

**UNIVERSIDADE FEDERAL DE SANTA CATARINA****CENTRO DE CIÊNCIAS AGRÁRIAS****Coordenadoria do Curso de Graduação em
Ciência e Tecnologia de Alimentos**Rod. Admar Gonzaga, 1346 - Itacorubi - CEP 88034.001 - Florianópolis SC
Telefone: 48 3721-6290E-mail: cta.cca@contato.ufsc.br - Página do Curso: <http://www.cta.ufsc.br>**PLANO DE ENSINO
SEMESTRE - 2025.2****I. IDENTIFICAÇÃO DA DISCIPLINA:**

CÓDIGO	NOME DA DISCIPLINA	TURMA	Nº DE HORAS-AULA SEMANAIS		TOTAL DE HORAS-AULA SEMESTRAIS
			TEÓRICAS	PRÁTICAS	
QMC5150	Química Geral e Inorgânica	01503	04	-	72

II. PROFESSOR(ES) MINISTRANTE(S)/E-MAIL

Laís Truzzi Silva

lais.truzzi@ufsc.br**III. DIAS E HORÁRIOS DAS AULAS**

Quarta-feira 10h10 – 11h50 (ZDR 002)

Sexta-feira 08h20 – 10h00 (ZDR 002)

IV. PRÉ-REQUISITO(S)

CÓDIGO	NOME DA DISCIPLINA
-	Não há

V CURSO(S) PARA O(S) QUAL(IS) A DISCIPLINA É OFERECIDA

Curso de Graduação em Ciência e Tecnologia de Alimentos

VI. EMENTA

Estrutura atômica. Tabela e propriedades periódicas. Ligações Químicas. Reações químicas e estequiometria. Teoria ácido-base. Soluções. Compostos de Coordenação.

VII. OBJETIVOS**GERAL:**

Compreender os princípios gerais de química.

ESPECÍFICOS:

- 1) Entender as evidências direta e indireta da existência dos átomos.
- 2) Associar as propriedades da matéria com a existência dos elétrons.
- 3) Teoria atômica, Números Quânticos, Configurações eletrônicas, Tabela Periódica.
- 4) Propriedades atômicas e propriedades químicas.
- 5) Compreender a diferença entre ligação iônica e covalente.
- 6) Desenhar a estrutura de Lewis para pequenas moléculas ou íons.
- 7) Usar a eletronegatividade para prever a polaridade de ligações e moléculas.
- 8) Utilizar a VSEPR para prever a forma de moléculas e de íons simples e para compreender as estruturas de moléculas mais complexas.
- 9) Orbitais e teoria de ligações.
- 10) Teoria da ligação de valência.
- 11) Teoria dos orbitais moleculares.
- 12) Balancear as equações de reações químicas.
- 13) Realizar cálculos estequiométricos.
- 14) Compreender o significado de um reagente limitante.
- 15) Calcular o rendimento de uma reação química.
- 16) Usar a estequiometria para analisar uma mistura de compostos ou para determinar a fórmula de um composto.
- 17) Compreender a natureza das substâncias iônicas dissolvidas em água, ácidos e bases comuns.
- 18) Reconhecer e escrever as equações para as reações.
- 19) Identificar reações de oxirredução, agentes oxidantes e redutores.

- 20) Utilizar a molaridade em estequiometria de soluções.
- 21) Utilizar os conceitos de Bronsted-Lowry e de Lewis de ácidos e bases.
- 22) Equilíbrio de ácidos e bases.
- 23) Compreender o efeito do íon comum.
- 24) Uso de tampões.
- 25) Aplicar conceitos de equilíbrio químico a solubilidade de compostos iônicos.
- 26) Concentração das soluções.
- 27) Utilizar as propriedades coligativas das soluções.
- 28) Descrever os colóides e suas aplicações.
- 29) A química dos elementos de transição.

