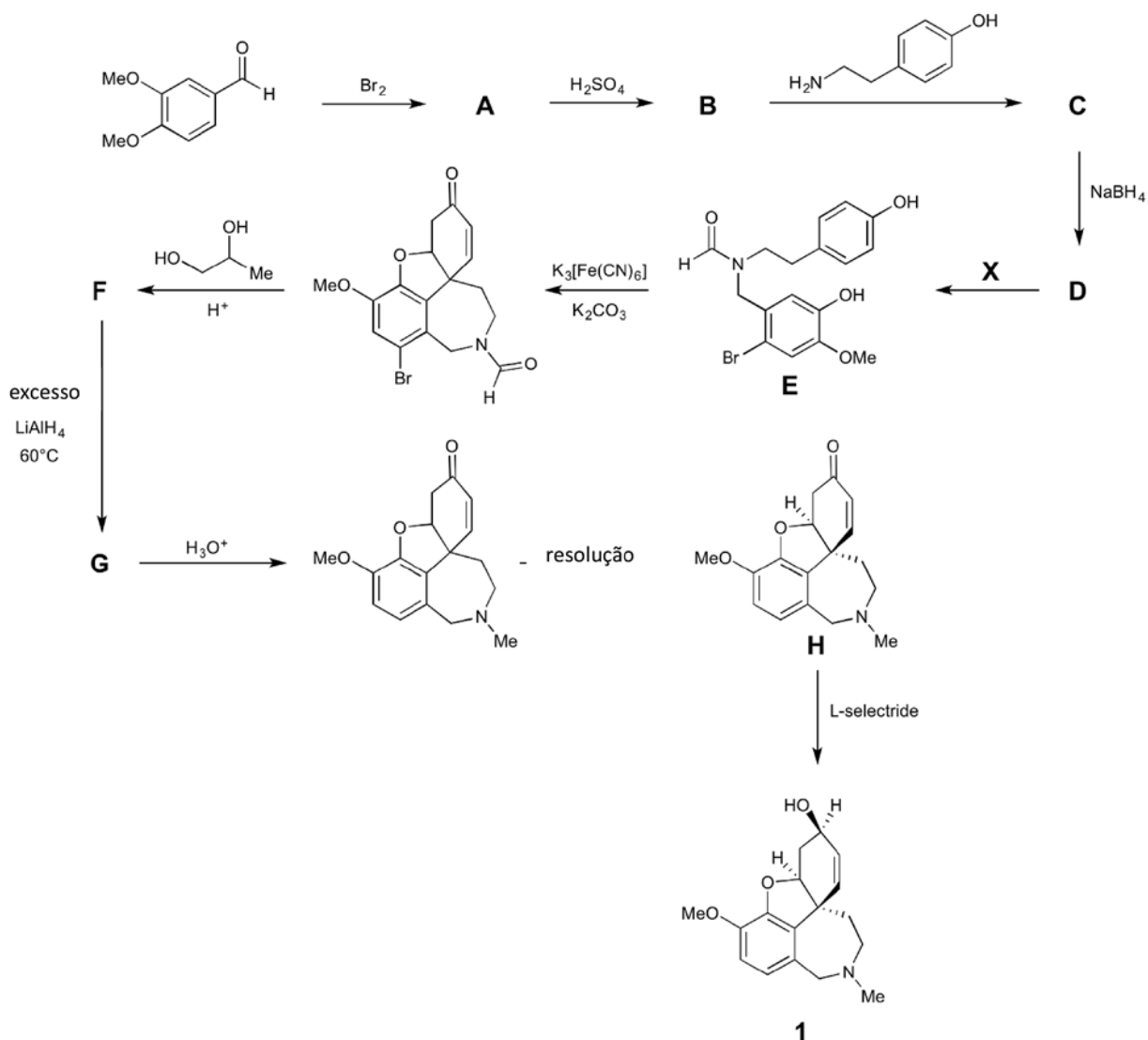
5.3. Escreva a fórmula do composto binário que pode, nas condições requeridas para formar o Violeta da China, ser o responsável pela mudança de cor.

“Não confunda jamais conhecimento com sabedoria. Um o ajuda a ganhar a vida; o outro a construir uma vida.”

Sandra Carey

**Problema 6 7% do total**

Embora não exista atualmente a cura da doença de Alzheimer, existem medicações disponíveis para controlar essa doença neurodegenerativa. Entre elas estão os inibidores da acetilcolinesterase, dos quais, a galantamina **1** é um exemplo. Esta molécula pode ser isolada da *Caucasian snowdrop*, uma planta nativa da Geórgia; no entanto, a grande quantidade, necessária para a terapia, requer uma via sintética. Abaixo é mostrada a rota utilizada para preparar galantamina industrialmente.





Notas sobre a síntese:

- ^1H RMN de **A** indica a presença de 2 prótons aromáticos num arranjo *para*.
- **C** é lábil em condições aquosas. Dessa forma, ele não é isolado, e sim, convertido imediatamente, com NaBH_4 , em **D**.

6.1.1 Sugira estruturas para os compostos **A**, **B**, **C**, **D**, **F** e **G**. Nenhuma das reações, exceto a última, a transformação com L-selectride, é estereosseletiva. Assim, não é necessário indicar a estereoquímica em suas respostas.

6.1.2. Dê a fórmula para o possível reagente X, usado para converter **D** em **E**.

A rotação óptica do material obtido por resolução foi de $-400^\circ \text{ cm}^2 \text{ g}^{-1}$, enquanto que, a do composto enantiomericamente puro é $-415^\circ \text{ cm}^2 \text{ g}^{-1}$, quando medido sob as mesmas condições. Você pode considerar que a única impureza óptica é o outro enantiômero.

Uma maneira de descrever a pureza óptica é o excesso enantiomérico (*ee*), que é definido como a diferença nas percentagens dos enantiômeros em uma mistura. Por exemplo, em uma mistura de 70% *R* e 30% *S*, o *ee* é de 40%.

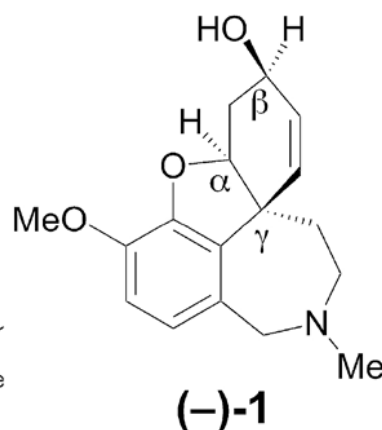
6.2.1. Qual é o excesso enantiomérico (*ee*) do composto resolvido, preparado pela rota industrial?

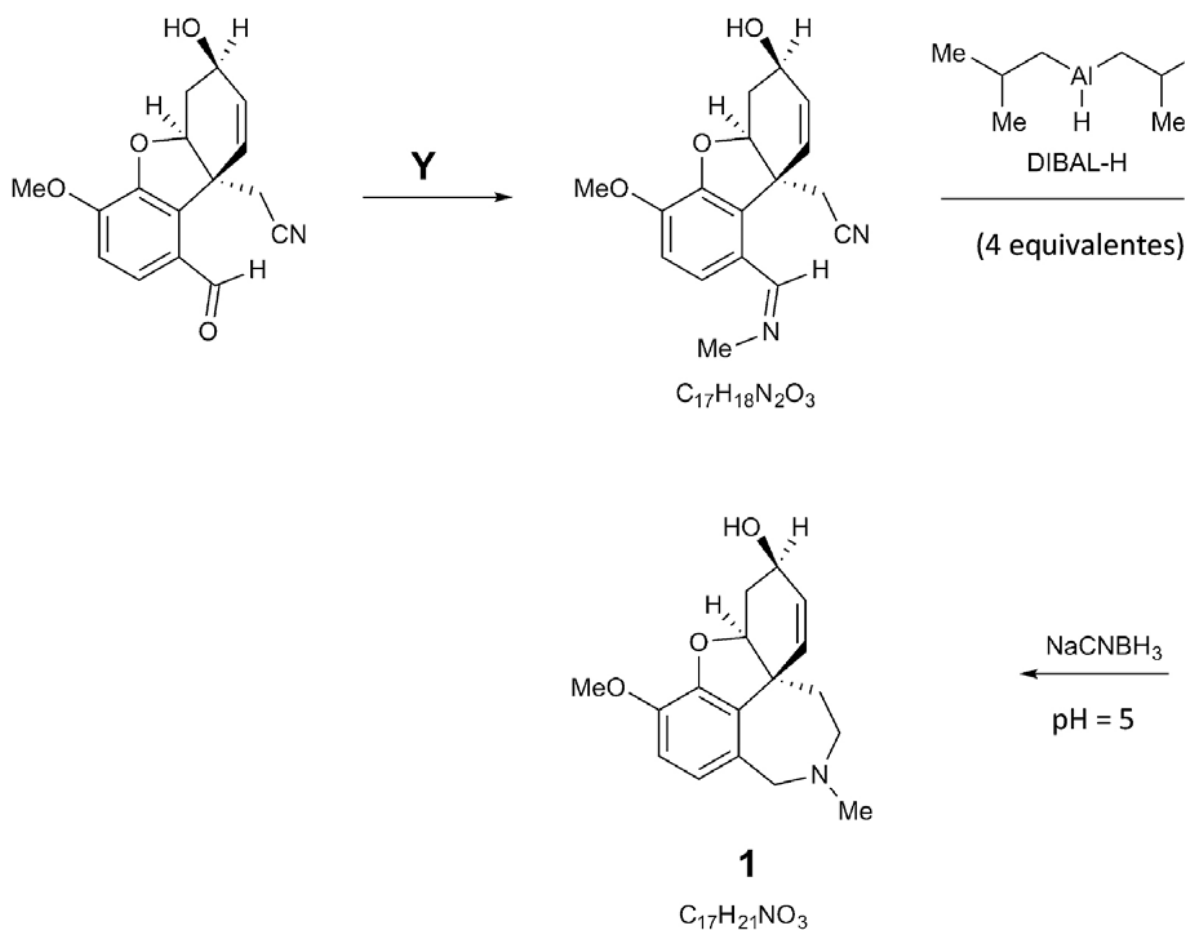
L-selectride é um reagente comercial que produz a reação final estereosseletivamente.

6.2.2. Identifique os estereocentros marcados (α , β , γ) em (–)-**1**, como *R* ou *S*.

6.2.3. Dê a fórmula para um reagente que produz a mesma reação que o L-selectride, convertendo **H** em **1**. Você não precisa se preocupar com a estereosseletividade.

Uma rota alternativa para a galantamina ocorre com o anel sete membros sendo o último a ser formado.





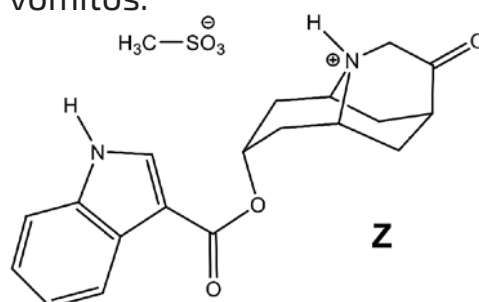
6.3.1. Dê a fórmula do composto **Y**, usado para realizar a primeira etapa dessa rota.

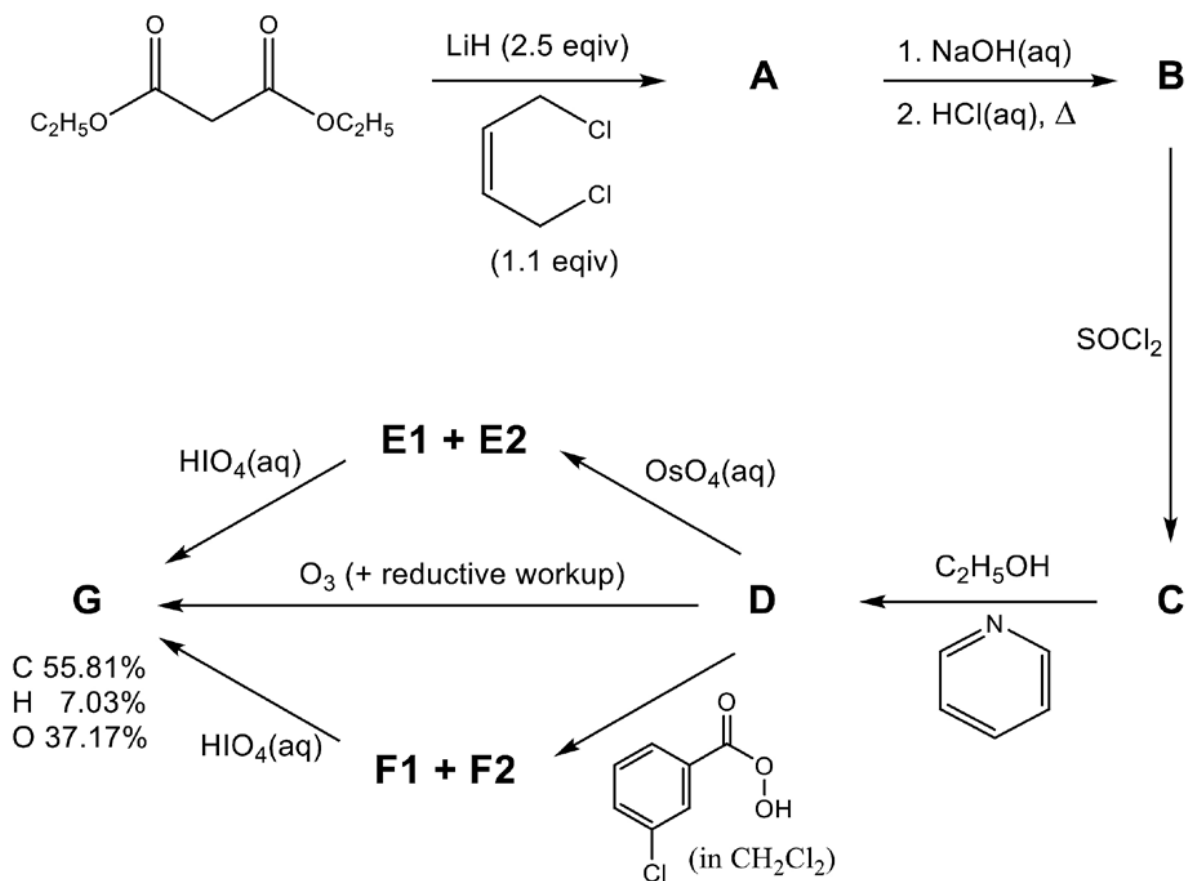
6.3.2. Sugira estruturas para os compostos **J** e **K**.

Problema 7 8% do total

Esta questão trata da síntese do *mesilato de dolasetron*, **Z** (mostrado à direita), um medicamento comercializado sob o nome comercial de *Anzemet* e usado para tratar a náusea pós-operatória e vômitos.

A síntese começa como mostrado abaixo.





Primeiro é preparado o composto cíclico **A**, que contém somente C, H e O.

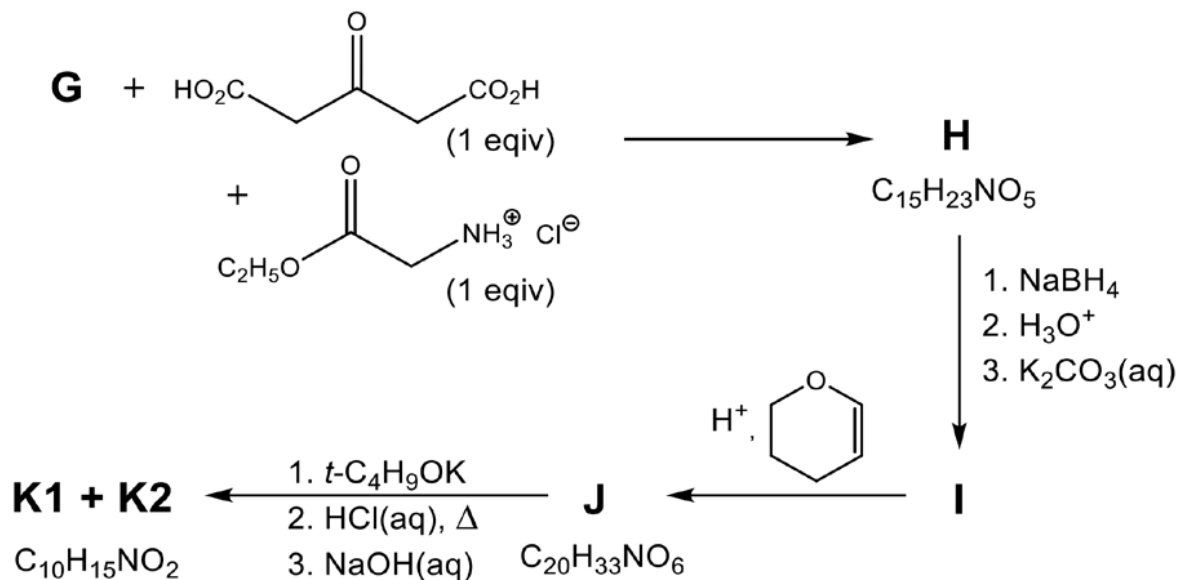
O composto **G** é aquiral e pode ser preparado diretamente a partir de **D**, utilizando ozônio sob condições redutoras, ou via os estereoisômeros **E1** e **E2** usando OsO_4 , ou via os estereoisômeros **F1** e **F2**, utilizando os perácidos mostrados.

- 7.1. Determine a fórmula empírica de **G**, a partir das porcentagens em massa dadas.
- 7.2. Dê as estruturas de **A**, **B**, **C**, **D**, **E1**, **E2**, **F1**, **F2** e **G**.

