



UNIVERSIDADE FEDERAL DO CEARÁ  
Campus do Pici, bloco 940, - Bairro Pici, Fortaleza/CE, CEP 60451-970  
Telefone: (85) 3366-9977 e Fax: @fax\_unidade@ - http://ufc.br/

## TERMO ADITIVO

Processo nº 23067.012834/2022-11

**Unidade Gestora:** DEPARTAMENTO DE QUÍMICA ORGÂNICA E INORGÂNICA DO CENTRO DE CIÊNCIAS

### 2º ADITIVO AO EDITAL Nº 9/2022 – DQOI/UFC

A UNIVERSIDADE FEDERAL DO CEARÁ – UFC POR MEIO DO DEPARTAMENTO DE QUÍMICA ORGÂNICA E INORGÂNICA NO USO DE SUAS ATRIBUIÇÕES ADMINISTRATIVAS DIVULGA O 2º ADITIVO AO EDITAL 09/2022 – DQOI/UFC, QUE TRATA SOBRE AS PROVAS E O CONTEÚDO PROGRAMÁTICO V OLIMPÍADA CEARENSE DO ENSINO SUPERIOR DE QUÍMICA (OCESQ).

A Chefe do Departamento de Química Orgânica e Inorgânica, Profa. Cristiane Pinto Oliveira, torna público o 2º aditivo ao Edital Nº 09/22 do Projeto Olimpíada Cearense do Ensino Superior de Química (OCESQ), cadastrado na Pró-Reitoria de Extensão sob Código Nº 2017.PJ.0179/2022.

#### DAS PROVAS

4.1 – As provas serão aplicadas em duas etapas discriminadas a seguir:

a) Primeira etapa (Etapa I) – a ser realizada no dia 22 de maio de 2022. A prova será composta de questões objetivas, num total de 30 (trinta) e terá duração de 4 (quatro) horas, com início às 9:00 horas e término às 13:00 horas, em plataforma a ser determinada pela Comissão; A pontuação de cada questão constará na prova; A primeira etapa é eliminatória; Serão classificados para a segunda etapa os 100 candidatos que obtiverem as maiores notas; Em caso de empate na 100ª colocação, os candidatos com a mesma nota serão classificados. O resultado será divulgado no site da Olimpíada Cearense do Ensino Superior de Química (<http://ocesq.obquimica.org/>) a partir do dia 29 de maio de 2022.

b) Segunda etapa (Etapa II) - Será realizada no dia 19 de junho de 2022 presencialmente. Os locais de aplicação das provas serão divulgados posteriormente. A duração total da prova será de 4 (quatro) horas, com início às 9:00 horas e término às 13:00 horas, em local a ser determinado pela Comissão. O

resultado da segunda etapa será divulgado no site da Olimpíada Cearense do Ensino Superior de Química (<http://ocesq.obquimica.org/>) a partir do dia 03 de julho de 2022.

## **DO CONTEÚDO PROGRAMÁTICO**

### **QUIMICA 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; número de Avogadro; fórmula mínima, fórmula percentual dos compostos, fórmulas químicas, nomenclatura dos compostos, equações químicas, relações de massas nas reações, reagentes limitante, Rendimentos teórico e real.
3. Estrutura Eletrônica dos Átomos. Componentes do átomo, comportamento do átomo, efeito fotoelétrico, espectros atômicos, Teoria de Böhr para o Átomo de Hidrogênio, 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, energia de ionização, afinidade eletrônica, variação das propriedades químicas dos elementos representativos.
5. Ligação Química. Símbolo de Lewis, ligação iônica, energia Reticular dos compostos iônicos, ligação covalente, eletronegatividade, escrevendo as estruturas de Lewis, carga formal e estrutura de Lewis, conceito de ressonância, exceção da regra do octeto, geometria molecular, momento dipolar, teoria da ligação de valência, hibridização dos orbitais atômicos, hibridização em moléculas contendo ligações duplas e triplas, teoria do orbital molecular, ligação metálica.
6. Termoquímica. Trabalho, calor, entalpia, energia interna, lei de Hess, entropia, energia livre de Gibbs.
7. Soluções. Tipos de soluções, visão molecular do processo de solução, unidades de concentração, estequiometria de soluções, princípios de solubilidade, efeito da temperatura na solubilidade, efeito da pressão na solubilidade dos gases, propriedades coligativas, água e meio ambiente.
8. Forças Intermoleculares. Teoria cinética molecular dos sólidos e líquidos, forças intermoleculares, propriedades dos líquidos, estrutura do cristal, ligação nos sólidos, diagrama de fase.
9. Cinética e equilíbrio químico. Velocidade de uma reação, lei da velocidade, relação entre a concentração dos reagentes e o tempo, energia de ativação, dependência da constante da velocidade com a temperatura, mecanismos de reações, catalise, conceito de equilíbrio, constante de equilíbrio, fatores que afetam o equilíbrio químico.
10. Ácidos e Bases. 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 ionização, propriedades das soluções salinas, titulação ácido-base, solução tampão.
11. Reações redox e Eletroquímica. Número de oxidação, reações redox, células galvânicas, potencial padrão de redução, termodinâmica das reações redox, o efeito da concentração na célula emf, baterias, corrosão, eletrolise.
12. Química Nuclear. Decaimento radioativo, reações nucleares, nucleossíntese, energia nuclear, processos de fissão e fusão nuclear.

