

PLANO DE UNIDADE DIDÁTICA DO CST EM PROCESSOS QUÍMICOS

DISCIPLINA: QUÍMICA INORGÂNICA	
Código:	PQU049
Carga Horária:	80h
Número de Créditos:	4.0
Código pré-requisito:	---
Semestre:	S2
Nível:	Graduação
EMENTA	
Natureza elétrica da matéria. Modelos atômicos. Radiações eletromagnéticas. Modelos das ligações químicas. Hibridação, geometria molecular e ressonância.	
OBJETIVO	
Compreender os conceitos relativos à estrutura da matéria, destacando a importância do método científico na concepção desses conceitos.	
PROGRAMA	
<p>1º CAPÍTULO: ESTRUTURA ELETRÔNICA DOS ÁTOMOS.</p> <p>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 HRISENBERG; 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.</p> <p>2º CAPÍTULO: TABELA PERIÓDICA (TENDÊNCIAS PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS).</p> <p>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.</p> <p>3º CAPÍTULO: LIGAÇÃO QUÍMICA IÔNICA.</p> <p>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.</p> <p>4º CAPÍTULO: LIGAÇÃO QUÍMICA COVALENTE.</p> <p>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).</p>	

PLANO DE UNIDADE DIDÁTICA DO CST EM PROCESSOS QUÍMICOS

<p>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, BeH₂; Ligações pi deslocalizadas; Comparações entre a TOM e o modelo de LIWIS; Diagrama de WOLSH.</p> <p>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.</p>	
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 e procedimentos: a) Resolução de exercícios; b) Prova escrita; c) Participação nas atividades propostas.	
BIBLIOGRAFIA BÁSICA	
<p>1) ATKINS, P. W.; SHRIVER, D. F.; OVERTON, T. L.; ROURKE, J. P.; WELLER, M. T.; ARMSTRONG, F. A. Química inorgânica. 4ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2008. [21 ex].</p> <p>2) HIGGINS, R. A. Propriedades e estruturas dos materiais em engenharia. São Paulo: Difel, 1982. [46 ex]</p> <p>3) LEE, J. D. Química inorgânica: um novo texto conciso. São Paulo: Edgard Blücher, 1980. [12 ex].</p> <p>4) RUSSELL, J. B. Química geral. v.1. 2ª ed. São Paulo: Makron Books, 2004. [18 ex].</p>	
BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR	
<p>1) ATKINS, P. W.; JONES, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2007. [12 ex].</p> <p>2) FREITAS, R. G.; COSTA, C. A. C. Química geral e inorgânica. 6ª ed. Rio de Janeiro: Livro Técnico, 1967. [4 ex].</p> <p>3) LEE, J. D. Química inorgânica: não tão concisa. São Paulo: Edgard Blücher, 1997. [4 ex].</p> <p>4) MELLOR, J. W. Química inorgânica moderna. 2v. Porto Alegre: Globo, 1967. [3 ex].</p> <p>5) MIESSLER, G. L.; FISCHER, P.J.; TARR, D. A. Química Inorgânica. 5ª ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014. [SVU].</p>	
Coordenador do Curso	Setor Pedagógico
_____	_____