O composto **G** é usado na fase seguinte da síntese, sob condições tampão, para a formar **H** (como uma mistura de dois diastereoisômeros aquirais). A redução de **H** com NaBH_4 produz o álcool **I** (como uma mistura de quatro diastereoisômeros aquirais). **I** reage com di-hidropirano, em meio ácido, para formar **J** (como uma mistura com ainda mais diastereoisômeros). **J** é então tratado primeiro com a base *t*-butóxido, e em seguida, submetido a refluxo com ácido, antes de finalmente ser extraído, sob condições leve-



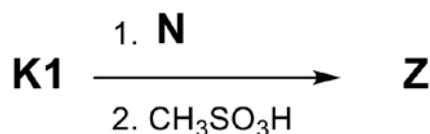
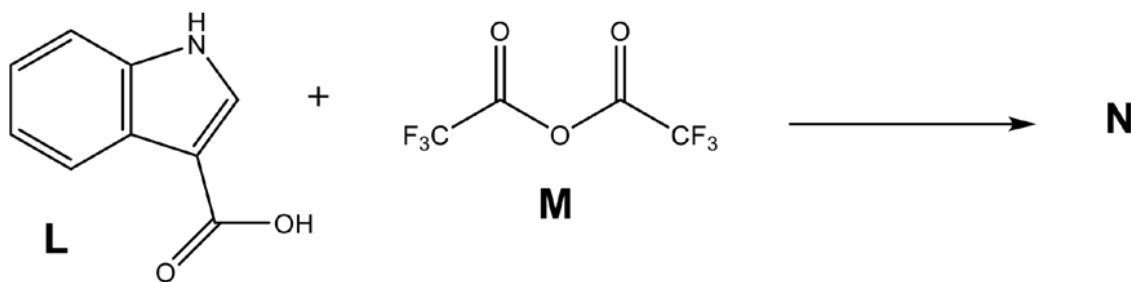
mente básicas, para formar **K** como uma mistura de dois diastereoisômeros, **K1** (produto principal) e **K2** (produto minoritário). Estes diastereoisômeros podem ser separados, e **K1** foi utilizado na fase final da síntese.



7.3.1. Forneça as estruturas dos compostos **H**, **I** e **J**. Não é necessário mostrar os diferentes diastereoisômeros formados.

7.3.2. Forneça as estruturas dos diastereoisômeros **K1** e **K2**.

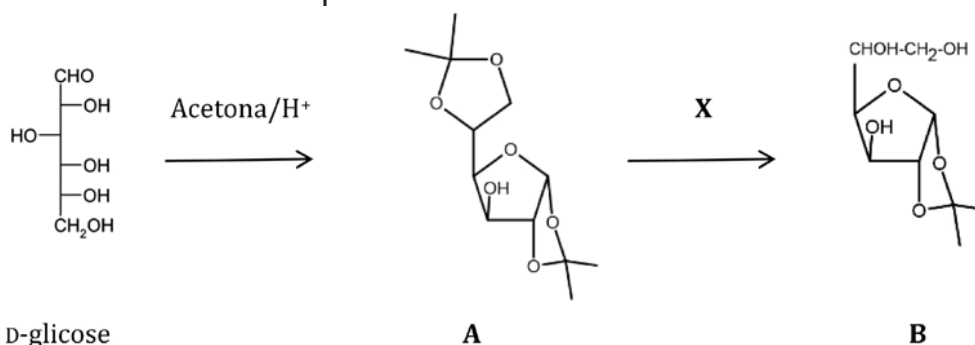
Na fase final da síntese, **L** e **M** reagem para formar o intermediário **N**. Em seguida, **N** reage com **K1** para formar, após a extração, a amina neutra que, sob potonação com $\text{CH}_3\text{SO}_3\text{H}$, produz o composto **Z**.



7.4. Forneça a estrutura de **N**.


Problema 8 7% do total

Um exótico, porém biologicamente importante análogo de carboidrato pode ser preparado a partir da D-glicose da seguinte maneira: aquecendo uma mistura de D-glicose e acetona com umas poucas gotas de ácido concentrado resultará na formação de um diacetônioide **A**. Na sequência, **A** pode ser hidrolisado seletivamente para formar **B**.



8.1.1. Qual das afirmações abaixo é verdadeira?

- A** é um isômero α . **A** não é nem α e nem β .
 A é um isômero β . **A** é uma mistura dos isômeros α e β .

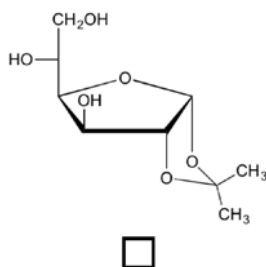
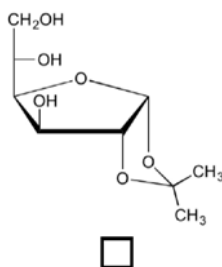
8.1.2. Qual das afirmações abaixo é verdadeira?

- Pode-se obter **A** somente se for usado α -D-glicose como material de partida.
 Pode-se obter **A** somente se for usado β -D-glicose como material de partida.
 Pode-se obter **A** com ambas as formas, α - ou β -D-glicose, como material de partida.

8.1.3. Qual desses reagentes pode ser utilizado como **X** para a hidrólise seletiva de **A**?

- Ácido acético a 50% H_2SO_4 concentrado
 HCl 6 M em água NaOH 1 M em água
 HCl 6 M em ácido acético

8.1.4. Qual é a estrutura estereoquimicamente correta para o composto **B**?

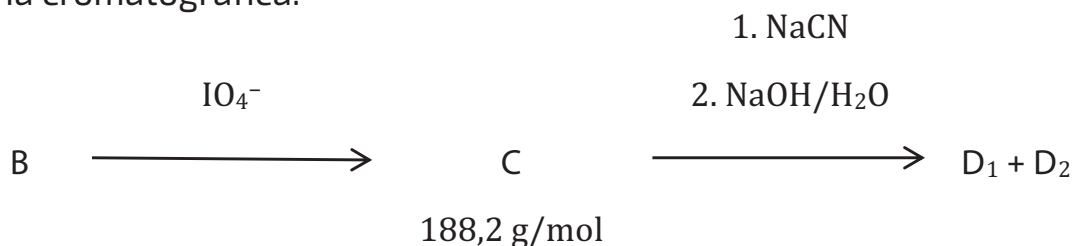


Nenhuma dessas





B reage com metaperiodato de sódio produzindo **C**. Em seguida, **C** é tratado com uma solução aquosa de NaCN e, na sequência, aquecido com uma solução de NaOH a 10% para gerar uma mistura de dois compostos diastereoisoméricos, **D**₁ e **D**₂. Estes compostos podem ser separados através de uma coluna cromatográfica.



A reação de **D**₁ com LiAlH₄ seguida de aquecimento com uma solução de HCl 1 M fornece o carboidrato **F**, que é o produto da hidrólise do polissacarídeo natural mais abundante.



8.2.1. Desenhe as estruturas de **C**, **D**₁, **D**₂, **E** e **F**, incluindo informações estereoquímicas. Desenhe **F** como o anel de 6 membros mais estável, utilizando a projeção de Haworth. Indique com uma linha ondulada se a estereoquímica absoluta em torno de um carbono não for conhecida.

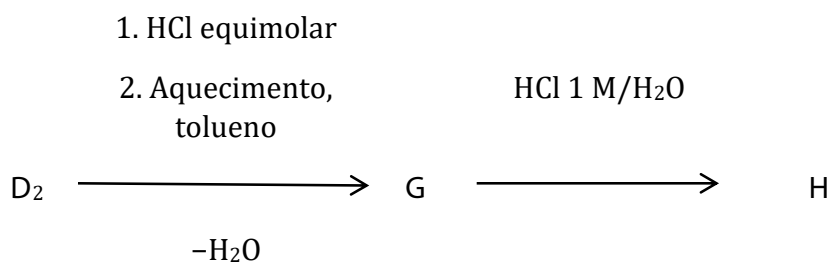
C	D ₁	D ₂
E	F	

8.2.2. A sequência de reações partindo da glicose para produzir **F** não parece ser útil. Em alguns casos, porém, esta é a maneira mais econômica para se produzir **F**. Que situação seria esta?

- Para a produção de **F** com carbono 6 marcado com ¹³C
- Para a produção de **F** com carbono 5 marcado com ¹³C
- Para a produção de **F** com carbono 1 marcado com ¹³C
- Para a produção de **F** com hidroxila glicosídica marcada com ¹⁵O
- Para a síntese de um isômero incomum de **F**

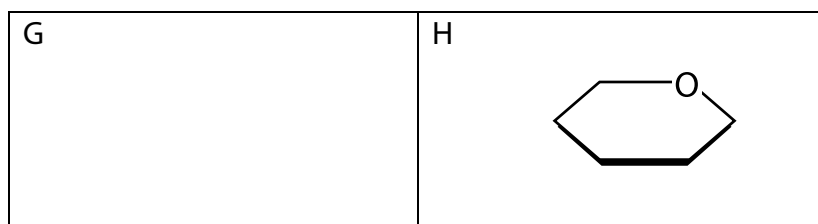


A neutralização de **D**₂ com HCl, seguida de aquecimento em tolueno, resulta na desidratação e formação de **G**, que apresenta uma estrutura tricíclica em solventes livres de água. O aquecimento até a ebulição de **G**, em uma solução de HCl 1 M, produz **H** (C₆H₁₀O₇), que é um derivado de um carboidrato natural contendo um anel de 6 membros. **H** é um *building block* da heparina, um polissacarídeo anticoagulante produzido em nosso corpo.



8.3.1. Desenhe a estrutura de **G**, incluindo sua estereoquímica.

Desenhe **H** como o anel de 6 membros mais estável, utilizando a projeção de Haworth. Indique com uma linha ondulada se a configuração (estereoquímica absoluta) em torno de um carbono não for conhecida.



8.3.2. Como os anéis de **G** estão fundidos?

- Ambos através de junção *cis*
- Um com junção *cis* e o outro com junção *trans*
- Ambos através de junção *trans*

8.3.3. Qual das seguintes alternativas está correta para o composto **H**? (Você pode escolher mais de uma alternativa.)

- H** é um açúcar redutor (reage com o reagente de Fehling)
- H** é um ácido aldárico (derivado dicarboxílico de uma aldose)
- H** é um ácido aldônico (derivado α -carboxílico de uma aldose)
- H** é um ácido urônico (derivado ω -carboxílico de uma aldose)
- H** é uma cetose
- H** é uma lactona
- H** é um açúcar D
- H** é aquiral
- H** é um composto meso



48^a Olimpíada Internacional de Química

Tbilisi, Geórgia,
26 de julho de 2016

Parte Experimental I

Problema 1

Você tem 10 diferentes compostos dissolvidos em água, em 5 soluções desconhecidas. Cada um dos tubos numerados contém dois dos compostos abaixo, em solução aquosa (todos os compostos são usados e cada composto é usado uma única vez).

AgNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, KI , KIO_3 , Na_2CO_3 , Na_2SO_3 , MgCl_2 , NH_3

São fornecidas: solução de HNO_3 , solução de NaOH , hexano e soluções aquosas dos 10 compostos puros indicados acima.

Você pode usar tubos de ensaio vazios e qualquer um dos líquidos fornecidos (incluindo os desconhecidos) para identificar as amostras desconhecidas. Funil e papel de filtro podem ser usados para separação.

Identifique os compostos nas soluções **1-5**. Indique o número da solução que contém os compostos individuais na folha de respostas. Indique duas observações causadas por reações químicas para cada composto na sua mistura desconhecida, identificando-as com a letra-código da observação apropriada (escolha uma ou mais da lista), e escreva as equações iônicas balanceadas que expliquem as observações. Ao menos uma das reações deve ser específica para claramente identificar o composto dentre as substâncias fornecidas.

Nota: após o sinal STOP, feche todos os tubos de centrífuga contendo as amostras desconhecidas com as tampas azuis identificadas com o código do estudante e deixe-as na estante.


Problema1 13% do total

Apenas preencha essa tabela quando você tiver concluído as tarefas. Utilize os códigos abaixo para as observações:

A – Formação de precipitado branco	F – Cor marrom na fase orgânica
B – Formação de precipitado colorido (vermelho, marrom, amarelo, preto, etc.)	G – Cor violeta na fase orgânica
C – Dissolução do precipitado	H – Formação de gás colorido
D – Mudança de cor da solução	I – Formação de gás incolor sem odor
E – Formação de solução colorida	J – Formação de gás incolor com odor
	K – Mudança na cor do precipitado

Composto	Número da amostra desconhecida	Fórmula da substância com a qual reage	Código da observação	Equações iônicas líquidas balanceadas
NH ₃				
Fe(NO ₃) ₃				
Al ₂ (SO ₄) ₃				
AgNO ₃				
KIO ₃				
Na ₂ CO ₃				
MgC ₁₂				
Na ₂ SO ₃				
Ba(NO ₃) ₂				
KI				

Reposições:

Item	Quantidade	Assinatura do assistente de laboratório	Assinatura do estudante



48^a Olimpíada Internacional de Química

Tbilisi, Geórgia,
26 de julho de 2016

Parte Experimental II Instruções específicas para a Parte II

Problema 1

- O tempo de trabalho para a parte II (Problemas 2 e 3) é de 200 minutos.
- Inicie a Parte II com o Problema 2. Quando você estiver pronto para começar com o Problema 3, informe ao assistente do laboratório, e você receberá os reagentes e material de laboratório para o Problema 3. Os reagentes do Problema 2 serão retirados de você neste momento.
- A Parte II do exame (Problemas 2 e 3) contém 12 páginas, sua folha de respostas contém 6 páginas.
- Chame o assistente de laboratório quando você precisar acender sua lamparina de álcool. Aqueça apenas os tubos de ensaio de vidro. Feche a lamparina de álcool com a tampa quando terminar.

Materiais de laboratório

Item	Quant.:
Equipamentos de uso geral, colocados na bancada, para cada estudante, a ser utilizado em todas os problemas	
Estante para tubos de ensaio (Capacidade para 60 tubos)	1
Papel toalha	5
Caneta permanente	1
Bastão de vidro, 20 cm	1



Funil de polipropileno, diam. 3,5 cm	1
Copos plásticos descartáveis	3
Copo plástico rígido	1
Tampas de poliestireno para tubos de ensaio	22
Problemas 2 e 3, para cada estudante, na bancada	
Frasco com tampa de rosca para descarte, 3 dm ³ , rotulado "Liquid Waste, Tests 2&3"	1
Problema 2, para cada estudante, na bancada	
Caixa plástica rotulada "Task 2"	1
Suporte metálico para duas buretas	1
Bureta, 25,00 cm ³	2
Pipeta graduada, 10,0 cm ³	1
Pipeta graduada, 1,00 cm ³	1
Pipeta volumétrica (Mohr), 10,00 cm ³	1
Erlenmeyer, 100 cm ³	2
Proveta, 10,0 cm ³	2
Escova	1
Funil de polipropileno, diam. 5,5 cm	1
Problema 2, para cada estudante, na caixa plástica rotulada "Task 2"	
Tubos de ensaio de poliestireno, 10 cm ³	8
Pera	1
Pipetas de Pasteur para indicadores	2
Problema 3, para cada estudante, a ser pego com os assistentes de laboratório	
Caixa plástica rotulada "Task 3"	1
Problema 3, para cada estudante, na caixa plástica rotulada "Task 3"	
Tubos de ensaio de poliestireno, 10 cm ³	20
Lamparina a álcool	1
Pinça de madeira para tubos de ensaio	1
Tubos de ensaio de vidro	10
Pipetas de Pasteur	10
Copo plástico rígido	1



Reagentes

Nome	Estado	Conc.	Quant.	Recipiente	Rótulo
Problema 2, para cada estudante, na bancada					
Ácido Nítrico	Solução aquosa	2 M	*	Frasco de vidro com conta-gotas, 250 cm ³	HNO ₃
Problema 2, para cada estudante, na caixa rotulada "Task 2"					
Amostra de água mineral	Solução aquosa	Será determinada na prática	100 cm ³	Frasco de vidro com tampa de rosca, 100 cm ³	Water sample
Fluoreto de Sódio	Solução aquosa	9 mg/dm ³ de fluoreto	50 cm ³	Frasco de vidro com tampa de rosca, 50 cm ³	F ⁻ , 9 mg/dm ³
Indicador Zirconil Alizarina	Solução aquosa ácida	0,055% ZrO-Cl ₂ , 0,028% Vermelho de Alizarina S	10 cm ³	Frasco de vidro com tampa de rosca, 25 cm ³	Zirconyl Alizarin
Cloreto de Sódio	Solução aquosa	0,0500 M	50 cm ³	Frasco de vidro com tampa de rosca, 50 cm ³	NaCl, 0.0500 M
Sulfato de Amônio e ferro(III) dodecahidratado	Solução aquosa ácida	20 g/dm ³	10 cm ³	Conta-gotas, 15 cm ³	Fe ³⁺ ind.
Nitrato de prata	Solução aquosa	Será determinada na prática	200 cm ³	Frasco de vidro âmbar, 250 cm ³	AgNO ₃



Tiocianato de Amônio	Solução aquosa	Veja a concentração exata no rótulo	100 cm ³	Frasco de vidro com tampa de rosca, 100 cm ³	NH ₄ SCN, X.XXXX M
Cromato de Potássio	Solução aquosa	10%	5 cm ³	Conta-gotas, 15 cm ³	K ₂ CrO ₄
Problema 3, para cada estudante, na bancada					
Etanol	Líquido	95%	150 cm ³	Frasco de vidro com conta-gotas, 250 cm ³	C ₂ H ₅ OH
Problema 3, para cada estudante, na caixa rotulada "Task 3"					
Amostras orgânicas desconhecidas 1 a 8	Líquido	-	0,5 cm ³	Seringas, 2 cm ³	1 to 8
Permanganato de Potássio	Solução aquosa	0,13%	5 cm ³	Frasco de vidro âmbar, 50 cm ³	KMnO ₄
Nitrato de Amônio e Cério(IV)	Solução aquosa de HNO ₃ 2,0 M	28,6%	5 cm ³	Frasco de polietileno (HDPE), 30 cm ³	Ce(IV)
Acetonitrila	Líquido	-	45 cm ³	Frasco de vidro, 50 cm ³	CH ₃ CN
2,4-Dinitrofenil-hidrazina	Solução de ácido sulfúrico em etanol aquoso	3%	20 cm ³	Frasco de HDPE, 30 cm ³	DNPH
Cloreto de Ferro(III)	Solução aquosa de HCl 0,5 M	2,5%	1 cm ³	Frasco de HDPE, 30 cm ³	FeCl ₃
Cloridrato de hidroxilamina	Solução etanólica	0,5 M	10 cm ³	Frasco de HDPE, 30 cm ³	NH ₂ OHxHCl



Hidróxido de Sódio	Solução aquosa	6 M	5 cm ³	Frasco de HDPE, 30 cm ³	NaOH
Ácido Clorídrico	Solução aquosa	1 M	25 cm ³	Frasco de HDPE, 30 cm ³	HCl

*Na quantidade que sobrou, após o Problema 1.

