



UNIVERSIDADE FEDERAL DO CEARÁ
Campus do Pici, bloco 940, - Bairro Pici, Fortaleza/CE, CEP 60451-970
Telefone: (85) 3366-9977 - <http://ufc.br/>

EDITAL Nº 04/2024

Processo nº 23067.003020/2024-49

A Universidade Federal do Ceará – UFC, por meio do Departamento de Química Orgânica e Inorgânica, convida os estudantes de graduação, de acordo com as normas deste edital, a participarem da Olimpíada Brasileira do Ensino Superior de Química (OBESQ), Projeto Cadastrado na Pró-Reitoria de Extensão, Código nº 2018.PJ.0025/2024

A Chefe do Departamento de Química Orgânica e Inorgânica, Profa. Nilce Viana Gramosa Pompeu de Sousa Brasil, torna público que se encontram abertas as inscrições para a VI Olimpíada Brasileira do Ensino Superior de Química (OBESQ), de acordo com o Projeto Olimpíada Brasileira do Ensino Superior de Química cadastrado na Pró-Reitoria de Extensão (PREX) sob nº 2018.PJ.0025/2024.

1. OBJETIVO

São objetivos da Olimpíada Brasileira do Ensino Superior de Química:

- Descobrir jovens com talento e aptidões para o estudo da Química, estimulando a curiosidade científica e incentivando-os a se tornarem futuros profissionais em Química;
- Incentivar os estudantes de cursos superiores a se engajarem em Programas de Pós-Graduação na área de Química;
- Promover, através das Olimpíadas de Química, a cooperação entre professores, profissionais e estudantes das instituições de ensino superior brasileiras;
- Estimular o ensino, a pesquisa e a extensão na área da Química;
- Contribuir para a formação de profissionais na área de Química.

2. DOS REQUISITOS PARA INSCRIÇÃO

Os estudantes interessados em participar da VI OBESQ deverão estar regularmente matriculados, durante todo o processo, em quaisquer cursos de ensino superior pertencentes às Universidades Federais, Estaduais, Particulares, Institutos Federais de Educação e Faculdades de todo o território nacional.

3. INSCRIÇÕES

3.1. As inscrições far-se-ão pelas coordenações dos cursos de ensino superior, ou professores responsáveis por elas designados, no período de 27 de maio a 25 de junho de 2024, através do link de inscrição disponível no sítio <http://www.obesq.org/>.

3.2. As coordenações dos cursos poderão inscrever seus estudantes do primeiro ao último ano de graduação, pelo endereço: <https://app.obquimica.org>. Os estudantes que estiverem em qualquer etapa de seu curso de graduação também poderão realizar suas inscrições, individualmente, pelo endereço disponível no sítio <http://www.obesq.org/>.

3.3. A identificação de um curso corresponde ao seu código junto ao MEC, que pode ser consultado no endereço <https://emec.mec.gov.br/>.

3.4. Estudantes que já tenham finalizado qualquer curso de ensino superior não poderão participar do certame.

3.5. Serão consideradas indeferidas as inscrições que não atendam ao determinado neste Edital.

4. PROVA

4.1. A OBESQ é composta de duas fases.

4.1.1. A Fase I corresponde a uma prova com questões objetivas em nível nacional e é seletiva para a Fase II.

4.1.2. A Fase II corresponde a uma prova com questões analítico-expositivas em nível nacional.

4.2. A prova da Fase I será realizada no dia 06 de julho de 2024 e constará de trinta questões de múltipla escolha de Química Geral, Química Inorgânica, Química Analítica, Química Orgânica, Físico-Química e técnicas laboratoriais habituais para estudantes de ensino superior. A pontuação de cada questão estará disponível na prova. A pontuação máxima desta prova é de 100 pontos.

4.3. As provas da Fase I serão realizadas online, com início de acesso ao sistema e o período de prova a ser divulgado posteriormente.

