



PROGRAMA DE UNIDADE DIDÁTICA – PUD

DISCIPLINA: QUÍMICA APLICADA

Código: 01.505.02

Carga Horária: 80

Número de Créditos: 04

Código pré-requisito:

Semestre: 01

Nível: Graduação

EMENTA

1. Teoria Atômica 2. Tabela periódica e Ligação química 3. Funções Inorgânicas 4. Estequiometria 5. Estado gasoso 6. Eletroquímica 7. Soluções 8. Cinética Química 9. Equilíbrio Químico 10. Equilíbrio Iônico 1. Ácidos e Bases em solução Aquosa.

OBJETIVO

Conhecer os princípios básicos de Teoria Atômica; Tabela periódica, reações químicas, soluções, eletroquímica.

PROGRAMA

1. Teoria Atômica: Átomo de Bohr; Níveis, Subníveis e números Quânticos; Preenchimento de Orbitais. 2. Tabela Periódica e Ligação Química: Apresentação da Tabela; Potencial de Ionização; Afinidade Eletrônica; Eletronegatividade; Ligação Iônica, Covalente, Metálica; Polaridade da Ligação; Representação, Orbital de Ligação; Hibridização; Propriedades e Posição na tabela; Fórmulas. 3. Funções Inorgânicas: Oxidos, ácidos, bases, peróxidos, sais, hidretos; Reações de obtenção de cada função; Reações características de cada função; Balanceamento de reações por tentativa. 4. Estequiometria: Relações de massa e moles; Fórmula mínima; Princípio de equivalência; Cálculos com milimoles e miliequivalentes. 5. Estado Gasoso: Teoria cinética; Lei dos gases; Equação de estado; Estequiometria com relação a volume pressão e temperatura. 6. Eletroquímica: Carga, número de oxidação e valência; Equação iônica; Balanceamento de equações; Método de íon-electron; Potencial em eletrodo; espontaneidade das reações. 7. Soluções: Solubilidade; unidades de concentração; Estequiometria de soluções; Propriedades coligativas. 8. Cinética Química: Velocidade de reações e mecanismo; Lei da velocidade; Energia de ativação; Fatores que influenciam na velocidade. 9. Equilíbrio Químico: Equilíbrio homogêneo e heterogêneo; Estudo qualitativo; Expressão de constantes de equilíbrio; Lei da ação das massas; Deslocamento do ponto de equilíbrio; Cálculos de equilíbrio; Relação K_c e K_p . 10. Equilíbrio Iônico: Equilíbrio de solubilidade; Cálculo de solubilidade a partir de constantes de equilíbrio; cálculo de concentração de íons para produzir precipitação. 1. Ácidos e Bases em Solução Aquosa: Conceito de bronsted; Ionização de água; pH; Tampões e hidrólise.

METODOLOGIA DE ENSINO

A aula será expositiva-dialógica, onde serão desenvolvidas atividades no Laboratório de Química Aplicada. Como recursos, poderão ser utilizados o quadro branco, o projetor de slides, equipamentos e instrumentos do laboratório.

AValiação

Trabalhos dirigidos – Desenvolvimento atividades práticas no laboratório e elaboração de relatórios, levando em consideração a clareza na elaboração de trabalhos em função do domínio dos conhecimentos científicos adquiridos;

Avaliação escrita sobre os conteúdos ministrados, tendo como premissas o planejamento, organização e coerência de ideias em função do domínio dos conhecimentos científicos adquiridos;



BIBLIOGRAFIA BÁSICA

KOTZ, John C.; TREICHEL JUNIOR, Paul M. *Química & reações químicas - v.1. 3.ed. Rio de Janeiro, RJ: LTC - Livros Técnicos e Científicos, 1998. v. 1. 730 p.*

FELTRE, Ricardo. *Química - v.1. São Paulo (SP): Moderna, 1982. v.1.*

SCHAUM, Daniel; ROSENBERG, Jerome L. *Química geral. São Paulo (SP): McGraw-Hill do Brasil, 1979. 372 p. (Coleção Schaum).*

BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR

RUSSELL, John B. *Química geral. São Paulo (SP): McGraw-Hill do Brasil, 1981. 897 p.*

LEMBO, Antonio; SARDELLA, Antônio. *Química - v.1. 6.ed. São Paulo (SP): Ática, 1979. 3v.*

ROZENBERG, I. M. *Química geral. São Paulo (SP): Edgard Blücher, 2002. 676 p. ISBN 85-212-0304-7.*

REIS, Martha. *Química geral. São Paulo (SP): FTD, 2001. 624 p. (Completamente Química: Ciências, Tecnologia & Sociedade). ISBN 85-322-4593-5.*

ROSENBERG, Jerome L. *Química geral. São Paulo (SP): McGraw-Hill do Brasil, 1982. 351 p.*

Coordenador do Curso

Setor Pedagógico