Problema 2

Determinação do teor de fluoreto e cloreto na água mineral

A Geórgia é mundialmente famosa por suas águas minerais esplêndidas. Muitas destas são usadas para curar diversas doenças. Os fabricantes têm de controlar cuidadosamente a composição iônica das águas, estando fluoreto e cloreto entre os íons mais importantes.

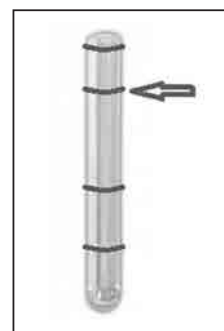
Detecção colorimétrica visual de fluoreto

O método de determinação de fluoreto é baseado na diminuição da intensidade da cor do complexo zircônio(IV)-Vermelho de Alizarina S na presença de íons fluoreto, devido à formação de um complexo incolor mais estável. O equilíbrio é atingido em cerca de 20 minutos após a adição do reagente. A concentração de fluoreto é determinada visualmente comparando a cor desenvolvida na amostra com as das soluções de calibração.

Transfira 9,0 cm³ de água mineral a partir da amostra para dentro do tubo de ensaio de plástico rotulado como "X".

Calcule quanto da solução padrão de fluoreto, 9,0 mg/dm³, será necessário para preparar um conjunto de soluções de calibração com as seguintes concentrações de íon fluoreto: 0,0; 1,0; 2,0; 3,5; 5,0; 6,5; 8,0 mg/dm³ (cálculo para 9,0 cm³ de cada solução).

Usando as pipetas graduadas de 1,0 cm³ e 10,0 cm³, adicione as quantidades calculadas da solução-padrão de fluoreto aos tubos de ensaio, e em seguida, adicione 1,0 cm³ do indicador Zirconil-Alizarina em cada tubo de ensaio, e complete o volume em cada tubo de ensaio de calibração para a marca de 10,0 cm³ com água destilada (a marca é mostrada na figura com uma seta).





2.1.1. Escreva os volumes de fluoreto usados em suas diluições.

Misture as soluções obtidas nos respectivos tubos de ensaio. Coloque os tubos de ensaio na estante, deixando-os em repouso por no mínimo 20 minutos.

2.1.2. Compare a cor da amostra com as das soluções de calibração olhando para elas de cima para baixo e de frente. Selecione a concentração do padrão que mais se aproxima da concentração de fluoreto na amostra de água.

Nota: a estante com os tubos de ensaio será fotografada pela equipe do laboratório depois de todo o exame ser concluído.

Padronização da solução de nitrato de prata pelo método de Mohr

Transfira 10,0 cm³ da solução padrão de NaCl 0,0500 mol/dm³ para um Erlenmeyer usando a pipeta volumétrica (Mohr). Adicione cerca de 20 cm³ de água destilada e 10 gotas de solução aquosa de K₂CrO₄ a 10%.

Preencha uma bureta com a solução de nitrato de prata. Titule o conteúdo do Erlenmeyer com a solução de nitrato de prata, agitando vigorosamente a mistura contendo o precipitado formado. As gotas finais do titulante são adicionadas lentamente com agitação vigorosa do Erlenmeyer. A titulação está completa quando, pela adição do titulante, ocorre uma leve mudança de cor, não desaparecendo esta mudança de cor na suspensão amarelada. Anote a leitura final da bureta. Repita a titulação conforme necessário.

2.2.1. Escreva seus volumes na folha de respostas.

2.2.2. Escreva as equações químicas balanceadas para a titulação de NaCl com AgNO₃ e para a reação de indicação do ponto final.

2.2.3. Calcule a concentração da solução de AgNO₃ a partir de suas medidas.

2.2.4. O método de titulação de Mohr exige um meio neutro. Escreva as equações para as reações interferentes que ocorrem em pH baixo e em pH alto.

Determinação de cloreto pelo método Volhard

Lave a pipeta volumétrica (Mohr) com água destilada. Lave os Erlenmeyers, primeiramente com uma pequena porção da solução de amônia, que sobrou do problema 1, para ajudar a remover o sal de prata precipitado e depois com água destilada. (No caso de você ter usado toda a solução de amônia no problema 1, você pode obter uma recarga sem penalidade.)



Transfira uma alíquota de 10,0 cm³ de água mineral, a partir da amostra, para um Erlenmeyer usando a pipeta volumétrica (Mohr). Adicione 5 cm³ de ácido nítrico 2 mol/dm³ usando uma proveta. Adicione 20,00 cm³ da solução de nitrato de prata a partir da bureta e misture bem a suspensão. Adicione aproximadamente 2 cm³ da solução do indicador (Fe³⁺) com a pipeta de Pasteur.

Preencha a segunda bureta com a solução padrão de tiocianato de amônio (veja a concentração exata no rótulo). Titule a suspensão com esta solução, agitando vigorosamente. No ponto final, uma gota produz uma cor castanha fraca, que é estável mesmo depois de intensa agitação. Anote a leitura final da bureta. Repita a titulação conforme necessário.

Nota: O precipitado de AgCl troca os íons Cl⁻ com os íons SCN⁻ da solução. Se você titular muito lentamente ou com interrupções, a cor castanha desaparece com o tempo, e muito titulante é gasto na titulação. Portanto, quando se aproximar o ponto final, você deve adicionar o titulante a uma velocidade lenta *constante*, agitando o erlenmeyer *constantemente* para que a suspensão se torne branca. O surgimento da cor castanha fraca significará o alcance do ponto final.

- 2.3.1. Escreva seus volumes na folha de respostas.
- 2.3.2. Escreva as equações químicas balanceadas para a titulação de retorno com NH₄SCN e para a reação de indicação do ponto final.
- 2.3.3. Calcule a concentração de cloreto (em mg/dm³), na amostra de água, a partir de suas medidas.
- 2.3.4. Se os íons Br⁻, I⁻, e F⁻ estão presentes na amostra juntamente com o cloreto, a concentração de qual(is) íon(s) também irá(ão) contribuir para o resultado da titulação de Volhard?
- 2.3.5. Ao tentar determinar a concentração de Cl⁻ na presença de outros haleto, um analista adicionou iodato de potássio e ácido sulfúrico na amostra e ferveu a solução. Depois disso, ele reduziu o excesso de iodato para iodo, por fervura da amostra com ácido fosforoso, H₃PO₃. Quais ânions interferentes foram removidos por esta operação? Escreva as equações químicas para as reações destes íons com iodato.

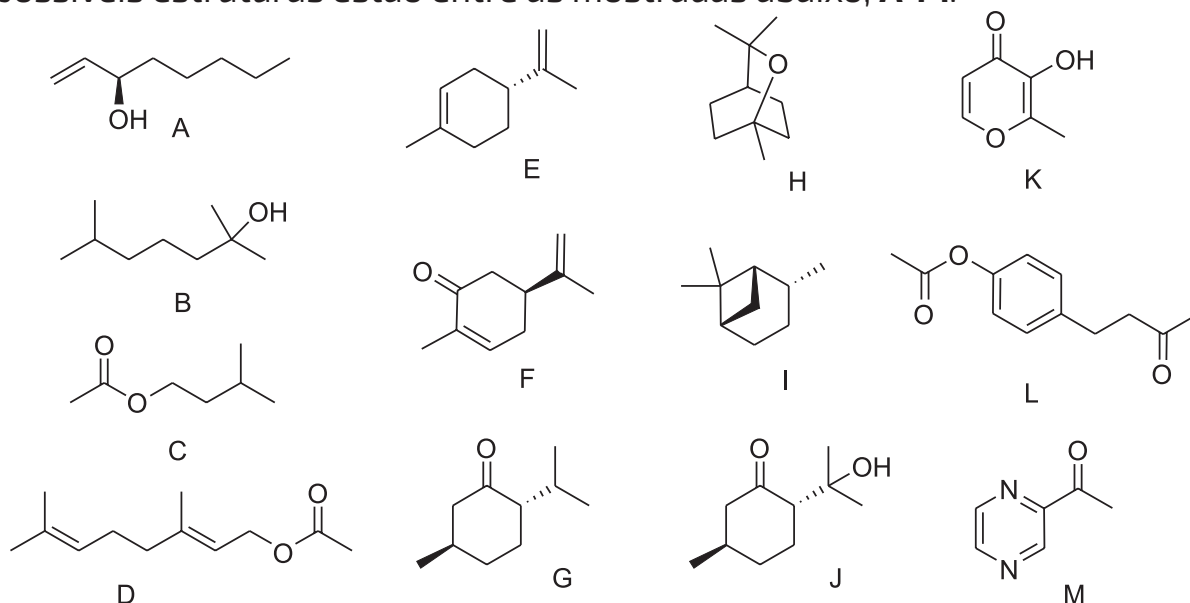


Problema 3

Identificando sabores e fragrâncias

Turistas visitam a Geórgia e ficam admirados com as muitas especialidades do país, sendo que a culinária regional ocupa uma das posições de destaque na lista de aventuras. Carnes excelentes, vegetais e folhagens frescos, frutas da época, geleias caseiras... O que mais seria necessário para satisfazer verdadeiros gourmets? Sim, é claro, sabores e fragrâncias únicos!

Você está recebendo 8 amostras contendo compostos orgânicos desconhecidos (rotulados de 1 a 8), os quais são industrialmente utilizados como flavorizantes e fragrâncias. Todas as amostras são compostos puros. Suas possíveis estruturas estão entre as mostradas abaixo, **A-M**:



Os compostos orgânicos desconhecidos nas suas amostras são prontamente solúveis em éter, e insolúveis em soluções aquosas diluídas de NaOH e HCl. Todos eles, exceto o composto desconhecido de nº 6, são insolúveis em água, sendo esse composto pouco solúvel em água (3,5 g/dm³).

- 3.1. Faça os testes descritos abaixo para identificar as amostras de 1 a 8. Indique os resultados dos testes escrevendo o algarismo romano que corresponde ao fato observado (escolha um ou mais códigos da lista). Preencha todos os campos da tabela. Utilize "+" ou "-" para indicar um teste positivo ou negativo, respectivamente.
- 3.2. Identifique as amostras desconhecidas utilizando o resultado dos testes e as informações dadas acima. Escreva o código das estruturas (**A-M**) para cada amostra identificada, no campo apropriado da tabela.



Procedimento experimental

Teste com KMnO_4 (Teste de Baeyer)

Coloque aproximadamente 1 cm^3 de etanol 95% em um tubo de ensaio plástico e adicione 1 gota de uma amostra desconhecida. Adicione 1 gota da solução de KMnO_4 e agite a mistura. Considere o teste positivo se a cor do permanganato desaparecer imediatamente após a agitação.

3.3. Escreva a reação, utilizando um dos compostos A-M, que fornece um resultado positivo para o teste de Baeyer.

Teste com nitrato de cério(IV)

Coloque 2 gotas do **reagente de Ce(IV)** em um tubo de ensaio de vidro, adicione 2 gotas de acetonitrila e então 2 gotas de uma amostra desconhecida (a sequência é importante!). Agite a mistura. No caso de um teste positivo a coloração da mistura mudará prontamente de amarelo para um laranja-avermelhado.

Nota 1. Use somente tubos de ensaio de vidro para realizar este teste. Caso necessite lavar o tubo de ensaio de vidro, escolha cuidadosamente o solvente apropriado. Tampe os tubos de ensaio com a tampa verde, após completar o teste, para prevenir o forte odor.

Nota 2. A realização de testes comparativos utilizando as amostras do branco (sem o desconhecido) e a de referência (etanol) são recomendados para uma interpretação adequada.

Nota 3. Íons de Ce(IV) reagem com álcoois formando inicialmente compostos de coordenação fortemente coloridos. Complexos formados com álcoois primários ou secundários reagem em seguida (dentro de 15 segundos a 1 hora), ocasionando o desaparecimento da cor.

Teste com 2,4-dinitrofenilhidrazina (2,4-DNPH)

Adicione apenas 1 gota de uma amostra desconhecida a um tubo de ensaio plástico contendo 1 cm^3 de etanol 95%. Adicione 1 cm^3 do reagente de DNPH à solução preparada. Agite a mistura e deixe-a em repouso por 1-2 minutos. Você observará a formação de um precipitado com coloração variando entre amarelo e laranja-avermelhado, em caso de teste positivo.

3.4. Escreva a reação, utilizando um dos compostos **A-M**, que fornece um resultado positivo para o teste com 2,4-DNPH.



Teste com hidroxamato férrico

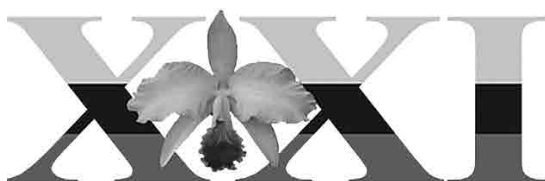
Solicite a um assistente de laboratório para acender sua lamparina. Misture 1 cm^3 da solução etanólica de cloridrato de hidroxilamina $0,5 \text{ mol/dm}^3$ com 5 gotas da solução aquosa de hidróxido de sódio 6 mol/dm^3 em um tubo de ensaio de vidro. Adicione 1 gota de uma amostra desconhecida e utilize a lamparina para aquecer a mistura até ebulição, enquanto agita suavemente o tubo de ensaio para evitar respingos da mistura reacional. Deixe a mistura resfriar lentamente e adicione 2 cm^3 de uma solução de HCl 1 mol/dm^3 . Adicione 1 gota da solução de cloreto de ferro(III) a 2,5%. Você observará o surgimento de uma coloração magenta em caso de teste positivo. Quando terminar, apague a lamparina fechando-a com a tampa.

Nota 1. Utilize somente tubos de ensaio de vidro para realizar o teste; utilize a pinça de madeira para segurar o tubo de ensaio quando estiver aquecendo. Caso necessite lavar o tubo de ensaio de vidro, utilize um solvente apropriado. Tampe os tubos com a tampa de borracha verde, após completar o teste, para prevenir o forte odor.

Nota 2. Íons de Fe(III) formam complexos coloridos com ácido hidroxâmico (R-CO-NHOH) na proporção 1:1.

3.5. Escreva a reação, utilizando um dos compostos **A-M**, que fornece um resultado positivo para o teste com hidroxamato férrico.

Nota: Após o sinal de "STOP", recoloque as agulhas nas seringas correspondentes com os compostos desconhecidos, e coloque-as dentro do copo plástico, deixando-as em cima da bancada.



XXI Olimpíada Iberoamericana de Química

Bogotá, D. C. - Colômbia 2016

EXAME TEÓRICO 1

A BIOQUÍMICA DOS MICROORGANISMOS A SERVIÇO DOS SERES HUMANOS: O CURIOSO CASO DAS BACTÉRIAS QUE INDUZEM A PRECIPITAÇÃO DE CALCITA

Os micro-organismos são seres vivos fascinantes. Existem diferentes formas e tipos com distintas funções no meio ambiente e ecossistemas. Por exemplo, as bactérias são os organismos mais antigos que habitam nosso planeta, e a vida, como a conhecemos hoje, se originou a partir delas.

Hoje em dia, a diversidade de micro-organismos é gigantesca e o planeta não seria o mesmo se os micro-organismos não existissem. Toda a bioquímica que são capazes de realizar é muito variada e permite que os diferentes ciclos dos elementos fundamentais para a vida (carbono, nitrogênio, enxofre, fósforo, etc.), aconteçam de forma continuada. Suas rotas metabólicas tão diversas e engenhosas têm permitido ao ser humano desenvolver processos biotecnológicos desde os tempos antigos até os dias de hoje. Por exemplo os processos de fermentação alcoólica para obter pão, cerveja e vinho, passando por processos de fermentação láctica para obter iogurte e distintos tipos de queijos, até a manipulação de sua genética para obter medicamentos como a insulina.



A precipitação de carbonato de cálcio (ou calcita), induzida por micro-organismos (MICP), é atualmente um tema altamente investigado por suas múltiplas aplicações na indústria de construção e na biorremediação de metais tóxicos. É uma alternativa promissora e de grande importância em biotecnologia ambiental. Os micro-organismos capazes de realizar a MICP possuem em seu metabolismo umas proteínas catalíticas (enzimas) que são fundamentais para o processo bioquímico de precipitação do carbonato de cálcio.

Este processo, conhecido como ureólise (ver Figura 1), se inicia a partir de uma enzima conhecida como a urease, a qual pode transformar a ureia ($\text{NH}_2\text{—CO—NH}_2$) em moléculas de amônia e dióxido de carbono, por um processo irreversível de hidrólise (ou seja, com a participação de moléculas de água).

As moléculas de amônia obtidas, juntamente com as moléculas de água, entram em equilíbrio químico ácido-base formando os íons amônio correspondentes, juntos com os íons hidróxido, o que provoca uma mudança importante no pH da solução na qual estão presentes.

Um destes íons hidróxido pode reagir com a molécula de dióxido de carbono, obtida durante o processo de hidrólise da ureia, permitindo a formação do íon bicarbonato (HCO_3^-). Este último reage com outro íon hidróxido obtido do equilíbrio ácido-base da amônia, junto com cátions cálcio presentes no meio, para formar finalmente o carbonato de cálcio e água.