4.4. Serão selecionados para a Fase II da VI OBESQ até dez estudantes por curso em cada Campus, desde que tenham obtido o mínimo de 30 pontos na prova da Fase I. O curso é identificado nos termos estabelecidos no item 3.3 deste edital. Em caso de empate na nota correspondente à décima posição de um curso, serão chamados para a Fase II todos os estudantes desse curso com esta mesma nota.

4.5. A prova da Fase II será realizada no dia 23 de agosto de 2024 e constará de 10 questões analítico-expositivas dos assuntos das modalidades Química Geral, Química Inorgânica, Química Analítica, Química Orgânica, Físico-Química e técnicas laboratoriais habituais para estudantes de ensino superior. A pontuação de cada questão estará disponível na prova. A pontuação máxima desta prova é de 200 pontos.

4.6. As provas da Fase II serão realizadas presencialmente, em locais a serem divulgados posteriormente.

5. CONDIÇÕES ESPECIAIS

Os estudantes Portadores de Necessidades Especiais deverão comprovar sua condição, conforme inciso IV do artigo 39 do Decreto nº 3.298/1999, solicitando à respectiva Coordenação Estadual as condições especiais para a participação na prova, com antecedência de no mínimo 30 dias da data de sua aplicação. Tais condições obedecerão aos critérios de viabilidade e de razoabilidade e a decisão da Coordenação Estadual será comunicada ao candidato em até 5 dias úteis antes da aplicação da prova.

6. RESULTADO

6.1. O resultado da Fase I será divulgado no site da Olimpíada Brasileira do Ensino Superior de Química (<http://www.obesq.org/>) a partir do dia 1º de agosto de 2024 e o resultado final da VI OBESQ, a partir do dia 07 de outubro de 2024.

6.2. Contestações referentes às questões e aos gabaritos das provas deverão ser enviadas em até 48 h, após a divulgação do gabarito oficial pela Coordenação Nacional, em formulário próprio disponível no site <http://www.obesq.org/>.

6.3. Os pedidos de revisão e recurso de provas serão analisados pela Comissão Pedagógica da VI OBESQ.

6.4. Não cabe contestação quanto ao resultado dos pedidos de revisão e de recurso.

7. PREMIAÇÃO

7.1 Para fins de premiação dos estudantes mais destacados, haverá uma classificação geral e classificações nas modalidades Química Geral, Química Inorgânica, Química Analítica, Química Orgânica e Físico-Química.

7.2. Os estudantes mais destacados na classificação geral receberão medalhas de ouro (1º e 2º lugar), medalhas de prata (3º ao 6º lugar) e medalhas de bronze (7º ao 12º lugar).

7.3. Os estudantes mais destacados em cada modalidade (Química Geral, Química Inorgânica, Química Analítica, Química Orgânica e Físico-Química) receberão medalhas de ouro (1º lugar), prata (2º lugar) e bronze (3º lugar).

7.4. O estudante mais destacado na classificação geral, em cada estado, receberá premiação de Destaque Estadual na VI OBESQ, desde que tenha atingido o mínimo de 75 pontos na pontuação geral.

7.5. Todos os estudantes aprovados com escores a partir de 75 pontos na pontuação geral, receberão certificado de Menção Honrosa.

7.6. A solenidade de premiação da VI OBESQ ocorrerá em novembro de 2024, em data e local a serem divulgados posteriormente.

8. CALENDÁRIO

EVENTO	DATA (2024)
Inscrições	27/05 – 25/06
Prova Fase I	06/07
Resultado Fase I	A partir do dia 01/08
Prova Fase II	23/08
Resultado Fase II	A partir do dia 07/10
Solenidade de Premiação	Novembro

9. CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

9.1. QUÍMICA GERAL

1. Conceitos básicos. Método científico, medidas, algarismos significativos, classificação da matéria, propriedades físicas e químicas da matéria, métodos de separação e de identificação da matéria.
2. Estequiometria. Leis ponderais, teoria atômica, estrutura do átomo, massa relativa dos átomos, isótopos, espectrometria de massa, massa molar, mol, número de Avogadro, fórmula mínima, fórmula percentual dos compostos, fórmulas químicas, nomenclatura dos compostos, equações químicas, relações de massas nas reações, reagente limitante, rendimentos teórico e real, cálculo de pureza, análise de misturas.
3. Estrutura eletrônica dos átomos. Componentes do átomo, comportamento do átomo, natureza ondulatória da luz, energia quantizada e fótons, efeito fotoelétrico, espectros atômicos, teoria de

Böhr para o átomo de hidrogênio e átomos hidrogenoides, ondas e partículas, mecânica quântica, números quânticos, orbitais atômicos, distribuição dos elétrons nos átomos, princípio de aufbau.

