

NÚCLEO DE CIÊNCIAS EXATAS E DA TERRA – NCET
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA - DQUI

Plano de Ensino – disciplina: Química Geral - QUI31003

Docente:	Período:	Ano/Semestre
Mariangela Soares de Azevedo	1º Período	2017-2

Ementa:
Evolução do Modelo Atômico, breve abordagem histórica. Estrutura atômica (radiação eletromagnética, quantização de energia, efeito fotoelétrico, linhas espectrais atômicas, propriedades ondulatórias dos elétrons, mecânica quântica). Função de onda. Números quânticos. Orbitais atômicos: forma dos orbitais atômicos. Configuração eletrônica do átomo e periodicidade. Propriedades atômicas e tendências periódicas (tamanho do átomo, energia de ionização, afinidade eletrônica, tamanho do íon, energia necessária para formação de íons monoatômicos comuns). Ligações Químicas e Estrutura molecular: Ligação Iônica e Covalente. Teoria da ligação de valência. Teoria do orbital molecular. Tipos de forças químicas: Interações moleculares.

Objetivos:
Capacitar o aluno a reconhecer os princípios fundamentais da química, dando uma visão geral da importância da química para o homem e seu meio ambiente. Mostrar a relação entre observação, princípio e descrição formal de leis químicas e suas limitações.

Conteúdo:

UNIDADE 1. Conceitos Fundamentais

- 1.1 A importância da Química
- 1.2 Matéria, compostos e misturas

UNIDADE 2. Evolução do Modelo Atômico

- 2.1 Abordagem Histórica
- 2.2 Modelos atômicos: Modelo Atômico de Rutherford. Partícula e Onda. Radiação Eletromagnética. Espectros atômicos. Quantização de Energia.
- 2.3 Modelo Atômico de Bohr
- 2.4 Estados de Energia do Átomo de Hidrogênio.

UNIDADE 3. Números Quânticos: Modelos de camadas

- 3.1 Configuração Eletrônica e a Tabela Periódica
- 3.2 Regras de Hund
- 3.3 Orbitais Atômicos
- 3.4 Tamanho do Átomo: Raio atômico; Raio covalente; Tamanho relativo dos átomos e de seus íons.

Unidade 4: Ligações Químicas

- 4.1 Ligações iônicas
 - 4.1.1 Estrutura eletrônica de Lewis. Regra do octeto. Formação dos íons.
 - 4.1.2 Fatores que influenciam na formação de compostos iônicos: Ciclo de Born-Haber.
- 4.2. Ligações Covalentes
 - 4.2.1 Ligações covalentes coordenadas

4.2.2 Formas moleculares simétricas: linear; trigonal plana; tetraédrica; bipirâmide trigonal; octaédrica.
4.2.3 Teoria da ligação de valência. Ressonância.
4.3 Polaridade das moléculas
4.3.1 Polaridade das moléculas: Interação dipolo-dipolo. Interação de Van der Waals. Interação Ponte de hidrogênio.
4.4 Teoria dos orbitais moleculares. Hibridização. Ordem de ligação.
4.5 Ligação Metálica.
4.6 Sólidos metálicos. Sólidos iônicos. Sólidos moleculares.

Avaliação:

- Avaliação escrita (AE) – 03 avaliações (100 pontos cada avaliação escrita)
- Listas de Exercícios (LE) – 05 (20 pontos cada lista) = 100 pontos

$$MF (\text{Média Final}) = (3 \times AE) + (LE) / 4$$

Bibliografia básica:

BRADY, J.E.; SENESE, F. **Química:** a matéria e suas transformações. 5ª ed. vol 1, Rio de Janeiro: LTC, 2011.
BRADY, J.E.; SENESE, F. **Química:** a matéria e suas transformações. ed. 5ª vol 2, Rio de Janeiro: LTC, 2011.
RUSSEL, J.B. **Química Geral.** 2ª ed., Vol 1. São Paulo: Pearson, 2012.
RUSSEL, J.B. **Química Geral.** 2ª ed., Vol 2. São Paulo: Pearson, 2012.
ATKINS, P.J.L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 1ª ed. Rio de Janeiro: Bookman, 2001.
SPENCER, JN; BODNER, GM; RICKARD, LH. **Química:** estrutura e dinâmica. 2ª ed., Vol 1. Rio de Janeiro: LCT, 2007.