A concentração de íons hidróxido obtidos pela produção do íon amônio é muito alta, gerando uma mudança importante no pH da solução. O carbonato de cálcio é o mineral que se deposita ao redor das bactérias e que tem propriedades biotecnológicas importantes em aplicações de biorremediação ambiental, engenharia civil e agricultura.

*“Uma lágrima se evapora,
uma flor murcha,
só a oração chega ao trono de Deus”*

Santo Agostinho

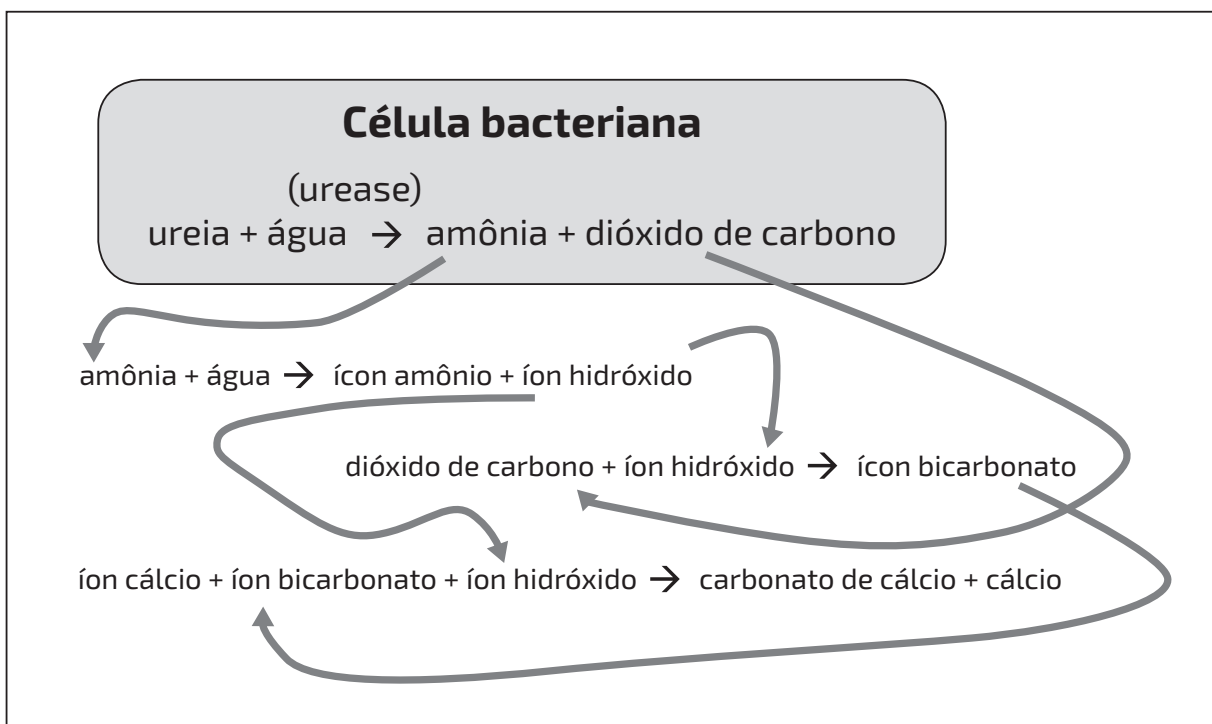


Figura 1. Esquema geral da precipitação de calcita induzida por micro-organismos através do processo de ureólise (MICP).

PERGUNTAS

- 1 Escreva a equação química balanceada, realizada pela enzima urease, para a hidrólise da ureia formando seus produtos (amônia e dióxido de carbono). Indique os estados de agregação. **10 pontos**
- 2 Escreva a reação química ácido-base balanceada para a formação do íon amônio e íon hidróxido a partir da amônia em solução aquosa. Indique os estados de agregação. **9 pontos**
- 3 Qual é a mudança qualitativa importante observada no pH da solução pela ocorrência da reação do item 2? Justifique. (Responda em Português). **10 pontos**
- 4 Escreva a equação química balanceada para a etapa da formação do íon bicarbonato durante o processo de ureólise. Indique os estados de agregação. **7 pontos**
- 5 Escreva a equação química balanceada para a etapa final da formação do mineral calcita. Indique os estados de agregação. **11 pontos**



6 A enzima urease é uma proteína catalítica constituída por diferentes aminoácidos em sua estrutura. O que ocorre com a atividade da urease quando esta é aquecida a 100 °C? Justifique. (Responda em Português).

10 pontos

7 O aminoácido alanina faz parte do sítio ativo catalítico da enzima urease. Seu grupo radical R é $-\text{CH}_3$. Se este aminoácido se encontra sozinho em solução, indique qual é a estrutura predominante do mesmo em condições muito ácidas (estrutura catiônica) e em condições muito básicas (estrutura aniônica). Qual seria a estrutura predominante deste aminoácido no ponto isoelétrico? Escreva as equações químicas de equilíbrio entre cada uma das formas possíveis do aminoácido. **25 pontos**

Estrutura Catiônica	Estrutura no ponto isoelétrico	Estrutura Aniônica

**EXAME TEÓRICO 2**

A riqueza estrutural dos oligossacarídeos presentes em glicoproteínas é enorme, uma vez que as combinações possíveis de monossacarídeos que os formam excedem em várias ordens de grandeza, os aminoácidos de proteínas; que por sua vez ultrapassam as possíveis combinações de nucleótidos em ácidos nucleicos.

O número de monossacarídeos que ocorre em todos os organismos, incluem não só os monossacarídeos simples, mas os seus derivados mais comuns (açúcares aminados, acetilamino açúcares, desoxiaçúcares, ácidos urônicos e seus derivados sulfatados);

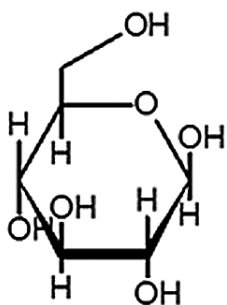
Além disso, se conhece que nos oligossacarídeos:

1. Podem formar-se várias ligações O-glicosídicas;
2. Na ligação glicosídica pode ocorrer anomeria α ou β ;
3. Ocorrem estruturas ramificadas.

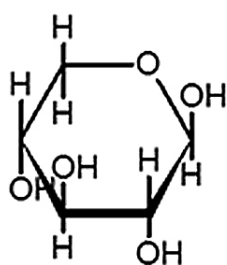
De acordo com as razões supracitadas, se temos um oligossacarídeo formado de 6 unidades de monossacarídeos, podem ser gerados até 10^{15} estruturas diferentes.

Além disso, calculou-se que, se a partir de um conjunto de 20 aminoácidos proteicos, for gerado um hexapeptídeo, podem ser produzidos um número de isômeros estruturais da ordem de 5×10^7 unidades.

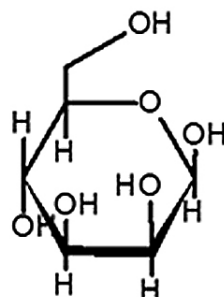
A seguir são dadas as estruturas dos compostos representativos e de interesse para que você possa resolver este problema.

**Carboidratos:**

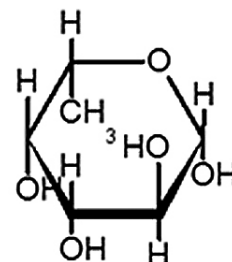
Glicose (Glc)



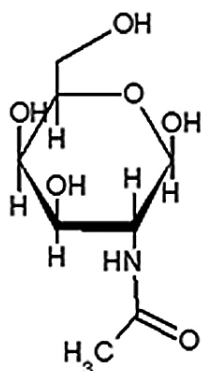
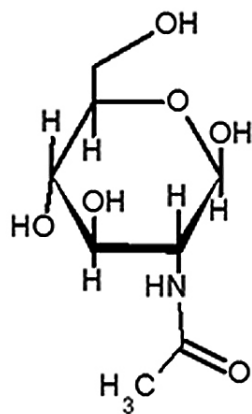
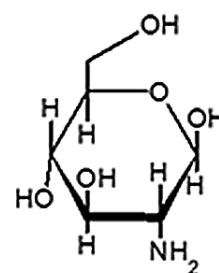
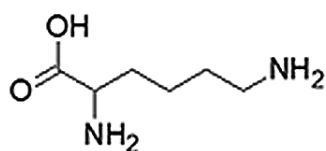
Xilose (Xil)



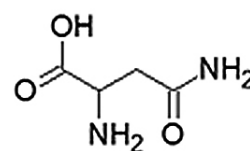
Manose (Man)



Fucose (Fuc)

N-Acetil-galactosamina
(GalNAc)N-Acetil-glicosamina
(GlcNAc)Glicosamina
(GlcNH₂)**Aminoácidos:**

Lisina (Lys)



Asparagina (Asn)

**PERGUNTAS**

Considerando uma unidade de glicosamina (GlcNH₂) e uma unidade de N-acetilgalactosamina (GalNAc), escreva:

1. Que tipo de configuração anomérica (α ou β) têm os monossacarídeos indicados? **(5 pontos)**
2. Desenhe as estruturas de dois dos dissacarídeos que podem ser formados **(10 pontos)**
3. Quantos isômeros estruturais do tipo α - β podem ser formados considerando apenas o carbono anomérico do primeiro monossacarídeo? _____ **(5 pontos)**
4. Quantos isômeros estruturais do tipo α - α podem ser formados considerando apenas o carbono anomérico do primeiro monossacarídeo? _____ **(5 pontos)**
5. Quantos isômeros estruturais do tipo β - β podem ser formados considerando apenas o carbono anomérico do primeiro monossacarídeo? _____ **(5 pontos)**
6. Quantos isômeros estruturais do tipo β - α podem ser formados considerando apenas o carbono anomérico do primeiro monossacarídeo? _____ **(5 pontos)**
7. Desenhe duas (2) estruturas dos dipeptídeos formados a partir de aspargina (Asn) e lisina (Lys), por uma ligação peptídica **(20 pontos)**

Em plantas leguminosas, comumente se encontra um oligossacarídeo unido a proteínas, que corresponde ao seguinte heptassacarídeo:

Man α 1-6(Man α 1-3) (Xyl β 1-2)Man β 1-4GlcNAc β 1-4(Fuc α 1-3)GlcNAc----proteína

8. Desenhe a estrutura do heptassacarídeo, utilizando a estrutura da piranose para cada monossacarídeo. **(10 pontos)**
9. Qual dos monossacarídeos do heptassacarídeo tem um grupo metila e qual a configuração do carbono anomérico? **(5 pontos)**
10. O heptassacarídeo que está na glicoproteína poderia ser um açúcar reductor? **(5 pontos)**

SIM	NÃO
-----	-----



11. Se for realizada a hidrólise do heptassacarídeo, a quantidade de cada um dos monossacarídeos será **(5 pontos)**:

Carboidrato de carboidratos	Número de resíduos
Manose (Man)	
Xilose (Xil)	
Fucose (Fuc)	
N-acetil glicosamina (GlcNAc)	

EXAME TEÓRICO 3

Fórmulas Químicas e Constantes Físicas

Em um calorímetro adiabático se obedece: $\sum Q_i = 0$; $Q_{\text{calorímetro}} + Q_{\text{reação}} = 0$

$$Q_{\text{calorímetro}} = C_{\text{calorímetro}} * \Delta T$$

A volume constante o calor de reação : $Q_{V, (\text{reação})} = \Delta_r U$

A pressão constante o calor da reação : $Q_{p, (\text{reação})} = \Delta_r H$

A 1,0 bar e 298,15 K.: $\Delta_r H_{298,15\text{ K}}^0 = \Delta_r U_{298,15\text{ K}}^0 + RT (\Delta n)$

$$\Delta_r H_{298,15\text{ K}}^0 = \sum_{i=1}^{i=n} x (\Delta_f H^0) \text{ Produtos} - \sum_{i=1}^{i=n} y (\Delta_f H^0) \text{ Reagentes}$$

(x) e (y): coeficientes estequiométricos dos produtos e dos reagentes respectivamente.

R, constante universal dos gases = 8,314 J mol⁻¹ K⁻¹.

T: Temperatura absoluta em Kelvin (K).

**DADOS**

Propriedades termodinâmicas a 298,15 K e 1,00 bar.			
Calores de formação ($\Delta_f H^\circ$)		Calores de combustão ($\Delta_c H^\circ$)	
Substância	(kJ mol ⁻¹)	Substância	(kJ mol ⁻¹)
CO ₂ (g)	-393,509	C _(S) carbono em forma de grafite	-393,509
H ₂ O (l)	-285,830	C _(D) carbono em forma de diamante	-395,405

ITEM	1.1	1.2	1.3	1.4	1.5	Total
valor	6	30	6	30	28	100
Pontuação						

A Colômbia é um dos países com maior biodiversidade em fauna e flora no plano mundial. Isto graças à posição geográfica privilegiada que ocupa: localizado na linha equatorial, rodeada por dois oceanos: Atlântico e Pacífico; que possui vários tipos possíveis de temperatura, o que lhe permite ter uma variedade de climas e ecossistemas.

Dentro dos 311 tipos de ecossistemas que possui, cabe ressaltar que a Colômbia conta com o maior páramo (planalto desértico) do mundo, localizado na região denominada "Parque Nacional de Sumapaz", ecossistema restrito unicamente a cinco países: Peru, Equador, Venezuela, Costa Rica e Colômbia. Este ecossistema é de particular interesse pela sua biodiversidade na flora e fauna, destacando nele, a presença de líquens, organismos que resultam da associação simbiótica entre um fungo e uma alga e/ou uma cianobactéria.

Esta associação simbiótica, considerada uma das de maior êxito evolutivo na natureza, permitiu a estes organismos colonizar todo tipo de habitat, e continuam a prosperar em ambientes adversos extremos, por exemplo, ambientes submetidos a estresse oxidativo, a condições extremas de pH, temperatura, radiação, dentre outras nas quais outros organismos não poderiam sobreviver. Para prosperar nestes ambientes, os líquens, como mecanismo de defesa, sintetizam uma série de metabólitos secundários únicos a eles com múltiplas atividades físicas, químicas e/ou biológicas a fim de protegê-los destas adversidades.

Considerando o exposto, o presente problema evidencia um estudo das pro-



priedades físico-químicas de um metabólito secundário: ácido úsnico, isolado de uma espécie de líquen proveniente do Páramo de Sumapaz, a uma altura perto de 4000 m acima do nível do mar, ecossistema constantemente submetido à radiação solar durante todo ano, o que faz deste ecossistema uma fonte natural promissora para a obtenção de metabólitos com atividade antioxidante e/ou fotoprotetora.

A fim de avaliar as propriedades termoquímicas do ácido úsnico, planejou-se um experimento em um calorímetro que opera a volume constante. Este envolve duas partes: **Parte A:** Determinação da capacidade térmica do calorímetro a volume constante, C_v , e a **Parte B:** Determinação das propriedades termoquímicas do ácido úsnico.

Parte A: DETERMINAÇÃO DA CAPACIDADE TÉRMICA DO CALORÍMETRO A VOLUME CONSTANTE C_v

A entalpia molar padrão de combustão, $\Delta_c H^\circ$, do ácido benzoico sólido muitas vezes é usada como um valor de referência para determinar a capacidade térmica de um calorímetro que opera a volume constante, C_v . Com exatidão, foi determinada a $\Delta_c H^\circ$, para um mol de ácido benzoico sólido a uma temperatura de 298,15 K e na pressão de 1,00 bar, obtendo-se um valor de $-3229,21 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Quando foram queimados 0,98621g de ácido benzoico sólido (C_6H_5COOH , massa molar 122,04 g/mol), em um calorímetro que opera a volume constante e a uma temperatura de 298,15 K, até a sua conversão completa em $CO_2(g)$ e $H_2O(l)$, evidenciou-se um aumento de temperatura de 298,15 K a 301,98 K.

Tendo em conta as informações anteriores, responda as perguntas, expressando os resultados de todas as respostas com duas casas decimais.

1.1. Escreva a equação balanceada para a reação de combustão completa do ácido benzoico.

Valor do item (6 /100)

12. Calcule a capacidade térmica do calorímetro C_v , em $J K^{-1}$.

Valor do item (30 /100)

**Parte B: DETERMINAÇÃO DAS PROPRIEDADES TERMOQUÍMICAS DO ÁCIDO ÚSNICO.**

$$\Delta_c H^\circ \text{ e } \Delta_f H^\circ$$

Em um experimento realizado a parte, no mesmo calorímetro, permitiu-se a combustão completa de 0,85682g de ácido úsnico ($C_{18}H_{16}O_7$, massa molar 344,11 g mol⁻¹), até a sua conversão em CO₂(g) e H₂O(l). Neste caso, o sistema sofreu um aumento de temperatura de 298,15 K a 301,23 K.

A partir desta informação:

- 1.3.** Escreva a equação balanceada para a reação de combustão completa do ácido úsnico.

Valor do item (6 /100)

- 1.4.** Calcule a entalpia molar padrão de combustão para um mol de ácido úsnico a 298,15 K (kJ mol⁻¹).

Valor do item (30 /100)

- 1.5. A** Calcule a entalpia molar padrão de formação do ácido úsnico a 298,15 K (kJ mol⁻¹).

Valor do item (12 /100)

B Qual seria o valor da entalpia molar padrão de formação, do ácido úsnico a 298,15 K (kJ mol⁻¹), se fosse considerado o diamante como o estado padrão do carbono C ao invés do grafite?.

Valor do item (16 /100)

**EXAME TEÓRICO 4****DETERMINAÇÃO DO CONTEÚDO DE ÁLCOOL NO SANGUE**

Tem sido demonstrado que o consumo de bebidas alcoólicas (como vinhos, cervejas e aguardentes, entre outras), mesmo em baixas quantidades, reduz a capacidade de dirigir, já que um nível de etanol elevado no sangue faz com que as pessoas reajam lentamente, experimentem problemas motores, dificuldades na visão, e um aumento do cansaço e da sonolência. Em consequência, uma pessoa que conduz automóveis depois de ter ingerido bebidas alcoólicas não só põe em risco sua vida como também a vida do resto das pessoas que circulam por vias públicas.