4. Tabela Periódica. Desenvolvimento da Tabela Periódica, classificação periódica dos elementos, variação periódica das propriedades físicas (carga nuclear efetiva, raio atômico, raio iônico), energia de ionização, afinidade eletrônica, variação das propriedades químicas dos elementos, metais, não metais e metaloides, tendência de grupo para alguns metais ativos e para alguns não metais, relações diagonais.
5. Termoquímica. A natureza da energia, 1ª Lei da termodinâmica, entalpia de reação, entalpia de formação, calorimetria, Lei de Hess, 2ª Lei da termodinâmica, entropia, energia livre de Gibbs, energia livre e temperatura.
6. Ligação química. Símbolo de Lewis, regra do octeto, ligação iônica, energia reticular dos compostos iônicos, ligação covalente, polaridade e eletronegatividade, carga formal e estrutura de Lewis, estruturas de ressonância, exceção da regra do octeto, teoria da repulsão dos pares de elétrons não-ligantes, geometria eletrônica e molecular, polaridade da ligação e das moléculas, momento dipolar, caráter iônico e caráter covalente, forças das ligações covalentes, teoria da ligação de valência, hibridização dos orbitais atômicos, teoria do orbital molecular, ligação metálica.
7. Gases. Características dos gases, variáveis de estado, leis empíricas dos gases, equação do gás ideal, mistura de gases e pressões parciais, teoria cinética molecular, efusão e difusão molecular, gases reais: desvios do comportamento ideal, equação de van der Waals, equação de estado viral, energia potencial de Lennard-Jones, liquefação e variáveis críticas.
8. Soluções. Tipos de soluções, visão molecular do processo de solução, unidades de concentração, estequiometria de soluções, princípios de solubilidade, soluções saturadas e solubilidade, efeito da temperatura na solubilidade, efeito da pressão na solubilidade dos gases, pressão de vapor, propriedades coligativas de soluções eletrolíticas e não eletrolíticas, coloides, água e meio ambiente.
9. Forças intermoleculares. Teoria cinética molecular dos sólidos e líquidos, forças intermoleculares (força dipolo-dipolo, íon-dipolo, força de dispersão de London, ligação de hidrogênio), equilíbrios físicos, diagrama de fases, equação de Clausius-Clapeyron, misturas binárias, pressão de vapor de uma mistura binária líquida, destilação e azeótropos, propriedades dos líquidos (tensão superficial, viscosidade, estrutura e propriedades da água).
10. Sólidos. Estrutura do cristal, difração de raio X, lei de Bragg, sólidos amorfos e cristalinos, redes de Bravais, ocupância, fator de empacotamento e densidade, sólidos moleculares e reticulares, sólidos metálicos, teoria do mar de elétrons, teoria de bandas, semicondutores e dopagem, sólidos iônicos, número de coordenação, ciclo de Born-Haber.
11. Cinética química. Velocidade de uma reação, lei da velocidade, fatores que afetam a velocidade de reações, relação entre a concentração dos reagentes e o tempo, ordens de velocidade, leis de velocidade integradas, tempo de meia-vida, energia de ativação, dependência da constante da velocidade com a temperatura, mecanismos de reações, catálise.
12. Equilíbrio químico. Conceito de equilíbrio, constante de equilíbrio, escrevendo expressões de constante de equilíbrio em função das concentrações e da pressão, relação entre cinética química e equilíbrio químico, significado da constante de equilíbrio, fatores que afetam o equilíbrio químico (Princípio de Le Chetelier – mudança de temperatura, concentração, volume e pressão), efeito do catalisador, lei de Hess aplicada ao equilíbrio, energia livre de Gibbs.
13. Equilíbrio iônico. Dissociação da água, teorias gerais sobre ácidos e bases, natureza dos ácidos e das bases, medida de acidez – pH, força ácida e básica, ácido fraco e constante de ionização ácida, base fraca e constante de ionização básica, relação entre ácido e base conjugada e constante de hidrólise, propriedades das soluções salinas, titulação ácido-base, ácidos polipróticos, solução tampão, efeito do íon comum, equilíbrio de solubilidade, fatores que afetam a solubilidade, separação dos íons por precipitação fracionada, análise qualitativa para elementos metálicos, pH e solubilidade, suspensões coloidais.