VIII. CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

PROGRAMA TEÓRICO:

- 1. Estrutura Atômica e Tabela Periódica.** Teoria Atômica. Partícula Subatômicas. Teoria Quântica. Mecânica Ondulatória. Números Quânticos. Preenchimento dos Orbitais Atômicos. Configurações Eletrônicas. Propriedades Atômicas e Tendências Periódicas.
- 2. Ligações e Estruturas Moleculares.** Ligação Iônica e Sólidos Iônicos. Ligação Covalente e Metálica. Estrutura de Lewis. Ressonância. Polaridade da Ligação e Eletronegatividade. Ordem de ligação. Comprimento de Ligação. Energia de Ligação. Geometria Molecular. Hibridização de orbitais e Orbitais Moleculares.
- 3. Reações Químicas e Estequiometria.** Mol. Número de Avogadro. Fórmulas Químicas. Tipos de Reação. Reagente Limitante. Cálculos Estequiométricos e Balanceamento de Equações.
- 4. Soluções.** Tipos de Soluções e Unidades de Concentração. Misturas. Solubilidade e Produto de Solubilidade. Íons em Solução Aquosa. Propriedades Coligativas.
- 5. Teoria Ácido-Base:** Teorias de Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis. Equilíbrio de transferências de próton. Força de Ácido e Base, Escala de pH. Teoria HSAB de Pearson.
- 6. Compostos de Coordenação:** Teoria de Coordenação. Metais de Transição. Teoria do Campo Cristalino.

IX. METODOLOGIA DE ENSINO / DESENVOLVIMENTO DO PROGRAMA

As aulas serão expositivas e dialogadas, utilizando como recurso audiovisual projetor de multimídia, retroprojetor e quadro. Serão realizados exercícios em sala de aula e extraclasse.

X. METODOLOGIA DE AVALIAÇÃO

Serão realizadas três provas (P1, P2 e P3) que resultarão em três notas. A nota final será a média aritmética das notas das provas. Os alunos que obtiverem nota final do semestre maior ou igual a 6,0 serão considerados aprovados.

Observação: O aluno que faltar a alguma avaliação por motivo de saúde terá o direito de fazer a prova mediante pedido de avaliação junto à Chefia do Departamento de Química com apresentação do atestado médico dentro do prazo de 3 (três) dias úteis após a realização da mesma (Art. 74 da Resolução no 017/CUn/97 – UFSC). Essa avaliação será realizada no final no semestre, fora do horário normal de aula, com o conteúdo correspondente à prova que será repostada.

Data provável 1ª avaliação (P1): 26/09

Data provável 2ª avaliação (P2): 31/10

Data provável 3ª avaliação (P3): 28/11

Data provável avaliação substitutiva: 03/12

XI. NOVA AVALIAÇÃO

Conforme estabelece o §2º do Art.70, da Resolução nº 017/CUn/97, o aluno com frequência suficiente (FS) e média das notas de avaliações do semestre entre 3,0 (três vírgula zero) e 5,5 (cinco vírgula cinco) terá direito a uma nova avaliação teórica (cumulativa) no final do semestre. A nota final será calculada através da média aritmética entre a média das notas das avaliações parciais e a nota obtida na nova avaliação. Será considerado aprovado o aluno que obtiver nota final da disciplina igual ou superior a seis. Os critérios de arredondamento de nota serão aqueles previstos no Regulamento dos Cursos de Graduação da UFSC.