Se define a alcoolemia como a quantidade de álcool (etanol) que uma pessoa tem no sangue em determinado momento. A Lei 769 de 2002, pela qual se expede o código nacional de trânsito da República da Colômbia, e a Lei 1548 de 5 de Julho de 2012, que estabelece como obrigatórias as provas de alcoolemia, fixa no Artigo 152 três graus de alcoolemia e as correspondentes sanções de acordo com o nível de etanol no sangue de um motorista, como aparece na tabela 1:

Tabela 1: Grau de alcoolemia segundo a lei 769 de 2002

Grau de alcoolemia	Primeiro	Segundo	Terceiro
mg etanol/100mL de sangue	40-99	100-149	150 ou maior

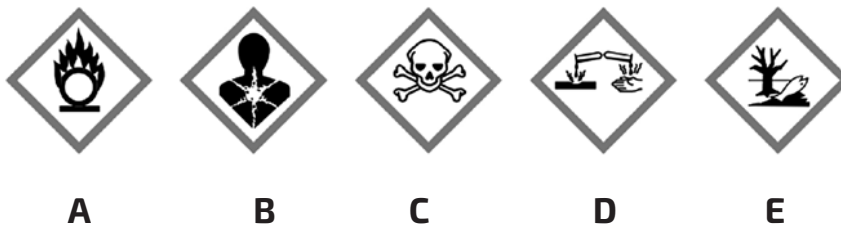
O nível de álcool pode ser determinado no plasma sanguíneo avaliando-o com uma solução de $K_2Cr_2O_7$ em meio ácido, segundo a seguinte reação:



- Identifique o agente oxidante **(1 ponto)**
- Identifique o agente redutor **(1 ponto)**
- Escreva a semirreação de oxidação **(3 Pontos)**
- Escreva a semirreação de redução **(3 Pontos)**
- Balanceie a reação de oxirredução **(5 Pontos)**



- f) Para preparar a solução, usou-se $K_2Cr_2O_7$ (Grau analítico). A etiqueta do reagente mostra os símbolos de segurança da imagem. Associe seu significado com a letra correspondente (0,4 pontos cada).

Símbolos de segurança

- _____ SUBSTÂNCIAS COMBURENTES
- _____ DANOSO PARA O MEIO AMBIENTE
- _____ TOXICIDADE AGUDA
- _____ CANCERÍGENO MUTAGÊNICO
- _____ CORROSIVO

O dicromato foi seco até se obter massa constante. Os dados de diminuição de massa são apresentados na tabela 2, na qual o primeiro dado corresponde à amostra úmida.

Massa molar de $K_2Cr_2O_7 = 294,185 \text{ g/mol}$.

Tabela 2: Massa de amostra úmida e seca.

Recipiente vazio seco (g)	Recipiente + $K_2Cr_2O_7$ (g)
10,2456	13,2286
	13,2203
	13,2188
	13,2176
	13,2168
	13,2168
	13,2168

- g) De acordo com os dados de diminuição de massa, a porcentagem de umidade do $K_2Cr_2O_7$ é **(2 Pontos)**:

A amostra seca de $K_2Cr_2O_7$ foi transferida quantitativamente para um balão volumétrico de 500,0 mL, foi dissolvida em água destilada, teve seu volume completado e foi homogeneizada.



h) A concentração (mol L^{-1}) da solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ é **(3 Pontos)**:

Para a determinação do etanol, o plasma é separado do sangue e purificado, de forma que a única substância que reage com o ânion dicromato é o etanol. A alíquota de plasma corresponde ao volume de sangue analisado. Na Tabela 3 se apresentam os volumes da solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ utilizados em cada titulação. Determine o grau de alcoolemia do motorista.

Tabela 3: Quantificação do etanol

Alíquota plasma (mL)	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (mL)
5,00	13,9
5,00	14,0
5,00	13,7
5,00	10,5
5,00	13,9

i) mg etanol/100 mL de sangue **(6 Pontos)**:

j) Grau alcoólico **(1 Ponto)**:

k) Se o ácido sulfúrico utilizado na reação está em excesso nos 5,00 mL de amostra, que volume de CO_2 é produzido nas condições atmosféricas da cidade de Bogotá? Pressão atmosférica 560 mmHg, Temperatura média $17,0^\circ\text{C}$ **(3 Pontos)**.

**EXAME TEÓRICO 5**

Uma das virtudes do bom estudante e futuro profissional é a leitura. Não somente a capacidade de ler, como também de entender e de se informar.

Quando queremos nos informar, temos acesso a diferentes recursos, os quais podem ser classificados de uma maneira muito geral em fontes primárias, secundárias ou terciárias.

As primárias contêm dados e informações novas e originais, as quais são o resultado de um trabalho intelectual. Por exemplo, poderiam ser enumerados: livros, revistas científicas, informes técnicos, normas técnicas, etc.

As secundárias contêm informação organizada e elaborada ou produto de análises, extração ou reorganização de documentos primários originais, tais como: enciclopédias, diretórios, livros ou artigos que interpretam outros trabalhos ou investigações.

Finalmente, as terciárias enumeram, recompilam ou catalogam fontes de informação primárias ou secundárias de documentos.

Uma vez que se tenha acesso à informação, ocorre um processo de análise desta informação, cuja capacidade se dá em três fases: localizar, discriminar e selecionar.

A seguir propomos um exercício no qual mediremos sua capacidade de análise. Encontrarás um pequeno fragmento tirado do livro "PERIODICIDADE QUÍMICA" de R. T. Sanderson. Editoria Aguilar. 1964. Um texto de 52 anos atrás, publicado 33 anos antes do nascimento do mais velho dos estudantes olímpicos participantes.

Para resolver a pergunta a seguir, leia e analise o tema. Para isto você dispõe de uma transcrição e de um quadro contendo todas as palavras ou fórmulas que devem ser usadas como respostas e algumas extras (distrações), do qual deve escolher a resposta correta para cada caso.

As respostas finais devem ser escritas na FOLHA DE RESPOSTAS.

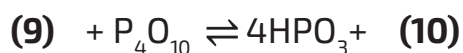
Palavras e fórmulas

Múltiplo	Iônico	Covalentes	Elétrons
Par	Estável	Instável	Gás
Mistura	Energia	Sal	Aceptor
Ácidos	Base	Nitrato	Nitrônio



Volátil	Quatro	Cinco	Três
Nitrôgenio	Oxigênio	Desidratação	Autoioniza
Fortes	Ligações	Robustas	Instantânea
Catalisador	Líquido	HNO ₃	N ₂ O ₅
H ₂ O	[O=N=O] ⁺	NO ₂ ⁺	H ₃ O ⁺
HSO ₄ ⁻	P ₄ O ₁₀	NO ₃ ⁻	HNO ₂
NO ₂ ⁺	p	d	f
HNO ₃	OH ⁻	N ₂ O ₅	NO ₂ ⁺
NO ₂ ⁺	P ₂ O ₅	H ₃ PO ₄	N ₂ O ₃

Óxidos (V). – O nitrogênio não pode apresentar um número de coordenação superior a **(1)**, já que carece de orbitais **(2)** em sua segunda camada quântica principal. Os três orbitais p se investem totalmente na formação de **(3)** ligações **(4)** e a única possibilidade de ligação com um quarto átomo seria pela doação do **(5)** de **(6)** não-compartilhado a um elemento que se comporte como **(7)**. Em consequência, o nitrogênio não pode ser pentavalente. Porém, existe um óxido de nitrogênio (V), **(8)**, o anidrido do ácido nítrico, que se obtém pela desidratação do ácido:



É um sólido branco, **(11)**, que funde a 30°C e ferve entre 45°C e 50°C. Sua ligação deve ser **(12)**, porém de caráter intermediário entre simples e dupla. Os estudos de N₂O₅ cristalino mostram que na realidade se trata de um **(13)** de **(14)**, NO₂⁺NO₃⁻, porém com um caráter **(15)** não muito evidente a julgar pela sua fácil volatilização. O baixo calor de formação indica que o composto não é muito mais **(16)** que os elementos livres, contribuindo para sua instabilidade a pequena polaridade das **(17)**, revelada pelas cargas parciais, e os elevados calores de associação dos átomos de nitrogênio e oxigênio. De fato, a energia de atomização por equivalente manifesta que as ligações são bastante **(18)**, porém o composto se decompõe com violência como se fosse termodinamicamente **(19)**. Em consequência, o caráter explosivo deve ser atribuído mais a uma mudança rápida de sólido a **(20)**, do que a uma liberação de grande energia. Posto que o processo não requer uma absorção de muita **(21)**, a mudança daria lugar a uma elevação quase **(22)** da pressão.

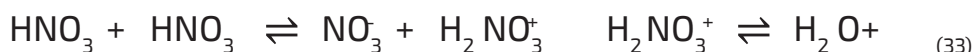
A formação do íon **(23)** pode ser justificada em parte tendo-se em conta a grande estabilidade do CO₂, com o qual é isoeletrônico, e de estrutura provavelmente análoga: **(24)**



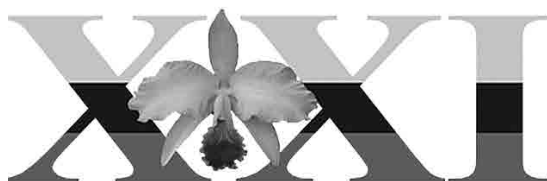
O íon nitrônio existe também nas soluções de HNO_3 em solventes (25) anidros, como o HF e H_2SO_4 , nos quais o HNO_3 se ioniza como (26) :



Portanto, pode-se imaginar que o (31) puro se (32) segundo:



A desidratação com (37) favorece esta reação e com ela a formação de N_2O_5 . Dado que a estabilidade do N_2O_5 é praticamente igual a de uma (38) em proporções equivalentes de (39) e (40), e que neste último, a força das ligações individuais é muito maior, não é estranho que o N_2O_5 seja obtido apenas por (41) de HNO_3 e não por síntese direta a partir de seus elementos.



OLIMPIADA
IBEROAMERICANA
DE QUÍMICA COLOMBIA
2016

XXI Olimpíada Iberoamericana de Química

Bogotá, D. C. - Colômbia 2016

Prova Experimental

PRIMEIRO PROBLEMA

REVISÃO TEÓRICA

CLASSIFICAÇÃO DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS POR SOLUBILIDADE

Relação entre a estrutura molecular e as propriedades físicas

Antes de começar você deve se lembrar que durante o desenvolvimento do exame deve usar os equipamentos de proteção individual (jaleco de laboratório, luvas de borracha nitrílica, óculos de segurança). Deve usar sapatos baixos, calças compridas (sem shorts ou saia), não usar jóias tais como anéis, pulseiras, brincos, correntes, piercing e relógios.

Com este problema nós pretendemos avaliar a sua capacidade de classificar os compostos orgânicos de acordo com a sua solubilidade em diferentes solventes. Nós vamos lhe dar o nome e estrutura de várias substâncias, das quais deve prever a solubilidade em diferentes solventes e localizar corretamente no grupo de solubilidade.

Uma solução é uma mistura homogênea de espécies químicas dispersas em escala molecular. A partir desta definição segue-se que as soluções formam uma fase única.

Consequentemente, se uma substância é dissolvida em outra, as forças entre as partículas que mantêm a identidade física de soluto e do solvente



devem ser quebrados de modo a que as partículas individuais das substâncias possam se misturem. A energia necessária para quebrar estas forças é obtida (se a solução é formada) da energia liberada pela formação de novas forças de atração entre as unidades do soluto e do solvente.

O processo de dissolução de uma substância não é um processo simples, uma vez que todos os líquidos e os sólidos tendem a manter a sua composição e a identidade física, devido às forças que atuam sobre os íons e as moléculas de uma substância. A solubilidade de uma substância orgânica em vários solventes é um fundamento do método de análise qualitativa orgânica desenvolvido por Kamm, este método baseia-se em uma substância ser mais solúvel em um solvente quando as suas estruturas estão intimamente relacionados. Isto é "**semelhante dissolve semelhante**", por consequência, os solutos polares são solubilizados em solventes polares e os solutos apolares nos solventes apolares.

Dentro da solubilidade também existem regras de massa molecular e de posição em uma série homóloga, por exemplo, os compostos de 4 ou mais átomos de carbono com um grupo polar dificilmente será solúvel em solventes polares; deve-se considerar se os solventes utilizados causam uma reação química, tais como ocorre com ácidos e bases, e substâncias orgânicas capazes de formar sais de oxônio e sulfônio.

Independentemente das causas da dissolução do composto sob investigação, **CONSIDERA-SE QUE OCORRE DISSOLUÇÃO QUANDO 0,1g DE UMA SUBSTÂNCIA SÓLIDA OU 0,2 mL DE UMA SUBSTÂNCIA LÍQUIDA FORMAM UMA FASE HOMOGÊNA COM 3 ML DE SOLVENTE.**

Solubilidade em água: Em geral, quatro tipos de compostos são solúveis em água: eletrólitos, ácidos, bases e os compostos polares. Enquanto para o eletrólitos, as espécies iônicas são hidratados devido a interações íon-dipolo entre as moléculas de água e íons. Um grupo polar capaz de formar ligações de hidrogênio com a água, pode fazer com que uma molécula com porção de hidrocarboneto seja solúvel em água, se a porção de hidrocarboneto não seja superior a 4 ou 5 átomos de carbono em uma cadeia normal, ou 5 a 6 átomos de carbono de cadeia ramificada. Se mais do que um grupo polar está presente na molécula, a proporção de átomos de carbono é geralmente de 3 a 4 átomos de carbono por grupo polar.

Solubilidade em éter: Em geral, moléculas apolares ou ligeiramente polares se dissolvem em éter. Um composto polar ser solúvel em éter ou não, depende da influência dos grupos polares em relação aos grupos não po-



lares presentes. Em geral, os compostos que têm um único grupo polar por molécula se dissolvem, a menos que eles sejam altamente polares, tais como ácidos sulfônicos. A solubilidade em éter não é critério único de classificação das substâncias por solubilidade.

Solubilidade em ácido clorídrico diluído: A maioria das substâncias solúveis em água e em ácido clorídrico diluído tem um átomo de nitrogênio básico. Aminas alifáticas são mais básicas do que aminas aromáticas, dois ou mais grupos arila ligados a um nitrogênio podem alterar as propriedades da amina por extensão, tornando-os insolúveis em ácido. Este mesmo efeito é observado em moléculas como difenilamina e nitro e a maioria dos polihaloarilaminas.

Solubilidade em hidróxido de sódio: Os compostos que são insolúveis em água, mas capazes de doar um próton a uma base diluída, podem se dissolver em água.

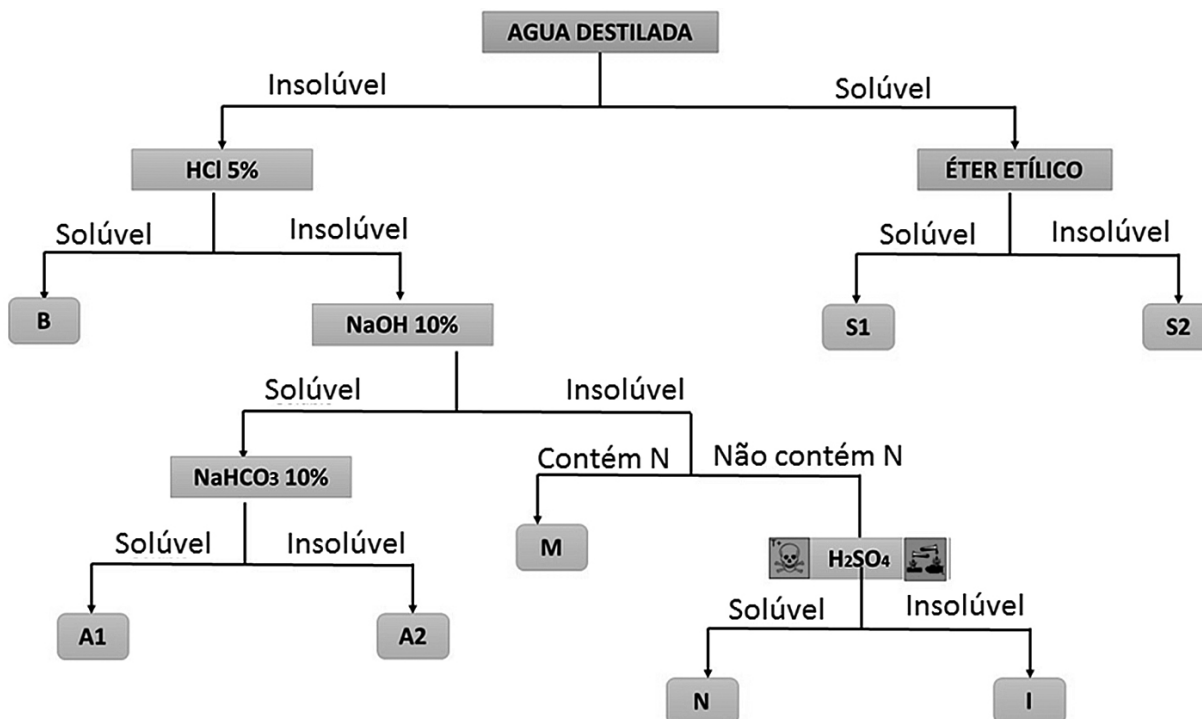
Solubilidade em bicarbonato de sódio: O conceito de acidez é relativo, um composto pode ser ácido ou básico em relação a outro. Os ácidos orgânicos são considerados ácidos fracos, mas dentro deles podem ser classificados como menos ou mais fracos em comparação com o ácido carbônico. A solubilidade em bicarbonato indica que a substância é um ácido relativamente forte.

