



## PROGRAMA DE UNIDADE DIDÁTICA - PUD

### DISCIPLINA: QUÍMICA INORGÂNICA

<b>Código:</b>	PQU049
<b>Carga Horária:</b>	80h
<b>Número de Créditos:</b>	4.0
<b>Código pré-requisito:</b>	---
<b>Semestre:</b>	Optativa
<b>Nível:</b>	Graduação

### EMENTA

Natureza elétrica da matéria. Modelos atômicos. Radiações eletromagnéticas. Modelos das ligações químicas. Hibridação, geometria molecular e ressonância.

### OBJETIVO

Apresentar os modernos conceitos relativos à estrutura da matéria, destacando a importância do método científico na concepção desses conceitos.

### PROGRAMA

#### 1º CAPÍTULO: ESTRUTURA ELETRÔNICA DOS ÁTOMOS.

Ondas eletromagnéticas; Teoria quântica planck ( quantização da energia ); Efeito fotoelétrico ( Einstein ); Modelo de BOHR para o átomo de hidrogênio e espectro de ríscas; Propriedades ondulatórias da matéria ( matéria como ondas ); Princípio da incerteza de HRISENBURG; A descrição do átomo de hidrogênio pela equação de SCHRODINGER; Números quânticos no átomo de hidrogênio; Representação dos orbitais ( S,P e D); Energias no átomo de hidrogênio; Spin do elétron; Átomos polieletrônicos; Diagrama de níveis de energia de átomos polieletrônicos; Elétrons em átomos polieletrônicos; Princípio de exclusão de PAULI; Princípio de AUFBAU; Diagrama de orbitais; Evidências experimentais para a existência de níveis e subníveis de energia nos átomos.

#### 2º CAPÍTULO: TABELA PERIÓTICA( TENDÊNCIAS PERIÓTICAS DOS ELEMENTOS).

Descoberta da Lei periódica; Periodicidade; Tabela periódica moderna; Classificação dos elementos quanto ao subnível mais energético; Periodicidades nas configurações eletrônicas; Periodicidade nas propriedades químicas(metals, não-metals; metalóides); Efeito de blindagem; Número atômico efetivo; Efeito de blindagem e raio atômico; Energia de ionização; Afinidade eletrônica; Eletronegatividade.

#### 3º CAPÍTULO: LIGAÇÃO QUÍMICA IÔNICA.

Conceito; Ligação iônica e a tabela periódica; Energia potencial elétrica(COULOMB) e força de COULOMB para atração entre íons; Estabilidade das substâncias iônicas; Energia iônica da rede cristalina; Cálculo da entalpia reticular e da energia de rede usando o ciclo de BORN-HABER; Estrutura de Lewis para campos iônicos; Propriedades dos componentes iônicos; Energia de solvatação dos íons.

#### 4º CAPÍTULO: LIGAÇÃO QUÍMICA COVALENTE.

Conceito; Polaridade da ligação; Estrutura de LEWIS para moléculas e íons; Carga formal; Exceções à teoria dos octetos; Geometria molecular ( modelo da repulsão de pares de elétrons no nível de valência ); Hibridação de orbitais; Polaridade de moléculas; Forças químicas ( ligações intermoleculares ).

#### 5º CAPÍTULO: LIGAÇÃO QUÍMICA ( TEORIA DOS ORBITAIS MOLACULARES ).

Superposição dos orbitais atômicos; Superposição de orbitais atômicos através de gráficos de superfície; Formas e simetria dos orbitais moleculares; Estabilidade das substâncias covalentes; Moléculas diatômicas homonucleares; Moléculas diatômicas heteronucleares ( CO,HHe, NO ); Ordem energia e comprimento de ligações; Magnetismos das espécies; Diagrama de orbitais moleculares para moléculas LiF, HF, BeH<sub>2</sub>; Ligações pi deslocalizadas; Comparações entre a TOM e o modelo de LIWIS;

Diagrama de WOLSH.

#### 6º CAPÍTULO: INTRODUÇÃO AO ESTUDO DOS COMPLEXOS DOS METAIS DE TRANSIÇÃO.

Definição dos compostos complexos; Ligantes ( classificação estrutural ); Estereoquímica dos complexos dos metais de transição; Notação e nomenclatura de complexos; Teoria das ligações de valência ( TLV ); Introdução a teoria do campo cristalino; Energia de estabilização do campo cristalino ( EECC ); Determinação da energia correspondente a 10 Dq; Fatores que influenciam o valor numérico de 10 Dq; Complexos tetraédricos ; Distorções tetragonais da geometria octaédrica; Complexos quadráticos planos; Evidência termodinâmicas e estruturais para a EECC; Teoria dos orbitais moleculares aplicado aos complexos.

#### **METODOLOGIA DE ENSINO**

Exposição do conteúdo através do método expositivo-explicativo

#### **AVALIAÇÃO**

A avaliação será desenvolvida ao longo do semestre, de forma processual e contínua, utilizando os seguintes instrumentos:

- Resolução de exercícios
- Prova escrita
- Participação nas atividades propostas

#### **BIBLIOGRAFIA BÁSICA**

1. LEE, J. D. Química inorgânica: não tão concisa. São Paulo: Edgard Blücher, 1997.
2. COTTON, F.A.; WILKINSON, G. Química Inorgânica. Rio de Janeiro: LTC, 1978.
3. LEE, J. D. Química inorgânica: um novo texto conciso. São Paulo: Edgard Blücher, 1980.

#### **BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR**

1. ROZEMBERG. Química Geral. 1ª ed. Editora Edgar Blucher, 2002.
2. LOPES, José Leite. Estrutura Quântica da Matéria. 1ª ed. Editora EDC-Didática & Cia, 2001.

**Coordenador do Curso**

\_\_\_\_\_

**Setor Pedagógico**

\_\_\_\_\_