14. Reações redox e eletroquímica. Número de oxidação, balanceamento de equações de oxirredução, método do íon-elétron, reações redox, células galvânicas, condições padrão, potencial padrão de redução, termodinâmica das reações redox, o efeito da concentração na f.e.m. da célula, aplicações da equação de Nernst, baterias, corrosão, eletrólise.
15. Solubilização de sólidos, equilíbrio de solubilidade, precipitados e suspensões coloidais.
16. Funções orgânicas. Estrutura, nomenclatura, propriedades físicas e químicas de hidrocarbonetos alifáticos, compostos aromáticos, haloalcanos, álcoois, éteres, compostos carbonílicos, aminas, isomeria: isômeros geométricos, isômeros ópticos.
17. Reações orgânicas. Reações de álcoois: reações de substituição, reações de eliminação. Reações de alcenos: reações de adição, reações de oxidação. Reações de compostos carbonílicos: reações de adição, reações de oxirredução.
18. Biomoléculas. Lipídios: função, oxidação de ácidos graxos. Carboidratos: monossacarídeos, polissacarídeos, metabolismo do carboidrato. Proteínas: aminoácidos, estrutura proteica. Ácidos nucleicos: estrutura do DNA, estrutura do RNA.

9.2. FÍSICO-QUÍMICA

1. Gases. Leis empíricas dos gases, hipótese de Avogadro, lei dos gases ideais, misturas gasosas, distribuição barométrica, gases reais, equações de van der Waals, equação do virial, fator de compressibilidade, temperatura de Boyle, condensação e variáveis críticas, variáveis reduzidas e princípio dos estados correspondentes.
2. 1ª Lei da termodinâmica e termoquímica. Calor e trabalho, trabalhos de compressão e expansão, transformações reversíveis e irreversíveis, energia e o primeiro princípio da termodinâmica, energia interna, experimento de Joule, entalpia, capacidades caloríficas (C_v e C_p), transformações adiabáticas, experimento de Joule-Thomson, calorimetria, entalpia de formação e de combustão, lei de Hess, entalpia de solução e de diluição, dependência da entalpia de reação com a temperatura, entalpia de ligação.
3. 2ª e 3ª Leis da termodinâmica. Enunciado da 2ª Lei da termodinâmica, características do ciclo reversível, rendimento de máquinas térmicas, entropia, desigualdade de Clausius, propriedades da entropia, variações de entropia no gás ideal, 3ª Lei da termodinâmica, equação de Boltzmann, variações de entropia nas reações químicas.
4. Energia livre de Gibbs e potencial químico. Condições gerais de equilíbrio e espontaneidade, energia livre de Gibbs (G) e energia livre de Helmholtz (A), equações termodinâmicas de estado, relações de Maxwell, propriedades de A e G , potencial químico, fugacidade.
5. Equilíbrio químico. Potencial químico de um gás puro, energia livre de Gibbs de mistura de gases ideais e reais, avanço de reação, constantes de equilíbrio em função de fração molar e da concentração, energia livre de Gibbs padrão de formação, dependência do equilíbrio com a temperatura, princípio de Le Chatelier, reações químicas e entropia, equação de Gibbs-Duhem.
6. Equilíbrio físico. Condições de equilíbrio, estabilidade de fases, variação de potencial químico em função de pressão e temperatura, Equação de Clayperon, equilíbrio gás-fase condensada, equação de Clausius-Clayperon, regra das fases de Gibbs, diagrama de fases, equilíbrio entre fases condensadas.
7. Propriedades coligativas, tonoscopia, crioscopia, solubilidade molar ideal, ebulioscopia, pressão osmótica.
8. Soluções ideais e não-ideais. Características das soluções, potencial químico em solução ideal, soluções binárias e lei de Raoult, ponto de borbulhamento, ponto de orvalho, regra da alavanca, soluções binárias não-ideais, desvios do comportamento ideal, conceito de atividade e coeficiente de atividade, diagramas p - x e t - x , azeótropos, soluções gás-líquido e lei de Henry, soluções sólido-sólido, ponto eutético, sistemas de três componentes e diagrama ternário, distribuição do soluto

