



**UNIVERSIDADE FEDERAL DE SANTA CATARINA
CENTRO DE CIÊNCIAS FÍSICAS E MATEMÁTICAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA**

Campus Universitário -Trindade - 88040-900 - Florianópolis - SC - Brasil
Fone: (048) 3721-6852 - Fax: +55 48 3721 6852 - E-mail: secretar@qmc.ufsc.br

**DISCIPLINA: QUÍMICA GERAL A
CÓDIGO: QMC 1108
CARGA HORÁRIA: 60 HORAS AULA**

EMENTA

Teoria Atômica. Configuração Atômica. Classificação e propriedades periódicas. Orbitais. Hibridização. Ligações químicas: iônicas, covalentes e metálicas. Estado sólido. Estado Gasoso. Teoria cinética. Estado líquido. Soluções. Introdução ao equilíbrio químico. Equilíbrio. Introdução à termodinâmica e termodinâmica.

PROGRAMA

01. TEORIA ATÔMICA

- 1.1 Teoria atômica de Dalton.
- 1.2 Experimentos de eletrólise.
- 1.3 Experimentos de tubos de descarga.
- 1.4 O átomo de Thomson
- 1.5 O átomo de Rutherford.
- 1.6 O átomo de Bohr
- 1.7 Massa atômica, peso atômica, peso atômico e mol.
- 1.8 Dualidade partícula-onda para o elétron.

02. CONFIGURAÇÃO ATÔMICA

- 2.1. Números quânticos e o princípio de exclusão de Pauli.
- 2.2. Diagrama de energias e as regras de Hund.
- 2.3. AUFBAU
- 2.4. Última camada atômica e elétrons de valência.

03. CLASSIFICAÇÃO E PROPRIEDADES PERIÓDICAS

- 3.1. A descoberta da lei periódica
- 3.2. A tabela periódica moderna
- 3.3. Periodicidade química; configurações eletrônicas, raio atômico, energia de ionização.
- 3.4. Afinidade eletrônica e eletronegatividade.

04. ORBITAL, HIBRIDIZAÇÃO

- 4.1. Gráficos das funções orbitais: p,d,f.
- 4.2. Hibridização orbital sobre o átomo de carbono e outros átomos e íons metálicos.

05. LIGAÇÕES QUÍMICAS IÔNICAS, COVALENTES E METÁLICAS

- 5.1 Teoria do elétron de valência e as ligações iônicas, covalentes e metálicas.
- 5.2. Teoria do orbital molecular para moléculas diatômicas.
- 5.3. O modelo da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência e a previsão de estrutura molecular.

06. ESTADO SÓLIDO

- 6.1. Células unitárias e os retículos de Bravais.
- 6.2. Difração e Raio-X
- 6.3. Ligação e propriedades dos sólidos.

07. ESTADO LÍQUIDO

- 7.1. Propriedades gerais dos líquidos.
- 7.2. Evaporação e pressão de vapor.
- 7.3. Ebulição.
- 7.4. Congelamento.

08. ESTADO GASOSO

- 8.1. Gases ideais e as leis de Boyle, Charles e Gay-Lussac
- 8.2. O princípio de Avogrado.
- 8.3. Misturas gasosas e a lei de Dalton.
- 8.4. Leis de Graham para a difusão gasosa.
- 8.5. Gases reais e a equação de Van der Valls.

09. TEORIA CINÉTICA

- 9.1. A teoria cinética molecular e as leis dos gases.
- 9.2. Distribuição de velocidades moleculares.

10. SOLUÇÕES

- 10.1. Conceitos.
- 10.2. Unidades de concentração e relações entre essas unidades.

11. INTRODUÇÃO AO EQUILÍBRIO QUÍMICO E EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE

- 11.1. Introdução.
- 11.2. O princípio de Le Chatelier.
- 11.3. Propriedades das soluções ácidas e básicas.
- 11.4. Reações ácido-base em solução: Aspectos qualitativos e quantitativos.
- 11.5. Indicadores de ácido-base.

- 11.6. Titulação ácido-base.
- 11.7. Sistemas tampões.
- 11.8. Equilíbrio de precipitações e o produto de solubilidade.

12. INTRODUÇÃO À TERMODINÂMICA E TERMOQUÍMICA

- 12.1. Introdução.
- 12.2. Energia cinética, energia potencial e energia total
- 12.3. Leis da termodinâmica.
- 12.4. Termoquímica: calores de reação.
- 12.5. Leis de Hess.
- 12.6. Energia de ligação.
- 12.7. Ciclo de Born-Haber.

BIBLIOGRAFIA

- MANES E. Brady, CERRARD E. Humiston – Química Geral. Livros Técnicos e Científicos.
- JOHN B. Russell – Química Geral – McGraw-Hill.
- BRITO, Marcos Aires de – Texto Básico de Química – Apostila.