



UNIVERSIDADE FEDERAL DE PERNAMBUCO
PRÓ-REITORIA PARA ASSUNTOS ACADÊMICOS

COORDENAÇÃO GERAL DOS CURSOS DE GRADUAÇÃO
DIVISÃO DE CURRÍCULOS E PROGRAMAS

Programa válido a partir
do semestre 2006.1

PROGRAMA DE DISCIPLINA

Código	Nome da Disciplina							Tipo
EQ651	QUÍMICA GERAL 2							Obrigatória
Carga Horária Teórica	30	Carga Horária Prática	0	Carga Horária Total	30	Créditos	2	
Curso	Química Industrial	Departamento		Engenharia Química				
Pré-Requisitos	EQ650 – Química Geral 1	Co-Requisitos		Não tem				

Ementa

A mecânica quântica e o átomo de hidrogênio. Átomos polieletrônicos. Ligações químicas. Orbitais moleculares simples. Geometria molecular. Tipos de ligações químicas. Sólidos e líquidos. Compostos de carbono. Elementos dos grupos principais. Elementos de transição.

Conteúdo Programático

1. Quantização. Natureza dual da luz. O espectro do hidrogênio atômico. Funções de onda. O princípio da incerteza. O átomo de hidrogênio. Átomos hidrogenóides.
2. O átomo de hélio. Átomos da primeira fila. Spin eletrônico e o princípio de Pauli. Energias de ionização e elétrons de valência.
3. Porque se formam as ligações químicas. A molécula H^2+ . Ordem de ligação. Moléculas polieletrônicas.
4. Orbitais moleculares na molécula H^2+ . Orbitais moleculares a partir de orbitais 2p. Molécula O_2 . Moléculas diatômicas homonucleares da primeira fila.
5. Moléculas diatômicas heteronucleares da primeira fila. Metileno. Dióxido de carbono. O íon carbonato.
6. Hibridização e ângulos de ligação. Repulsão entre pares de elétrons.
7. Ligações covalentes. Ligações iônicas. Ligações dativas. Compostos com excesso de elétrons. Pontes de hidrogênio. Compostos com falta de elétrons.
8. Sólidos e líquidos moleculares. Sólidos covalentes. Sólidos ligados por pontes de hidrogênio. Metais. Sólidos iônicos.
9. Grupos funcionais. Ligações carbono-carbono. Hidrocarbonetos. Compostos orgânicos contendo nitrogênio ou oxigênio. Polímeros. Bioenergética.
10. Tendências ao longo de grupos e períodos. Compostos de oxigênio. Compostos de halogênios. Semicondutores.
11. Orbitais de Estados de oxidação na terceira fila. Íons complexos. Lantanídeos.
12. Actinídeos. Processos nucleares.

Bibliografia básica

1. P. A. Rosemberg e L. Jones. Princípios de Química, Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. Editora Bookman, 3ª edição, 2006.
2. J. B. Russel. Química geral. São Paulo: Makron Books, 2004..
3. J. E. Brady e G. E. Humiston. Química geral. 2 ed. São Paulo: LTC, 1998.
4. B. M. Mahan. Química: um curso universitário. 4. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 2003.

Bibliografia complementar

1. P. M. Treichel Jr e J. C. Kotz. Química Geral e Reações Químicas. Vol. 1. Thomson Pioneira, 1ª Edição, 2005.
2. J.E. Brady, G.E. Humiston, "Química Geral, v. 1", Rio de Janeiro: LTC Editora, 1998.
3. W.L. Masterton, E.J. Slowinski, C.L. Stanitski, "Princípios de Química", Rio de Janeiro: LTC, 1990.

Coordenador do Curso

Chefe do Departamento