entre dois solventes, equilíbrio químico na solução ideal, propriedades coligativas em soluções não-ideais.

9. Eletroquímica. Cargas, energia e trabalho elétrico, potenciais padrão, potenciais fora das condições padrão, equação de Nernst e constante de equilíbrio, dependência do potencial com a temperatura, atividades em soluções eletrolíticas, teoria de Debye-Hückel, corrosão e galvanização, transporte iônico e condutância.
10. Cinética química. Velocidade de reação, leis de velocidade integradas, reações envolvendo equilíbrio, relação entre temperatura e velocidade de reação, teoria das colisões de Arrhenius, reações paralelas e consecutivas, mecanismos e processos elementares, aproximação do estado estacionário, reações em cadeia, teoria do estado de transição, equação de Eyring.
11. Química quântica. Contribuições de Thomson e Rutherford, espectro do corpo negro, leis de Wien, de Stefan-Boltzmann e Rayleigh-Jeans, equação de Planck, efeito fotoelétrico, átomo de Bohr, transição eletrônica do hidrogênio, átomos hidrogenoides e multieletrônicos, dualidade da onda-partícula, princípio da incerteza, equação de Schrödinger unidimensional, operadores, autofunções e autovalores, normalização da função de onda, partícula na caixa unidimensional, tridimensional e espectroscopia em sistemas conjugados, rotação tridimensional, oscilador harmônico, rotor rígido e espectro rotacional, átomo de hidrogênio.

9.3. QUÍMICA ANALÍTICA

1. Reações e equações químicas.
2. Unidades de concentração de substâncias em solução.
3. Itens básicos de um laboratório: balança analítica, vidrarias (buretas, pipetas, provetas, balões, tubos de ensaio etc.), estufas, muflas, sistemas de aquecimento, capelas, papéis de filtro.
4. Operações básicas do laboratório: separação sólido-líquido (filtração, centrifugação), secagem, calcinação, digestão, precipitação, lavagem de sólidos, calibração de vidraria volumétrica.
5. Técnicas de amostragem.
6. Erros e tratamento de dados analíticos.
7. Hidrólise, solução tampão, equilíbrio de oxidação-redução, equilíbrio de complexação, produto de solubilidade e suspensões coloidais.
8. Análise qualitativa de cátions e ânions.
9. Análise gravimétrica.
10. Análise volumétrica: volumetria de neutralização, volumetria de precipitação (argentimetria e outros), volumetria de oxirredução (dicromatometria, permanganometria, cerimetria, iodometria, iodimetria) e volumetria de complexação.
11. Potenciometria: equação de Nernst, eletrodos ativos, inertes, de referência e de membrana. Determinação potenciométrica de pH. Titulação potenciométrica: neutralização, precipitação, redox e complexação. Aplicações.
12. Amperometria, voltametria, coulometria, eletrólise, eletrogravimetria, eletroforese.
13. Fundamentos e aplicação da espectroscopia de absorção molecular UV-VIS: leis fundamentais, absorvimetria relativa, absorvimetria absoluta. Desvios da Lei de Beer.
14. Espectroscopia de emissão atômica: fotometria de chama, absorção atômica, plasma com acoplamento indutivo (óptico e massas).
15. Fluorescência atômica.
16. Cromatografia a gás, líquida de alta eficiência, em papel, em coluna.
17. Separações por extração líquido-líquido e troca iônica.