## 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 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, calores de formação e formação, lei de Hess, calor de solução e diluição, dependência de calor de reação com temperatura, entalpias de ligação.
3. 2ª e 3ª Leis de 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.
3. 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.
4. 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 de equilíbrio com a temperatura, princípio de Le Chatelier, reações químicas e entropia, equação de Gibbs-Duhem.
5. Equilíbrio de Fases. 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.
6. Propriedades coligativas, tonoscopia, crioscopia, solubilidade molar ideal, ebulioscopia, pressão osmótica.
7. 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.
8. Eletroquímica. Cargas, energia e trabalho elétrico, potenciais padrão, potenciais fora das condições padrão, equação de Nernst e constante de equilíbrio, dependência de potencial com a temperatura, atividades em soluções eletrolíticas, teoria de Debye-Hückel, corrosão e galvanização, transporte iônico e condutância.
9. 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.
10. 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 hidrogenóides 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, tridimensional, oscilador harmônico, rotor rígido e espectro rotacional, átomo de hidrogênio.
11. Fenômenos de Superfície. Tensão superficial e interfacial, capilaridade, interfaces líquido-líquido e

sólido líquido, adsorção, isotermas de adsorção, fenômenos elétricos em superfícies, dupla-camada elétrica, efeitos eletrocinéticos e colóides.

## **QUÍMICA ANALÍTICA**

1. Reações e Equações químicas.
2. Concentração de Substâncias em Solução.
3. Velocidade de Reação e Equilíbrio Químico em Solução.
4. Hidrólise, Solução Tampão, Produto de Solubilidade e Suspensões coloidais.
5. Erros e Tratamento de Dados Analíticos.
6. Análise Volumétrica: Volumetria de Neutralização, Volumetria de Precipitação, Volumetria de Oxirredução e Volumetria de Complexação.
7. Análise Gravimétrica.
8. Potenciometria: Equação de Nernst, Eletrodos Ativos, Inertes, de Referência, Eletrodos de Membrana. Determinação Potenciométrica de pH. Titulação Potenciométricas: Neutralização, Precipitação, Redox e Complexação. Aplicações.
9. Fundamentos e Aplicação da Espectroscopia de Absorção Molecular UV-VIS: Leis Fundamentais, Absortimetria Relativa, Absortimetria Absoluta. Desvios da Lei de Beer.
10. Espectroscopia de Emissão: Fotometria de Chama, Métodos de Avaliação da Fotometria de Chama. Princípios da Fluorescência e Fosforescência.

## **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 á ligação iônica, defeitos e sólidos não estequiométricos, estrutura eletrônica dos sólidos.
4. Simetria Molecular. Operações de simetria, elementos de simetria e operações de simetria, tabela de caracteres, aplicações de simetria, vibrações moleculares, construção de orbitais moleculares.
5. Química de coordenação. Complexos metálicos do bloco d: estrutura eletrônica e propriedades, teoria de ligação pela camada de valência, teoria do campo cristalino, espectro eletrônico, teoria do orbital molecular.
6. Química dos organo-metálicos
7. Óxido-redução
8. Hidrogênio
9. Metais alcalinos e alcalinos terrosos

10. Boro, alumínio e elementos do grupo
11. Carbono, silício e elementos do grupo
12. Nitrogênio, fósforo e elementos do grupo
13. Oxigênio, enxofre e elementos do grupo
14. Halogênios e Gases Nobres
15. Metais de transição

## 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, Aminas 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; excesso 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 ciclo alcanos: 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  $SN_1$  e  $SN_2$ . Reações de eliminação  $E_1$  e  $E_2$ . Competição de reações  $SN_1/SN_2$ ,  $E_1/E_2$ ,  $SN_1/E_1$  e  $SN_2/E_2$ . Fatores que afetam as velocidades das reações  $SN_1$  e  $SN_2$ .
10. Reações dos álcoois, fenóis e éteres: formação de alcóxidos e fenóxidos. Conversão de álcoois à halogenetos de alquila, tosيلاتos e mesilatos, participação do grupo vizinho. Conversão à 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 organo-metálicos. Adição de ilídeos. 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 organo-metálicos. alfa-haloácidos.
13. Reações de compostos Orgânicos Nitrogenados. Aminas, sais de amônio quaternário, enaminas, oximas, diazo-alcanos.

14. Bioquímica: estrutura de biomoléculas, catálise enzimática, biossíntese e metabolismo.
15. Espectroscopia no Ultravioleta e Visível (UV–VIS). Cromóforos e auxocromos, Efeitos Batocrômico, Hipsocrômico, Hiperocrômico e Hipocrômico; Uso de U.V. - Vis em Determinação estrutural.
16. 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  $\text{cm}^{-1}$ , Influência da conjugação e da formação de ligações de hidrogênio; Absorções características de compostos orgânicos simples.
17. Espectrometria de Massas (EM). O espectrômetro de massa; Íon metaestável, molecular e pico base; Análise mecanística do padrão de fragmentação de funções orgânicas comuns.
18. 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  $^1\text{H}$ , RMN  $^{13}\text{C}$  (BB, DEPT, GATED), Determinação estrutural.

**Cristiane Pinto Oliveira**  
**Chefe do Departamento de Química Orgânica e Inorgânica**



Documento assinado eletronicamente por **CRISTIANE PINTO OLIVEIRA, Chefe de Departamento**, em 03/05/2022, às 18:28, 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](https://sei.ufc.br/sei/controlador_externo.php?acao=documento_conferir&id_orgao_acesso_externo=0), informando o código verificador **3007721** e o código CRC **F7D73EFF**.