Solubilidade em ácido sulfúrico concentrado: Este ácido é um doador de prótons muito eficaz, e é capaz de protonar até a base mais fraca. Diferentes tipos de compostos são solúveis neste ácido, os que contêm oxigênio - exceto diariletés e compostos perfluorados, alcenos e alcinos, hidrocarbonetos aromáticos que são facilmente sulfonados, tais como isômeros meta dissubstituídos, os tri-hidroxissubstituídos e aqueles com três ou mais anéis aromáticos. Um composto que reage com ácido sulfúrico concentrado é considerada solúvel, mesmo que o produto da reação seja insolúvel.

Para simplificar a classificação e identificação de compostos orgânicos por solubilidade se estabelecem nove grupos de acordo com seu comportamento em seis solventes. O fluxograma (Figura N ° 1) apresenta o esquema geral de classificação de solubilidade.



Figura Nº. 1: Esquema de classificação para grupo de solubilidade



Compostos do grupo S2: contendo apenas C, H e O: ácidos dibásicos e poli-básicos, ácidos hidroxílicos, poli-hidroxifenóis e poli-hidroxi-álcoois. Contendo halogêneos: ácidos halogenados, aldeídos ou álcoois halogenados, haletos de ácido.

Compostos do grupo S1: contendo C, H e O: álcoois, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres, éteres, lactonas, poli-hidroxifenóis, carboidratos, alguns glicóis, anidridos.

Contendo halogêneo: compostos halogenados da primeira divisão acima.

Compostos do grupo B: Os compostos (diaril e triaril aminas), aminoácidos, hidrazinas substituídas aril-substituídas, N-dialquilaminas, compostos anfóteros tais como aminofenóis, aminotiofenóis, aminosulfonamidas.

Compostos do grupo A1: contendo C, H e O: ácidos e anidridos (geralmente com 10 ou menos átomos de carbono formam-se dispersões coloidais saponáceas).

Contendo halogêneos: haloácidos, poli-halo-fenóis.

Os compostos do grupo A2: que contêm C, H e O: ácidos (de elevada massa molecular que formam sabões), anidridos, fenóis, ésteres de ácidos fenólicos, enóis.



Contendo halogênios: halofenóis.

Compostos do grupo M: contendo N: anilidas e toluidinas, amidas, nitroarilaminas, nitrohidrocarbonetos, aminofenóis, nitro, nitroxi e hidrazo compostos, di e triarilaminas, dinitrofenil-hidrazinas, nitratos, nitrilas.

Compostos do grupo N: álcoois, aldeídos e cetonas, ésteres, éteres, hidrocarbonetos insaturados e alguns aromáticos, acetais, anidridos, lactonas, polissacarídeos, fenóis de massa molecular elevada. Todos os outros compostos oxigenados que não estão nos grupos anteriores.

Compostos do grupo I: hidrocarbonetos, hidrocarbonetos halogenados, diariléteres.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Este problema tem três partes: determinação experimental do grupo de solubilidade para amostras padrão, determinação experimental do grupo de solubilidade para uma amostra-problema e finalmente prever a solubilidade de substâncias, para as quais as suas estruturas químicas são dadas.

Realize os testes de solubilidade seguindo a ordem indicada no diagrama mostrado na base teórica deste guia. Todos os testes de solubilidade devem ser realizados à temperatura do laboratório, em tubos de ensaio e com agitação vigorosa a medida que se adiciona o solvente, segurando o tubo entre os dedos indicador e polegar. É conveniente utilizar uma proporção de 0,1 g (aproximadamente 1/4 da espátula fornecida) de um sólido ou 0,2 mL (5 gotas) de um líquido usando 3 mL de solvente.

Nota 1: Depois de ter classificado a substância em um grupo de solubilidade não é necessário continuar com essa substância nos outros testes de solubilidade.

Nota 2: A fim de acelerar o experimento, fornece-se um tubo de ensaio com marcação de 3 mL, o qual poderá ser usado como referência para medir os demais solventes. Caso o seu conta-gotas não retenha volume suficiente dos solventes, você pode pedir a troca deste, sem nenhuma penalização.

Nota 3: Use uma pipeta Pasteur plástica nova para cada substância líquida e descarte as pipetas usadas no copo béquer.

**A DETERMINAÇÃO EXPERIMENTAL DO GRUPO DE SOLUBILIDADE (56 PONTOS)**

Faça os testes de solubilidade de cada uma das substâncias padrão (exceto a anilina, nenhuma das outras amostras contém nitrogênio).

- 1. Solubilidade em água destilada:** seguindo a indicação anterior coloque a substância em um tubo de ensaio e adicione aproximadamente 3 ml de água destilada, agite vigorosamente e observe se dissolve ou não.
- 2. Solubilidade em éter (realizar apenas para substâncias que se dissolveram em água)** Coloque a substância num tubo de ensaio seco, em seguida, adicione 3 ml de éter, e agite vigorosamente. Observe se ocorre dissolução. Dependendo do resultado, classifique as substâncias nos grupos S1 ou S2.
- 3. Solubilidade em ácido clorídrico a 5%: (realizar apenas para as substâncias que não se dissolveram em água)** A cada tubo de ensaio adicione cerca de 0,1 g do sólido ou 0,2 ml da substância líquida, e em seguida adicione 3 ml de ácido clorídrico a 5%, em porções de 1 mL. Algumas bases orgânicas formam cloridratos que são solúveis em água, mas que se precipitam em excesso de ácido. Se, em qualquer momento, ocorrer a dissolução do composto, atribui-se ao grupo B.
- 4. Solubilidade em NaOH a 10%: (realizar somente com as substâncias que não se dissolveram em HCl a 5%)** A cada tubo de ensaio adicione aproximadamente 0,1 g da substância sólida ou 0,2 mL da substância líquida, em seguida, adicione 3 mL de NaOH a 10%. Agite vigorosamente e observe se ocorre dissolução. Se o composto for solúvel em NaOH a 10%, proceda a determinar a solubilidade em NaHCO_3 a 10%. Dependendo deste resultado, classifique o composto nos grupos **A₁** ou **A₂**. Se o composto é insolúvel em NaOH e contém nitrogênio em sua estrutura, classifica-se no grupo **M**, porém se não tem nitrogênio proceda ao ensaio de solubilidade em ácido sulfúrico.
- 5. Solubilidade em bicarbonato de sódio a 10%: (realizar somente com as substâncias que se dissolveram em NaOH a 10%)** A cada tubo de ensaio, adicione aproximadamente 0,1 g da substância sólida ou 0,2 mL da substância líquida, e logo após adicione 3 mL da solução de NaHCO_3 , observe se há despreendimento de gás carbônico imediatamente ou depois de um curto tempo.



6. **Solubilidade em ácido sulfúrico: (Antes de realizar este ensaio você deve consultar as normas de segurança e avisar ao instrutor)** Coloque em um tubo de ensaio limpo e seco aproximadamente 0,1 g da substância sólida ou 0,2 mL da substância líquida. A seguir, adicione ácido sulfúrico concentrado escorrendo cuidadosamente pelas paredes do tubo até um máximo de 3 mL. Se o composto não se dissolver imediatamente, agite por um tempo sem aquecer e observe se há uma troca de cor, carbonização, polimerização, etc.; se o composto não se solubiliza ou não reage com o ácido sulfúrico, se classifica no grupo **I**, do contrario, se classifica como grupo **N**.
7. **Complete a tabela Nº. 1 da seguinte forma:** quando a substância for solúvel, indique **SIM** na célula correspondente da tabela; quando for insolúvel, escreva **NÃO**. Se não for necessário realizar o ensaio, indique com um traço (-).

Tabela 1: resultados de classificação das amostras-padrão.

Amostra Padrão	Água	Éter	HCl 5%	NaOH 10%	NaHCO ₃ 10%	H ₂ SO ₄ concentrado	Grupo de solubilidade
Ácido salicílico							
Iso-octano							
Alfa-naftol							
Acetofenona							
Anilina							
Sacarose							
Etanol							

B DETERMINAÇÃO EXPERIMENTAL DO GRUPO DE SOLUBILIDADE DA AMOSTRA-PROBLEMA (24 PONTOS)

Seguindo a mesma metodologia empregada na classificação das amostras padrão, determine o grupo de solubilidade ao qual pertence a amostra-problema (por razões de segurança esta substância não contém nitrogênio). Complete a tabela No. 2.

**Tabela 2:** resultados da classificação da amostra-problema

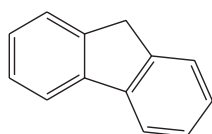
Amostra Padrão	Água	Éter	HCl 5%	NaOH 10%	NaHCO ₃ 10%	H ₂ SO ₄ concentrado	Grupo de solubilidade
Problema							

C PREDIÇÃO DE SOLUBILIDADE (20 PONTOS)

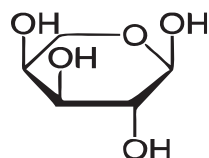
Observe as estruturas de cada um dos compostos da figura No. 2 e escreva para cada uma delas o grupo de solubilidade ao qual pertence.

Figura N.º. 2: Estruturas de compostos orgânicos para classificar por grupo de solubilidade

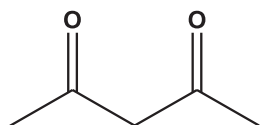
1



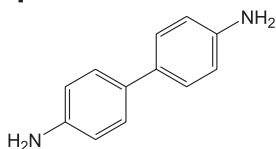
2



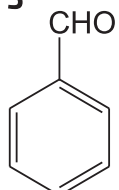
3



4



5





Exame Experimental

SEGUNDO PROBLEMA

DETERMINAÇÃO DA CONSTANTE CRIOSCÓPICA DO CICLOEXANO
E DA MASSA MOLAR DE UM COMPOSTO POR CRIOSCOPIA

Existem algumas propriedades das soluções que dependem da concentração de partículas dissolvidas ao invés da natureza química destas substâncias. Elas são chamadas de propriedades coligativas. São elas: o abaixamento da pressão de vapor, pressão osmótica, o aumento da temperatura de ebulição e a diminuição do ponto de congelamento.

Nesta prática, a temperatura de congelamento de duas soluções será medida: **S1** e **S2**, utilizando cicloexano como solvente: **S1**, uma solução com soluto conhecido, naftaleno ($C_{10}H_8$, massa molar $128,06 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) e **S2**, uma solução de um soluto problema desconhecido. Quando a um solvente, é adicionada uma quantidade conhecida de um soluto não-volátil, a temperatura de congelamento da solução é inferior à do solvente puro. Nota-se que o abaixamento do ponto de congelamento, ΔT_c em soluções diluídas é proporcional à concentração molal (m) do soluto na solução (equação 1), e a constante de proporcionalidade chamada constante crioscópica, K_c , depende apenas das propriedades do solvente puro.

$$\Delta T_c = T_o - T = K_c m \quad (\text{equação 1})$$

Na qual: T_o corresponde à temperatura de congelamento T_c (K) de solvente puro ($T_o = 279,69 \text{ K}$ para o cicloexano); T corresponde à temperatura de congelamento da solução com molalidade m . A massa molar do solvente puro, cicloexano, é $84,084 \text{ g mol}^{-1}$. Esta equação pode ser usada para calcular o abaixamento crioscópico, ΔT_c , de uma solução de determinada molalidade, quando se conhece K_c ou para descobrir a molalidade de uma solução cujo abaixamento do ponto de congelamento é medido.

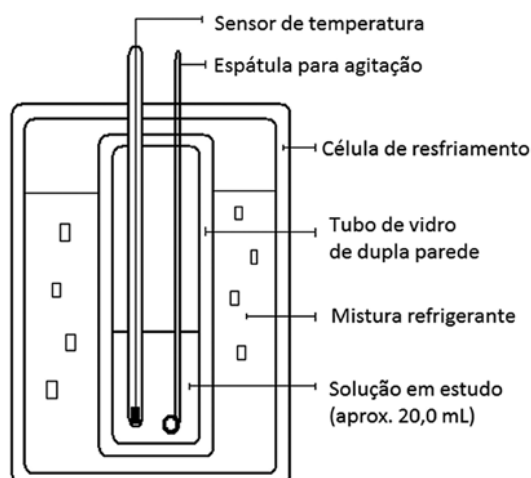
É importante notar que apenas as soluções de comportamento ideal obedecem a essa expressão. Uma solução pode ser considerada como ideal quando não há uma mudança significativa na intensidade das interações intermoleculares que ocorrem na solução versus aquelas que existem nas substâncias isoladas. As expressões também funcionam para soluções que não são exatamente ideais, mas são muito diluídas.



PROCEDIMENTO

Para a determinação das temperaturas de congelamento das soluções de soluto conhecido e de soluto problema, será utilizado o sistema mostrado na Figura 1.

Figura 1. Esquema de montagem para determinar a temperatura de congelamento das soluções em estudo



NOTA 1: Se você tiver dúvidas sobre a leitura da temperatura pode consultar o supervisor do laboratório.

A temperatura do sensor é lida em um multímetro digital, de corrente contínua, na escala de milivolts (mV). A equivalência entre o potencial em mV e a temperatura em graus Celsius é: cada 10 mV corresponde a 1°C.

Exemplo: Uma leitura de 108,5 mV corresponde a uma temperatura de 10,85°C.

Em sua bancada, você vai encontrar duas soluções de concentração conhecida: uma denominada "S1: solução de naftaleno" e outra como "**S2: solução de soluto problema**", ambas as soluções serão necessárias para desenvolver as partes experimentais 1 e 2, descritas a seguir.

PARTE 1: DETERMINAÇÃO EXPERIMENTAL DA CONSTANTE CRIOSCÓPICA DO CICLOEXANO, K_c .

Para a determinação experimental da constante crioscópica, K_c , do cicloexano, transfira para o tubo de vidro de parede dupla, o volume total da solução (20,0 mL) "**S1: solução de naftaleno**", suficiente para que o sensor de temperatura esteja imerso neste volume. Subsequentemente, introduza o



tubo de vidro de parede dupla (provido com o sensor de temperatura e a espátula para agitação) na célula de resfriamento. Tampe o sistema e agite continuamente.

Assim que a temperatura do sistema atingir um valor de $8,00^{\circ}\text{C}$ ($\approx 80,0$ mV), comece a anotar as leituras de temperatura ($^{\circ}\text{C}$) a cada 30 segundos até chegar a um valor mínimo próximo de $3,50^{\circ}\text{C}$ (35,0 mV) ou até um valor que se estabiliza durante 3 a 4 minutos. A agitação deve ser mantida constante e uniforme para evitar a sobrefusão (superresfriamento). Registre os dados de temperatura ($^{\circ}\text{C}$) em função do tempo (s) para a determinação experimental de K_c na **Tabela 1** abaixo.

Depois de ter concluído esta parte, você deve remover o tubo de vidro da célula de resfriamento e cuidadosamente despejar o seu conteúdo para o recipiente rotulado como "resíduos orgânicos".

Tabela 1. DADOS DE TEMPERATURA ($^{\circ}\text{C}$) EM FUNÇÃO DO TEMPO (S) PARA DETERMINAR A CONSTANTE CRIOSCÓPICA DO CICLOEXANO.

Tempo (s)	0	30										
T ($^{\circ}\text{C}$)	8,00											
Tempo (s)												
T ($^{\circ}\text{C}$)												
Tempo (s)												
T ($^{\circ}\text{C}$)												
Tempo (s)												
T ($^{\circ}\text{C}$)												
Tempo (s)												
T ($^{\circ}\text{C}$)												
Tempo (s)												
T ($^{\circ}\text{C}$)												

**PARTE 2. DETERMINAÇÃO EXPERIMENTAL DA MASSA MOLECULAR DO COMPOSTO DESCONHECIDO**

Para a determinação experimental da massa molar do composto desconhecido, você deve usar a solução “**S2: solução de soluto problema**”, para o qual você deve repetir o mesmo procedimento realizado na parte anterior.

NOTA 2. Antes de iniciar esta parte, você deve lavar duas vezes tanto o sensor como o tubo de vidro usado na **Parte 1**. Para isso, você pode usar acetona ($\approx 2,0$ mL por lavagem) e então deve permitir que o solvente evapore (ou então você pode secar o tubo de vidro completamente com as toalhas adsorventes previstas para esta finalidade). Utilize uma nova espátula para agitação.

As leituras dos dados de temperatura ($^{\circ}\text{C}$) em função do tempo (s) para a determinação experimental da massa molar do composto desconhecido devem ser registradas na **Tabela 2**.

Tabela 2. DADOS DE TEMPERATURA ($^{\circ}\text{C}$) EM FUNÇÃO DO TEMPO (S) PARA DETERMINAR A MASSA MOLAR DE UM COMPOSTO DESCONHECIDO**S2: SOLUÇÃO DE SOLUTO PROBLEMA**

Tempo (s)	0	30											
T ($^{\circ}\text{C}$)	8,00												
Tempo (s)													
T ($^{\circ}\text{C}$)													
Tempo (s)													
T ($^{\circ}\text{C}$)													
Tempo (s)													
T ($^{\circ}\text{C}$)													
Tempo (s)													
T ($^{\circ}\text{C}$)													



NOTA 3. Não esqueça de que depois de ter concluído a parte experimental, ter respondido e entregue a avaliação da mesma, você deve devolver para o supervisor do laboratório, todos os equipamentos de laboratório fornecidos no início.

PONTUAÇÃO

ITEM	1.1	1.2	1.3	1.4	1.5	1.6	Total
Valor	20	20	5	20	25	10	100
Pontuação							

PERGUNTAS

(Expresse o resultado final de todas as suas respostas com duas casas decimais).

1.1). Com os dados obtidos na Parte 1, trace no papel milimetrado, um gráfico de temperatura em graus Celsius ($^{\circ}\text{C}$) em função do tempo em segundos (s): **Gráfico 1.** A partir deste gráfico calcule a temperatura de congelamento da solução **S1: solução de naftaleno**: ($T_{1\text{cong.}}$, $^{\circ}\text{C}$). Não esqueça de colocar no gráfico o seu nome completo e o seu código de estudante.