Data provável Nova avaliação: 10/12

XII. CRONOGRAMA		
Data	Conteúdo	H/A
13/08	Apresentação do plano de ensino e conversa inicial	2
15/08	1. Estrutura Atômica: Teoria Atômica. Partícula Subatômicas. Teoria Quântica.	2
20/08	1. Estrutura Atômica: Mecânica Ondulatória. Números Quânticos. Preenchimento dos Orbitais Atômicos. Configurações Eletrônicas.	2
22/08	1. Tabela Periódica: Propriedades Atômicas e Tendências Periódicas.	2
27/08	1. Tabela Periódica: Propriedades Atômicas e Tendências Periódicas.	2
29/08	2. Ligações: Ligação Iônica e Sólidos Iônicos.	2
03/09	2. Ligações e Estruturas Moleculares: Ligação Covalente e Metálica. Estrutura de Lewis. Ressonância.	2
05/09	2. Ligações e Estruturas Moleculares: Polaridade da Ligação e Eletronegatividade. Ordem de ligação. Comprimento de Ligação. Energia de Ligação.	2
10/09	2. Ligações e Estruturas Moleculares: Geometria Molecular. Hibridização de orbitais.	2
12/09	2. Ligações e Estruturas Moleculares: Orbitais Moleculares.	2
17/09	Semana acadêmica do curso (SACTA 2025)	2
19/09	Semana acadêmica do curso (SACTA 2025)	2
24/09	Aula de dúvidas: Estrutura atômica e tabela periódica (tópico 1) e Ligações e estruturas moleculares (tópico 2).	2
26/09	Primeira avaliação (P1)	2
26/09	Entrega lista de exercício (moodle)	2
01/10	3. Reações Químicas e Estequiometria: Mol. Número de Avogadro. Fórmulas Químicas.	2
03/10	3. Reações Químicas e Estequiometria: Tipos de Reação.	2
08/10	3. Reações Químicas e Estequiometria: Reagente Limitante.	2
10/10	3. Reações Químicas e Estequiometria: Cálculos Estequiométricos e Balanceamento de Equações.	2
15/10	3. Reações Químicas e Estequiometria: Cálculos Estequiométricos e Balanceamento de Equações.	2
17/10	4. Soluções: Tipos de Soluções e Unidades de Concentração.	2
22/10	4. Soluções: Misturas. Solubilidade e Produto de Solubilidade. Íon em solução aquosa.	2
24/10	4. Soluções: Propriedades Coligativas. Coloides.	2
29/10	Aula de dúvidas: Reações químicas e estequiometria (tópico 3) e Soluções (tópico 4).	2
31/10	Segunda avaliação (P2)	2
31/10	Entrega lista de exercício (moodle)	2
05/11	5. Teoria Ácido-Base: Teorias de Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis.	2
07/11	5. Teoria Ácido-Base: Equilíbrio de transferências de próton.	2
12/11	5. Teoria Ácido-Base: Força de Ácido e Base, Escala de pH. Teoria HSAB de Pearson.	2
14/11	6. Compostos de Coordenação: Teoria de Coordenação. Metais de transição.	2
19/11	6. Compostos de Coordenação: Teoria do Campo Cristalino	2
21/11	Dia não letivo – Emenda do feriado Dia da Consciência Negra	-
26/11	Aula de dúvidas: Teoria ácido-base (tópico 5) e Compostos de coordenação (tópico 6).	2
28/11	Terceira avaliação (P3)	2
03/12	Prova substitutiva (Segunda chamada)	2
05/12	Aula de dúvidas: Todo do conteúdo (Tópico 1, 2, 3, 4, 5 e 6)	2
10/12	Nova avaliação	2

XIII. BIBLIOGRAFIA BÁSICA

- 1 – Brown, T. L.; Lemay H. E.; Buestwn, B. E. “Química a Ciência Central”. Pearson Prentice Hall, 6ª edição, 2005.
- 2 – Atkins, P. e Jones, L. Princípios de Química. Artmed Editora Ltda – Bookman, 2001.
- 3 – Mahan, B. H. e Myers, R. J. “Química: Um Curso Universitário” Editora Edgard Blücher Ltda., 4ª Edição, 1995.

XIV. BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR

- 1 – Kotz, J. C. e Treichel Jr., P. “Química e Reações Químicas” 3ª Edição Trad. H. Macedo, Vol.1 e 2, Editora LTC, 1998.
- 2 – Russel, J. B. “Química Geral” Makron Books do Brasil. Ed. Ltda, 1994.
- 3 – Chang, R. “Química Geral – Conceitos Essenciais”. McGraw-Hill, 4ª edição, 2006.
- 4 – Masterton, W. L. “Princípios de Química”. LTC, 6ª edição, 1990.
- 5 – Atkins, P. W. “Físico-química: fundamentos”. Rio de Janeiro (RJ): LTC, 3ª edição, 2003.