

**INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DO CEARÁ
DIRETORIA DE
CHEFIA DO DEPARTAMENTO DE
COORDENAÇÃO DO CURSO
CURSO: CURSO SUPERIOR DE TECNOLOGIA EM ESTRADAS**

PROGRAMA DE UNIDADE DIDÁTICA – PUD

Válido somente com assinatura e carimbo do IFCE

DISCIPLINA: QUIMICA
Código: VIA042
Carga Horária: 80h
Número de Créditos: 4.0
Pré-requisitos:
Semestre: S2
Nível: SUPERIOR
EMENTA
Teoria Atômica, Tabela periódica e Ligação química, Funções Inorgânicas, Estequiometria, Estado gasoso, Eletroquímica, Soluções, Cinética Química, Equilíbrio Químico, Equilíbrio Iônico, 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 Kc e Kp. 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

Aulas expositivas, em que se fará uso de debates e seminários.

AVALIAÇÃO

Avaliação do conteúdo teórico.

Avaliação das atividades desenvolvidas em grupo.

BIBLIOGRAFIA BÁSICA

1. KOTZ, John C.; TREICHEL, Paul, Jr. Química & reações químicas: - v.1. 3.ed. Rio de Janeiro (RJ): LTC - Livros Técnicos e Científicos, 1998. v. 1. 730 p.
2. BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. Química geral - v.2. 2.ed. Rio de Janeiro (RJ): LTC, 1986. v.2. ISBN 85-216-0429-7.
3. RUSSELL, John B. Química geral - v.1. 2.ed. São Paulo (SP): Makron Books, 2004. v.1. ISBN 85-346-0192-5.;
4. ROZENBERG, I. M. Química geral. São Paulo (SP): Edgard Blücher, 2002. 676 p. ISBN 85-212-0304-7.

BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR

1. FELTRE, Ricardo. Química - v.1. São Paulo (SP): Moderna, 1982. v.1;
2. LEVENSPIEL, Octave. Engenharia das reações químicas. São Paulo (SP): Edgard Blücher, 2005. 563 p. ISBN 85-212-0275-X.;
3. BACCAN, Nivaldo et al. Química analítica quantitativa elementar. São Paulo (SP): Edgard Blücher, 1985. 259 p.;
4. OHLWEILER, Otto Alcides. Química analítica quantitativa - v.1. 3.ed. Rio de Janeiro (RJ): LTC, 1985. v.1;
5. PAULING, Linus. Química geral - v.2. Rio de Janeiro (RJ): Ao Livro Técnico, 1969. 2v..

Coordenador do Curso

Setor Pedagógico

Válido somente com assinatura e carimbo do IFCE