18. Química ambiental.

9.4. QUÍMICA INORGÂNICA

1. Estrutura atômica. Origem dos elementos, nucleossíntese de elementos leves, nucleossíntese de elementos pesados, a estrutura de átomos hidrogenoides, informações espectroscópicas, alguns princípios de mecânica quântica, orbitais atômicos, átomos com muitos elétrons, penetração e blindagem, classificação dos elementos e parâmetros atômicos.
2. Estrutura molecular e ligação. Regra do octeto, ressonância, modelo da repulsão eletrônica dos elétrons da camada de valência, teoria da ligação pela camada de valência, molécula de hidrogênio, moléculas diatômicas homomoleculares, moléculas diatômicas heteromoleculares, moléculas poliatômicas, teoria do orbital molecular para moléculas diatômicas homomoleculares, heteromoleculares e polimoleculares, propriedades da ligação, forma das moléculas em termos de orbitais moleculares, comprimento da ligação, força da ligação.
3. Estrutura de sólidos simples. A descrição da estrutura dos sólidos, célula unitária, estrutura de metais e ligas, sólidos iônicos, energias relacionadas a ligação iônica, defeitos e sólidos não estequiométricos, estrutura eletrônica dos sólidos.
4. Simetria molecular, operações de simetria, elementos de simetria, tabela de caracteres, aplicações de simetria em vibrações moleculares, apresentados nos espectros de infravermelho, atribuição de bandas com base na simetria molecular em espectros de absorção de radiação eletromagnética na região do visível e do ultravioleta, construção de orbitais moleculares com base na simetria da molécula.
5. Química de coordenação. Complexos metálicos do bloco d da tabela periódica dos elementos, estrutura eletrônica e propriedades, teoria de ligação pela camada de valência, teoria do campo cristalino, teoria do campo ligante, efeito Jahn-Teller, espectro eletrônico, teoria do orbital molecular.
6. Química dos organometálicos
7. Química do hidrogênio.
8. Química dos metais alcalinos e alcalinos terrosos.
9. Química do boro, alumínio e elementos do grupo 13.
10. Química do carbono, silício e elementos do grupo 14.
11. Química do nitrogênio, fósforo e elementos do grupo 15.
12. Química do oxigênio, enxofre e elementos do grupo 16.
13. Química dos halogênios (Grupo 17).
14. Gases nobres (Grupo 18).
15. Química dos metais de transição.

9.5. QUÍMICA ORGÂNICA

1. Teoria estrutural. Hibridização, geometria molecular, ligações apolares e polares, efeitos eletrônico, indutivo e mesomérico, forças intermoleculares (forças de London, ligação de hidrogênio, dipolo-dipolo, íon-dipolo), propriedades físicas de compostos orgânicos, ressonância e aromaticidade.
2. Funções orgânicas. Estrutura, nomenclatura e propriedades físicas de hidrocarbonetos alifáticos e aromáticos, haletos orgânicos, álcoois, fenóis, éteres e correlatos de enxofre, amins alifáticas e aromáticas, aldeídos e cetonas, ácidos carboxílicos, amidas, haletos de acila, anidridos, ésteres e nitrilas.