NOTA 4. Para encontrar esta temperatura é necessário efetuar uma extrapolação do gráfico anterior, para a qual se deve levar em conta se a solução apresentou ou não sobrefusão. Aqui estão alguns exemplos de comportamentos típicos e a forma mais adequada de extrapolar para determinar a temperatura de congelamento da solução, a **Figura 2.**

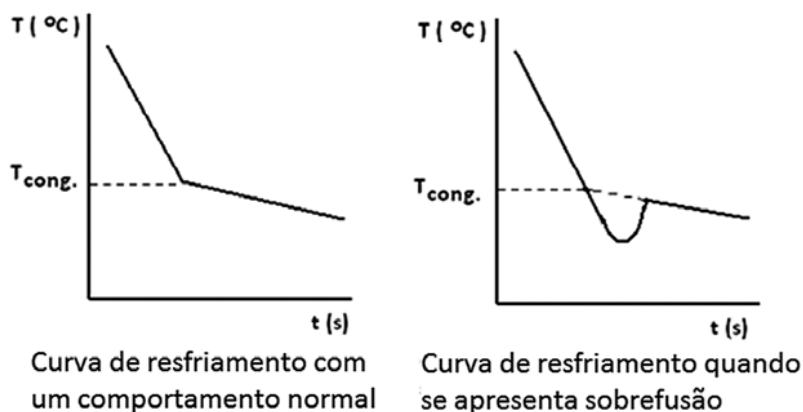


Figura 2. Comportamento típico da variação da temperatura em função do tempo.



Valor total do item (20/100): Gráfico: 15 pontos <i>T_{1 cong.}</i> 5 pontos	Pontuação /20	
	<i>T_{1 cong.}</i> = _____ °C.	
	<i>T_{1 cong.}</i> = _____ K.	

Temperatura em Kelvin (K) = 273,15 + valor de temperatura em graus Celsius °C

1.2). Com os dados obtidos na Parte 2, trace, no papel milimetrado, um gráfico de temperatura em graus Celsius (°C) em função do tempo em segundos (s): **Figura 2.** A partir deste gráfico calcule a temperatura de congelamento da solução **S2: solução de soluto problema:** (*T_{2 cong.}*, °C). Não esqueça de colocar no gráfico o seu nome completo e o seu código de estudante.

LER A NOTA 4.

Valor total do item (20/100): Gráfico: 15 pontos <i>T_{2 cong.}</i> 5 pontos	Pontuação /20	
	<i>T_{2 cong.}</i> = _____ °C.	
	<i>T_{2 cong.}</i> = _____ K.	

Expresse o resultado da temperatura de congelamento em Kelvin (K) com cinco (5) algarismos significativos.

1.3). Com seus dados de *T_{cong.}* (*T_{1 cong.}* e *T_{2 cong.}* K) e o valor de *T₀*, temperatura de congelamento do cicloexano, 279,69 K, calcule o valor de ΔT_c para a Parte 1 (ΔT_c , 1) e ΔT_c para parte 2 (ΔT_c , 2).

Valor do item (5/100)

1.4). A partir dos dados (ΔT_c , 1) (K) e a concentração da solução **S1: solução de naftaleno**, expressa em *molalidade (m)*, calcule o valor da constante crioscópica, *K_c*, para o cicloexano.

Valor do item (20/100)



1.5.). A partir dos dados de (ΔT_c) (K), da K_c do cicloexano determinada experimentalmente, e a molalidade da solução de **S2: solução de soluto problema**, calcule a massa molar do composto desconhecido dissolvido em cicloexano.

Valor do item (25/100)

1.6.). Qual será a temperatura de congelamento de uma solução de benzenofenona ($C_{13}H_{10}O$, massa molar $182,07 \text{ g mol}^{-1}$) em cicloexano com uma densidade de $0,78954 \text{ g/cm}^3$ e uma percentagem de $1,2542\% \text{ m/v}$.

Valor do item (10/100)

*“Quando sua vida estiver sem graça,
não cruze os braços,
pois o maior homem do mundo
morreu de braços abertos”.*

Jesus Cristo



Escola Olímpica de Química



Nas férias escolares do mês de julho, quarenta estudantes de escolas do ensino médio em São Paulo se reuniram, durante uma semana, em tempo integral, no Instituto de Química da USP para mais um curso da Escola Olímpica de Química. Atividade mantida com muita dedicação pelo jovem acadêmico da USP, André Silva Franco, ex-olímpico premiado com medalhas nas olimpíadas internacionais no Japão e no México e em certames nacionais.

Esse curso teve início em 2011 e, desde então, recebe incentivo do Programa Nacional Olimpíadas de Química, conta com a participação de professores doutores do Instituto de Química da USP, apoiados pelo coordenador estadual Dr. Ivano Gutz, e por outros universitários paulistas, ex-participantes das Olimpíadas de Química.

Tem por objetivo aprofundar conhecimentos em química com a abordagem de temas pouco usuais na disciplina química ministrada nas escolas de ensino médio. A participação é gratuita e requer aplicar seleção em face da quantidade de interessados que cresce a cada ano.



Treinamento em práticas laboratoriais



Alunos participantes do curso na UNICAMP: Pedro (SP), Lucca (GO), Vitor (SP), Gabriel (CE) e Davi (CE).

Após publicar os nomes dos participantes mais bem classificados na Fase VI da OBQ-2015, selecionamos, para receber treinamento em bancadas de laboratório didático de química, os cinco estudantes com escores acumulados mais elevados.

A importância de realizar essa atividade deve-se à existência provas práticas nas avaliações dos participantes nas olimpíadas internacionais de química (IChO e OIAQ).

Sabe-se que, com poucas exceções, não há laboratórios que química em plena atividade nas escolas do ensino médio brasileiro. Assim, faz-se mister tomar a iniciativa de dar a esses estudantes que representarão o país nos certames internacionais a oportunidade de aprofundarem conhecimentos no manuseio do instrumental de laboratório, e se familiarizar com procedimentos de síntese e análise de substâncias.

Essa atividade vem sendo ministrada no Instituto de Química da UNICAMP, durante a semana que antecede a viagem dos estudantes para a primeira participação do ano em olimpíada internacional. Para tal, contamos com o apoio da direção do Instituto, dos professores do Programa de Pós-graduação envolvidos na organização, Dr. Edvaldo Sabadini e Dr. Ronaldo Pilli, e com doutorandos dessa instituição.



Estudantes Olímpicos de química homenageados no ENAIQ



Em evento com cerca de 600 participantes e presença de ministros do governo, parlamentares, executivos da indústria química, pesquisadores e acadêmicos, realizou-se, no Hotel Grand Hyatt, em São Paulo a 20ª edição do **ENAIQ – Encontro Anual da Indústria Química**. Na ocasião, foi apresentado ao público o desempenho da indústria química brasileira durante 2015.

O ENAIQ promoveu debates sobre o atual cenário da economia e da política tendo como palestrantes o ministro do Desenvolvimento, Indústria e Comércio Exterior (MDIC), Armando Monteiro, o ministro de Minas e Energia, Eduardo Braga, o ministro da Fazenda, Joaquim Levy, que participou com conferência por meio de vídeo e o Deputado Federal Paulo Pimenta, presidente da Frente Parlamentar da Química que participou da mesa de abertura.

Durante o evento, foi realizada a cerimônia de entrega dos troféus aos vencedores do Prêmio Kurt Politzer de Tecnologia, que prestigia a PD&I no país, tendo como vencedores, na categoria **pesquisador**, a Profa. Vanderlan da Silva Bolzani, o Prof. João Batista Calixto e a Profa. Maria Luiza Zeraik.

Por fim, os mais destacados participantes do Programa Nacional Olimpíadas de Química foram homenageados por seus elevados desempenhos nessa ciência.



Frente Parlamentar da Química



De 14 a 24 de junho de 2016, no Espaço Mário Covas da Câmara dos Deputados foi instalado um estande aberto para visitação, observação de curiosos experimentos químicos e para a divulgação das atividades da Frente Parlamentar da Química, da ABIQUIM, da ABICLOR e do Programa Nacional Olimpíadas de Química.

Na cerim nia de abertura, o deputado Paulo Pimenta (PT/RS), presidente da Frente Parlamentar da Química, enfatizou seu interesse em celebrar no ambiente do Poder Legislativo o Dia Nacional do Químico e a oportunidade de apresentar aos colegas parlamentares a importância dessa área no fortalecimento da economia nacional.

O Programa Nacional Olimpíadas de Química participou deste ato comemorativo ao Dia Nacional do Químico (18/06) no ambiente do Congresso Nacional e utilizou da oportunidade para divulgar seus objetivos e principais resultados alcançados. Apresentou os projetos direcionados para estimular o estudo da química nas escolas de ensino médio e fundamental situadas em todas as unidades federativas e suas ações direcionadas para a melhoria do ensino de química nas escolas públicas. Na ocasião, os visitantes do estande receberam material didático produzido por esse projeto educacional promovido pela **ABQ** – Associação Brasileira de Química.



Destaques Olímpicos

No corrente ano o Brasil participou nas duas olimpíadas internacionais ocorridas em 2016, a 48th International Chemistry Olympiad, realizada, em julho passado, em Tbilisi, Geórgia, com 80 países participantes e a XXI Olimpíada ibero-americana de Química que ocorreu na cidade de Bogotá, em setembro deste ano, com estudantes de 17 países.

Gabriel Ferreira Gomes Amgarten e Davi Oliveira Aragão, do Ceará; Pedro Seber e Silva e Vitor Gomes Pires, ambos de São Paulo, integraram a equipe que representou o Brasil nesses certames.



Delegação Brasileira em Bogotá: Prof. Arimatéia, Vitor, Davi, Pedro, Gabriel e Prof. Sérgio.



Delegação brasileira na 48th International Chemistry Olympiad, Tbilisi - Geórgia.



Vitor, medalha de prata na 48th IChO e medalha de ouro da XXI OIAQ.



Pedro, medalhas de prata na 48th IChO e na XXI OIAQ.



Gabriel, medalha de bronze na 48th IChO e medalha de prata da XXI OIAQ.



Davi, medalhas de bronze na 48th IChO e na XXI OIAQ.



A Olimpíada de Química formando professores

Costumo dizer que sou da velha guarda do Programa Nacional Olimpíada de Química. Particpei como aluno nas primeiras edições e vivenciei o crescimento da estrutura olímpica até chegarmos aos níveis de excelência atuais. Lembro-me com saudosismo do professor Sérgio Melo chegando com uma fita de videocassete para aplicar a prova da OBQ fase IV, que serviu como seletiva para a Olimpíada Internacional de Química (IChO) de 1999.

Naquele ano, na Tailândia, o Brasil participou pela primeira vez com estudantes na IChO. Tenho muito orgulho de ter tido a oportunidade de integrar aquela delegação que inseriu o nome do Brasil nesta que é a olimpíada de Química mais importante do planeta. Foi uma experiência, acima de tudo, esclarecedora, porque nos mostrou que estávamos em estágio embrionário como projeto, porém que tínhamos todo o potencial para nos desenvolver e competir em alto nível com as outras delegações.

Após a IChO, entrei na faculdade de Medicina como atividade primária e me engajei na preparação dos estudantes nas competições nacionais e internacionais de Química como atividade secundária. Com o passar dos anos, a atividade secundária foi suplantando a primária, até que decidi cursar licenciatura em Química e exercer a docência como profissão.

Em 2016, integrei mais uma vez a delegação brasileira tanto na IChO como na OIAQ (Olimpíada Ibero-americana de Química), desta vez como professor. Com muito entusiasmo, percebemos a ascensão de patamar da nossa representação com o melhor resultado já obtido na IChO.

Vale salientar que o objetivo principal do Programa Nacional Olimpíada de Química é a divulgação científica no ensino médio, a descoberta de novos talentos para a academia e indústria e o aprimoramento do ensino de Química para os jovens. Não obstante o fato de o professor, por muitas vezes, não ser um profissional muito valorizado em nossa sociedade, tivemos vários exemplos de ex-olímpicos que se tornaram professores e têm desempenhado um excelente trabalho nas escolas espalhadas pelo país.

A educação científica dos jovens deve ser prioridade para um país que deseja desenvolver sua economia e melhorar a qualidade de vida de seus cidadãos. Desta forma, faz-se mister a valorização do professor do ensino



médio. A Olimpíada de Química tem desempenhado um papel importante ao despertar nos jovens o interesse pela ciência. Lutemos, pois, que tal interesse se reverta em paixão e que tenhamos cada vez mais professores oriundos do projeto olímpico.

Pedro Madeira Nóbrega

Professor de Química do Ensino Médio
Participou da 1ª delegação brasileira na IChO

*“Dois anjos não podem estar ao mesmo tempo no mesmo lugar
e um anjo não pode estar ao mesmo tempo em dois lugares”.
(Princípio de Exclusão de Pauli ?)”*

**Santo Tomás de Aquino, Summa Theologica,
1274 (Idade média)**



Química Sem Fronteiras: Entre os Velhos e os Novos Horizontes

Movido por um por um gosto por competição e um certo fascínio pelas ciências, o que até então via como um misto de arte e mistério, comecei a participar das olimpíadas de química no penúltimo ano do ensino fundamental, a 11 anos. Foram várias olimpíadas estaduais, regionais, nacionais e internacionais ao longo desse percurso.

O gosto pela competição deu lugar a uma busca pela auto-superação, enquanto o fascínio ingênuo evoluiu para um desejo dialeticamente sistemático e irrefreável de engrandecimento intelectual. Se são os caminhos mais importantes que o destino, não fazia ideia onde iria chegar, mas ali estavam abertas as portas da percepção. Com o passar das etapas e dos desafios propostos pelas olimpíadas, adquiri certo grau de pensamento crítico e independência intelectual que anos depois foram imprescindíveis, tanto para minha graduação como pós-graduação.

Nas etapas nacionais, fiz amizades pelos quatro cantos do país, algumas para vida toda, enquanto nas internacionais tive oportunidade de conhecer nuestros hermanos de quase todos os países da Pátria Grande. Em 2008, na IChO tive oportunidade de cruzar o Atlântico e desbravar pela primeira vez o Velho Mundo. A experiência de estar literalmente rodeado por pessoas do mundo inteiro é simplesmente fantástica. Das bizarras comidas húngaras, às negociações, em húngaro improvisado, de euros por forints nos mercados de rua, tudo deixa uma saudade boa.

Levei adiante a decisão de estudar química. Sem dúvida, as olimpíadas me motivaram e prepararam a trilhar esse caminho. Da resistência ao apoio dos meus pais, fui para a Unicamp, um dos centros de excelência de nosso país. Sair da minha zona de conforto e atravessar o país ainda jovem não foi fácil, há muitos Brasis entre o Nordeste e o Sudeste. A experiência universitária é grande parte do que nos define como profissionais, e há um sem fim de coisas que se você não faz na faculdade, provavelmente não fará nunca mais na vida. Com um grupo de amigos ex-olímpicos, participei da fundação do Torneio Virtual de Química, nossa pequena contribuição para espalhar o espírito olímpico entre os futuros cientistas do país.



Hoje estou no terceiro ano do meu doutorado em reações em cascata via organocatálise, na Universidade de Aarhus, Dinamarca. Daqui espero poder retornar ao Brasil e realizar a ciência de base necessária para desenvolver a nossa indústria farmacêutica nacional.

Sou muito grato aos meus professores Antonino Fontenelle, Regina Celi, Sérgio Matos e meus orientadores Ronaldo Pilli e Karl Anker Jørgensen, sem eles tenho certeza que não chegaria até aqui nem teria essas perspectivas daqui em diante.

Bruno Matos Paz

Medalha de Ouro na Olimpíada Cearense de Química de 2006
Medalha de Ouro na Olimpíada Norte/Nordeste de Química de 2007
Medalha de Ouro na Olimpíada Brasileira de Química de 2006, 2007 e 2008
Medalha de Ouro na Olimpíada Iberoamericana de Química de 2007
Medalha de Prata na Olimpíada Iberoamericana de Química de 2008

*“Aqueles que esperam no Senhor renovam as suas forças.
Voam alto como águias. Correm e não ficam exaustos,
andam e não se cansam.”*

(Isaías 40:31)



Medalha de Bronze na Olimpíada Internacional de Química de 2008

Dos sonhos de infância à ciência profissional: uma trajetória olímpica na química

Lembro com clareza do dia em que, na terceira série do primário, pedi à professora para que, na hora do recreio, me levasse ao laboratório de química, pois não me aguentava de curiosidade. Não podia esperar até começarem as aulas de química anos depois; tinha de ser já! E já àquela época, quando questionado acerca da futura profissão, a resposta, do alto da ingenuidade, era uma só: cientista!

O interessante é que, com o tempo, aquele fascínio de criança não passou. Nos anos seguintes, as olimpíadas de química foram a chave para a satisfação daquela curiosidade inicial. Durante o ensino médio, participei de sucessivas competições nacionais e internacionais, representando o Brasil por duas vezes seguidas na IChO (Olimpíada Internacional de Química) em suas edições na Coreia do Sul (2006) e na Rússia (2007). E, claro, quanto mais eu estudava, mais perguntas surgiam, e a curiosidade só aumentava. Seguindo uma decisão um tanto equivocada de cursar medicina após o ensino médio, percebi que nunca seria plenamente feliz na área médica e decidi perseguir a certeza vocacional dos tempos de infância, a química. Tendo recusado um aceite da Universidade de Oxford, na Inglaterra, por motivos financeiros, ingressei no curso de bacharelado em química da Universidade Estadual de Campinas (Unicamp).