3. Estereoquímica. Projeções de Fisher e Newman; conformação e análise conformacional; estereoisômeros (enantiômeros, diastereoisômeros) e suas propriedades; compostos quirais e aquirais; racematos; excessos enantioméricos; polarimetria; descritores estereoquímicos: R/S; D/L; cis/trans; E/Z; sin/anti.
4. Ácidos e bases. Definições de Bronsted-Lowry e Lewis; fatores que afetam a acidez e a basicidade.
5. Biomoléculas. Carboidratos, aminoácidos e lipídeos: estrutura, nomenclatura e classificação.
6. Mecanismo, reatividade e estereoquímica das reações dos hidrocarbonetos insaturados: hidrogenação catalítica, adição de ácidos, halogênios, oxidação, epoxidação, ozonólise, reação de Diels-Alder.
7. Reações dos alcanos e cicloalcanos: oxidação e halogenação.
8. Reações dos compostos aromáticos: reações de substituição eletrofílica. Efeitos de ativação dos substituintes, efeito de orientação dos substituintes. Reações de substituição nucleofílica em compostos aromáticos.
9. Reações dos haletos de alquila: reações de substituição nucleofílica: mecanismos SN1 e SN2. Reações de eliminação E1 e E2. Competição de reações SN1/SN2, E1/E2, SN1/E1 e SN2/E2. Fatores que afetam as velocidades das reações SN1 e SN2.
10. Reações dos álcoois, fenóis e éteres: formação de alcóxidos e fenóxidos. Conversão de álcoois a halogenetos de alquila, tosilatos e mesilatos, participação do grupo vizinho. Conversão a ésteres, reação de desidratação, oxidação de álcoois, reações de éteres e epóxidos.
11. Reações de aldeídos e cetonas: reações de adição nucleofílica à carbonila: adição de água, álcoois, tióis. Adição de amônia e derivados: aminas, hidroxilaminas, hidrazina e derivados, semicarbazidas. Conversão de compostos carbonilados a halogenetos. Adição de compostos organometálicos. Adição de íldeos. Alquilação de enolatos e condensação de aldol. Reações de redução e oxidação.
12. Reações de ácidos carboxílicos e seus derivados. Reações ácido-base, efeito indutivo e força dos ácidos, aspectos gerais dos mecanismos de reação de derivados carboxílicos, preparação de ésteres e amidas. Saponificação. Reação de redução com reagentes organometálicos. Haloácidos.
13. Reações de compostos orgânicos nitrogenados. Aminas, sais de amônio quaternário, enaminas, oximas, diazoalcanos.
14. Espectroscopia no ultravioleta e visível (UV-VIS). Cromóforos e auxocromos, efeitos batocrômico, hipsocrômico, hipercrômico e hipocrômico; uso de UV-VIS em determinação estrutural.
15. Espectroscopia no infravermelho (IV). O oscilador harmônico, graus de liberdade: translacional, rotacional e vibracional; graus de liberdade vibracionais ativos no infravermelho; análise das regiões espectrais de 4000 a 650 cm^{-1} , influência da conjugação e da formação de ligações de hidrogênio; absorções características de compostos orgânicos simples.
16. Espectrometria de massas (EM). O espectrômetro de massa; íon metaestável, molecular e pico base; análise mecanística do padrão de fragmentação de funções orgânicas comuns.
17. Espectroscopia de ressonância magnética nuclear (RMN). Ressonância magnética nuclear de onda contínua versus ressonância magnética nuclear de pulsos; momento angular, número quântico de spin nuclear, constante magnetogírica, sensibilidade, distribuição de Boltzmann, relaxação nuclear, proteção nuclear e deslocamento químico, acoplamento spin-spin, notação de sistemas de spins, constantes de acoplamento, espectros de RMN ^1H , RMN ^{13}C (BB, DEPT, GATED, APT), RMN 2D (COSY, HSQC, HMBC), determinação estrutural.

10. DAS DISPOSIÇÕES FINAIS

Os casos omissos neste Edital serão avaliados e decididos pela coordenação geral do projeto.

Departamento de Química Orgânica e Inorgânica

Fortaleza,

06 de maio de 2024.



Documento assinado eletronicamente por **NILCE VIANA GRAMOSA POMPEU DE SOUSA BRASIL, Chefe de Departamento**, em 06/05/2024, às 18:04, conforme horário oficial de Brasília, com fundamento no art. 6º, § 1º, do [Decreto nº 8.539, de 8 de outubro de 2015](#).



A autenticidade deste documento pode ser conferida no site https://sei.ufc.br/sei/controlador_externo.php?acao=documento_conferir&id_orgao_acesso_externo=0, informando o código verificador **4931340** e o código CRC **357C0537**.

Referência: Processo nº 23067.003020/2024-49

SEI nº 4931340