Apesar de todo o amor e apreço que tenho por minha família, que sempre esteve junto a mim garantindo as condições para meu sucesso e me guiando em momentos cruciais, morar longe de casa foi um desafio necessário e construtivo. Durante os anos em Campinas, aprendi não só a me virar em tarefas cotidianas mas a impor minhas ideias em um meio competitivo onde acima de tudo dedicação incessante e sólidos valores humanos catalisam o sucesso de uma empreitada. E ali, rodeado por todas as ferramentas da química que sempre me fascinaram, descobri uma aptidão expressiva pela pesquisa acadêmica. Na Unicamp, fui bolsista de pesquisa na área de bioquímica de proteínas, e aprendi desde técnicas básicas de biologia molecular até análises biofísicas de mudanças conformacionais. Em um ano de estudos na Universidade de Bristol, no Reino Unido, integrei o grupo de proteômica e espectrometria



de massas, onde ajudei a desenvolver novos métodos de sequenciamento de peptídeos cíclicos.

Nada era mais evidente para mim no último ano de graduação do que meu próximo passo: pós-graduação. E após um longo e exaustivo processo em conjunto com provas e trabalhos finais da graduação, vieram boas notícias: fui aceito em vários programas de doutorado direto nos EUA, com bolsa integral, e tenho certeza de que as medalhas conquistadas nas olimpíadas foram decisivas nesse processo. Hoje, sou estudante do segundo ano de doutorado na Universidade de Yale, tendo estagiado em laboratórios como o da lenda da bioquímica estrutural, professor Tom Steitz, ganhador do prêmio Nobel de química em 2009, e atualmente sou orientado pela professora Anna Marie Pyle, titular do departamento de biologia molecular, celular e do desenvolvimento. Usando ferramentas físico-químicas, estudo a estrutura e a função de moléculas de RNA não codificantes envolvidas na regulação de inúmeros processos celulares. Através do entendimento dos mecanismos mediados por essas moléculas, tenho como objetivos de longo prazo adquirir uma compreensão mais robusta de processos como câncer, inflamação, etc, assim como desenvolver metodologias criativas de manipulação química e genética desses sistemas como estratégia terapêutica. Em paralelo, já durante o primeiro ano em Yale, atuei como teaching assistant (assistente de ensino) em disciplinas teóricas e práticas de química no Yale College, onde busquei inspiração nos meus mestres dos tempos de olimpíada, e é com base em seus modelos de conduta e atuação que pretendo prosseguir no caminho da excelência no ensino, lado a lado com as atividades de pesquisa, pois não basta produzir ciência de qualidade e publicações de impacto; é preciso formar mentes e fomentar ideias para o futuro.

Em meio a clássicos da biologia e biofísica moleculares, os livros de química ao centro da minha prateleira destacam a centralidade dessa ciência, e estou certo de que as bases iniciadas nas olimpíadas e consolidadas ao longo dos anos de treinamento estarão no cerne de futuros projetos e atividades profissionais. Hoje, posso dizer com orgulho que realizo todos os dias um grande sonho de infância. E quanto àquela pergunta sobre o que eu queria ser quando crescer, acrescento hoje apenas um verbo à resposta: sou cientista!

Rafael de Cesaris Araújo Tavares

Doutorando em Biofísica Química

Yale University, Graduate Class of 2021

Bacharel em Química

- UNICAMP, 2015



Muito trabalho, muitas conquistas

A edição 2016 do Programa Nacional Olimpíadas de Química ocorreu com grandes novidades. Por decisão do Conselho de Coordenadores a solenidade nacional de premiação que durante vinte anos foi realizada em Fortaleza, neste ano acontece em Teresina. O clima caloroso e empolgante cultivado durante esses anos encorajou levar essa solenidade para outras localidades visando gerar maior divulgação do projeto entre estudantes e suas escolas. Espera-se, com essa iniciativa, que novas escolas da cidade anfitriã sejam estimuladas a participar com seus alunos das atividades deste Programa.

Também, neste ano, foi realizada a primeira edição da ONC – Olimpíada Nacional de Ciências. Embora esse certame não esteja incluído como integrante do Programa Nacional Olimpíadas de Química tivemos importante participação no seu planejamento e execução.

Resultou esse novo certame de uma Associação entre duas entidades científicas, ambas com inquestionável experiência em olimpíadas do conhecimento, a ABQ – Associação Brasileira de Química e a SBF – Sociedade Brasileira de Física sob a égide do MCTIC e execução a cargo da UFPI. Para uma edição preparada em curtíssimo espaço de tempo, a quantidade de inscritos, 80.950 estudantes, já demonstra seu inequívoco sucesso. O MCTIC, satisfeito com os resultados alcançados, assegurou a segunda edição dessa olimpíada programada para 2017. Na UFPI, o esforço pessoal do Magnífico Reitor, Prof. Arimatéia Lopes, em desburocratizar a operacionalização do projeto, a participação de seus professores, Jean Carlos Catapreta, representando a área de química, e Miguel Arcanjo Costa pela área de física foram essenciais para o sucesso dessa empreitada.

Outro fato de meritório destaque foi nossa participação no estande instalado pela Frente Parlamentar da Química no Espaço Mário Covas da Câmara dos Deputados. Esta estrutura permaneceu aberta à visitação entre 14 a 24 de junho de 2016, período atinente ao Dia Nacional do Químico, ocasião na qual foram divulgadas atividades da Frente Parlamentar da Química, da ABIQUIM, da ABICLOR e do Programa Nacional Olimpíadas de Química.

A Olimpíada Brasileira de Química Júnior consolidou sua imagem nesses oito anos de existência e continua tomando corpo a cada nova edição, sinal de sua esplêndida aceitação e do envolvimento mais profundo por parte das escolas. Neste ano, além de evoluir o número de estudantes agraciados com



medalhas, dobrou o número de medalhas de ouro concedidas, demonstrando esse resultado que, mesmo elevando o nível de exigência nos exames, tem crescido a demanda e, também, a quantidade de estudantes com nítida aptidão para a química.

Ao lançar olhar sobre os resultados da Olimpíada Brasileira de Química sobressai a excelente participação dos estudantes mineiros. Esse grupo de estudantes ocupou a segunda posição na relação de medalhas distribuídas, obteve semelhante desempenho em ambas modalidades da OBQ. A evolução em relação aos anos anteriores traduz o trabalho conduzido na Coordenadoria Estadual ao aprimorar métodos de divulgação e de estímulo à participação nas olimpíadas de química. Que esse trabalho continue frutífero, posicionando Minas Gerais em lugar de destaque e gerando benefícios que serão percebidos futuramente nos cursos superiores de química desse estado.

Foi motivo de grande contentamento o desempenho dos representantes brasileiros nas olimpíadas internacionais. Na 48th International Chemistry Olympiad, todos quatro estudantes que formaram a equipe retornaram com premiações, duas medalhas de prata e duas de bronze. Apesar do resultado oficial anunciado no site do organizador ter caráter individual é possível computar a pontuação por equipe. As delegações asiáticas sempre dominam o resultado, tanto individual quanto coletivo, neste ano não foi diferente. Ao efetuar a soma das pontuações de cada um dos estudantes que compuseram as oitenta delegações, o valor total obtido por nossos representantes lança o Brasil numa posição de muito destaque, 17º lugar geral. Lista encabeçada pela China (totalizou 366,2 pontos), nas posições seguintes aparecem, em sua maioria, países asiáticos. A equipe brasileira, com 278,9 pontos, posicionou-se em 17º lugar à frente de todos países das Américas, exceto Estados Unidos (13º lugar - 302,5 pontos) e da maioria das equipes europeias, Alemanha, Grã-Bretanha, Dinamarca, França, Holanda, Espanha, Itália. Um fantástico desempenho, congratulações ao Vitor, Pedro, Gabriel e Davi.

Em 2017, vamos em busca de novas conquistas!

Sérgio Melo



Relação de endereços

ESTADO	COORDENADOR	ENDEREÇO PROFISSIONAL
ACRE acre.obquimica.org	Prof. Ilmar Bernardo Graebner ibgraebner@gmail.com	UFAC - Universidade Federal do Acre Departamento de Química - Plantas Medicinais Rodovia BR 364, Km 04, s/n - Distrito Industrial, Rio Branco - AC, 69920-900 - Fone: (68) 3228.0474
ALAGOAS alagoas.obquimica.org/	Prof. Joacy Vicente Ferreira joacyferreira@ifal.edu.br	IFAL - Campus Maceió Instituto Federal de Alagoas Rua Mizael 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 Kubitscheck, 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 oaq.ufam@gmail.com couceiro@ufam.edu.br couceiro35@gmail.com	Universidade Federal do Amazonas Bloco 10 - Departamento de Química/ICE/UFAM Setor Norte do Campus Universitário Senador Arthur Virgílio Filho Av. Rodrigo Otávio, 6.200 - Coroado 69.077-000 Manaus, AM (92) 3305-2874
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 brasil.obquimica.org/	Profa. Elaine Rose Maia petunbquimica@gmail.com Blog: https://petqui.wordpress.com emaia@unb.br elaine.rose.maia@gmail.com	Universidade de Brasília - Instituto de Química Campus Universitário Darcy Ribeiro - 70910-970 ICC Sul - Asa Norte - Brasília - DF Caixa Postal: 04478 (61) 3107-3895
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@blv.ifmt.edu.br luiz_both@hotmail.com	IFMT - Campus Bela Vista Rua 28, Quadra 38, Casa 14, Jardim Universitário cep: 78.075-592 - Cuiabá-MT Fone: 65 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 - Sala 287
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/	Prof. Francisco Ferreira Dantas Filho dantasquimica@yahoo.com.br comissaoopbq@gmail.com	Universidade Estadual da Paraíba -UEPB - Centro de Ciências Tecnologia - Depto. Química Rua Juvêncio Arruda, s/n - Campus Universitário Bodocongó, CEP: 58109-790 - Campina Grande -PB Telefone: (83) 3315.3356 (83) 99919 -7772
PARANÁ http://blogs.ct.utfpr.edu.br/oprq/	Profa. Maurici Luzia Del Monego mauriciluzia@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) 3215.5840



Endereços

Coordenadores

RIO DE JANEIRO sites.google.com/site/ olimpiadadequimicarj/	Prof. Paulo Chagas paulo.chagas@ifrj.edu.br Prof. Luis Carlos de Abreu Gomes luis.quimica@cp2.g12.br	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) 988.335 546 Rua Dr. José Augusto Pereira dos Santos s/n Fone: (21) 988.974 492
RIO GRANDE DO NORTE oqrn.quimica.ufrn.br	Prof. Fabiano do Espírito Santo Gomes feibi_natal@yahoo.com.br Profa. Maria de Fátima Vitória de Moura mfvmoura@quimica.ufrn.br	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)
RIO GRANDE DO SUL http://gaia.liberato.com.br/ olimpiada/ Twitter: http://twitter.com/ oqdors	Coordenação Colegiada: Prof. Daniel Jacobus Profª Nair Cristina Muller Prof. Rodrigo Rozado Leal oqrs@liberato.com.br	Fundação Escola Técnica Liberato Salzano Vieira da Cunha Rua Inconfidentes, 395 Primavera 93.340-140 - Novo Hamburgo - RS (51) 3584.2000
RONDÔNIA www.programa-olimpiada- rondoniense-de-quimica. com/	Prof. Renato Cassaro renatocassaro26@hotmail.com Prof. Jandi Costa jandi@gmail.com	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
RORAIMA roraima.obquimica.org/	Profa. Maria Lúcia Taveira taveiraml@dqui.ufr.br Profa. Cléria Mendonça de Moraes cmdmoraes@yahoo.com.br	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 Universidade Estadual de Roraima
SANTA CATARINA www.ocquimica.com.br	Prof. Nivaldo Cabral Kuhnen nivaldo@crqsc.gov.br Prof. Jonas Comin Nunes jonas@crqsc.gov.br Prof. Francielen Kuball Silva francielen.silva@unisul.br	Universidade do Sul de Santa Catarina - UNISUL Centro Tecnológico - CENTEC Av. José Acácio Moreira, 787 - Bairro Dehon - Caixa Postal 370 - CEP 88704-900 - Tubarão - SC - Telefone: (48) 3621-3189 Conselho Regional de Química - CRQ - 13ª Região Av. Osmar Cunha, 126 - 1º Andar - Centro CEP 88015-100 - Florianópolis - SC Telefone: (48) 3229-7800
SÃO PAULO http://allchemy.iq.usp.br	Prof. Ivano G. R. Gutz abqsp@iq.usp.br gutz@iq.usp.br	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




SERGIPE http://sergipe.obquimica.org/	Prof. Dr. André Luís Bacelar Silva Barreiros osequim@gmail.com andrelbbarreiros@hotmail.com	Universidade Federal de Sergipe - Departamento de Química Campus Prof. José Aloísio de Campos Jardim Rosa Else Av. Marechal Rondon, s/n - Cep 49.100.000 São Cristóvão - SE Fones: (79) 3194-6898 / 3194-6650
TOCANTINS tocantins.obquimica.org/	Prof. José Expedito Cavalcante da Silva 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 3215 5840

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 Telephone: (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, Inovações e Comunicações 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

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

 **Programa Nacional Olimpíadas de Química**
Talentos para academia e indústria
www.obquimica.org

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H HIDROGÊNIO 1,00794	2 He HÉLIO 4,002602	3 Li LÍTIO 6,941	4 Be BERILIO 9,012182	5 B BÓRIO 10,811	6 C CARBONO 12,0107	7 N NITROGÊNIO 14,0067	8 O OXIGÊNIO 15,9994	9 F FLUOR 18,9984032	10 Ne NEÔNIO 20,1797	11 Na SÓDIO 22,989769	12 Mg MAGNÉSIO 24,3050	13 Al ALUMÍNIO 26,981538	14 Si SÍLICO 28,0855	15 P FÓSFORO 30,973762	16 S ENXOFRE 32,065	17 Cl CLORO 35,453	18 Ar ARGÔNIO 39,948
19 K POTÁSSIO 39,0983	20 Ca CÁLCIO 40,078	21 Sc ESCÂNDIO 44,955912	22 Ti TÍTÂNIO 47,867	23 V VANÁDIO 50,9415	24 Cr CRÔMIO 51,9961	25 Mn MANGANÊS 54,938045	26 Fe FERRO 55,845	27 Co COBALTO 58,933195	28 Ni NÍQUEL 58,6934	29 Cu COBRE 63,546	30 Zn ZINCO 65,38	31 Ga GÁLIO 69,723	32 Ge GERMÂNIO 72,64	33 As ARSENÍO 74,92160	34 Se SELENIO 78,96	35 Br BRÔNIO 79,904	36 Kr CRÍPTONO 83,798
37 Rb RUBÍDIO 85,4678	38 Sr ESTRÔNCIO 87,62	39 Y ÍTRIO 88,90585	40 Zr ZIRCONÍO 91,224	41 Nb NÍBÍO 92,90638	42 Mo MOLIBDÊNIO 95,96	43 Tc TECNÉCIO (98)	44 Ru RUTÊNIO 101,07	45 Rh RÓDIO 102,90550	46 Pd PALÁDIO 106,42	47 Ag PRATA 107,8682	48 Cd CÁDMIO 112,411	49 In ÍNDIO 114,818	50 Sn ESTANHO 118,710	51 Sb ANTIMÔNIO 121,760	52 Te TELÚRIO 127,60	53 I IODO 126,90447	54 Xe XENÔNIO 131,293
55 Cs CÉSIO 132,90545	56 Ba BÁRIO 137,327	Lantanídeos		73 Ta TANTÁLIO 180,9479	74 W TUNGSTÊNIO 183,84	75 Re RÊNIO 186,207	76 Os ÓSMIO 190,23	77 Ir ÍRIDIO 192,217	78 Pt PLATINA 195,084	79 Au OURO 196,96656	80 Hg MERCÚRIO 200,59	81 Tl TÁLIO 204,3833	82 Pb CHUMBO 207,2	83 Bi BISMUTO 208,98040	84 Po POLÔNIO (209)	85 At ASTATO (210)	86 Rn RADÔNIO (222)
87 Fr FRÂNCIO (223)	88 Ra RÁDIO (226)	Actinídeos		105 Db DUBNÍO (268)	106 Sg SEABÓRGIO (271)	107 Bh BÓHRIO 264,12	108 Hs HÁSSIO (270)	109 Mt METÊNIO (276)	110 Ds DAMASTADÍO (281)	111 Rg ROBERTSÉNIO (280)	112 Cn COPERNÍCIO (285)	Gases Nobres					



Atualizada em janeiro/2011

6

57 La LANTÂNIO 138,90547	58 Ce CÉRIO 140,116	59 Pr PRASEODÍMIO 140,90765	60 Nd NEODÍMIO 144,24	61 Pm PROMÉCIO (145)	62 Sm SAMÁRIO 150,36	63 Eu EURÓPIO 151,964	64 Gd GADOLÍMIO 157,25	65 Tb TERBÍO 158,92535	66 Dy DISPRÓSIO 162,500	67 Ho HÓLMIUM 164,93032	68 Er ÉRBITO 167,259	69 Tm TÚLIO 168,93421	70 Yb ÍTERBIO 173,054	71 Lu LUTÉCIO 174,96688
--	-------------------------------------	---	---------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	--	--	---	---	--------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	---

7

89 Ac ACTÍNIO (227)	90 Th TÓRIO 232,0381	91 Pa PROTÁCTÍNIO 231,03588	92 U URÂNIO 238,02891	93 Np NETÚNIO (237)	94 Pu PLUTÓNIO (244)	95 Am AMÉRCIO (243)	96 Cm CÚRIO (247)	97 Bk BERQUÉLIO (247)	98 Cf CALIFÓRNIO (251)	99 Es EINSTEÍNIO (252)	100 Fm FÉRMIO (257)	101 Md MENDELÉVIO (258)	102 No NOBÉLIO (259)	103 Lr LAURENCIO (262)
-------------------------------------	--------------------------------------	---	---------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------------	--	--	-------------------------------------	---	--------------------------------------	--

Metals
 Não-Metals
 Semimetals

Rf - Artificial
Estado físico a 25 °C
Fe - Sólido
Hg - Líquido
Ar - Gás

85
At
 ASTATO
 (210)
 Símbolo
 Nome
 Massa atômica relativa
 Configuração eletrônica
 no estado fundamental

