

Química Geral e Inorgânica / Período: 3

Professor: Gessymar Nazaré Silva Souza (Mestre)

CH: 80h

Ementa:

Normas e de segurança em laboratórios. Ligações químicas. Funções Inorgânicas. Reações químicas e estequiometria.

Metodologia:

As aulas a distância serão realizadas em vídeo aulas, material disponível no Ambiente Virtual de Aprendizagem (AVA), atividades de apoio para exploração e enriquecimento do conteúdo trabalhado, fóruns de discussão, atividades de sistematização, avaliações e laboratórios práticos virtuais.

Recursos Didáticos:Livro didático;
Vídeo aula;
Fóruns;
Estudos Dirigidos (Estudo de caso);
Experimentos em laboratório virtual;
Biblioteca virtual;
Atividades em campo.**Conteúdo Programático:**

Boas práticas de laboratório aplicadas às aulas experimentais. Conscientização do aluno sobre a preservação do meio ambiente. Procedimentos aplicados na eliminação dos resíduos gerados durante as aulas práticas.

Estrutura atômica. Postulados de Dalton. Características elétricas da matéria. Núcleo. Níveis eletrônicos de energia. Princípio de incerteza. Orbitais atômicos. Números quânticos. Princípio de exclusão de Pauli. Regra de Hund. Estrutura eletrônica e Tabela Periódica. Propriedades periódicas. Ligações químicas e os elétrons de valência. Ligações iônicas: energia de ionização e afinidade eletrônica. Interação entre íons. Ciclo de Born-Haber. Propriedades dos sólidos iônicos. Ligações covalentes. Regra do octeto. Estruturas de Lewis. Propriedades dos compostos covalentes. Geometria molecular. Eletronegatividade e polaridade das ligações covalentes. Ressonância. Exceções à regra do octeto. Ligações intermoleculares: ligação hidrogênio, dipolo-dipolo permanente e de van der Waals.

Funções inorgânicas: Ácidos e bases. Teorias ácido-base: Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis. Nomenclatura e propriedades dos ácidos e bases. Indicadores ácido-base. Sais. Óxidos. Nomenclatura. Aplicações em alimentos.

Massas atômica e molecular. Mol. Constante de Avogadro. Volume molar. Cálculo químico. Representação de uma reação química. Equações químicas. Tipos de reações químicas: neutralização, precipitação e redox. Balanceamento de uma equação química. Cálculo estequiométrico.

Sistema de Avaliação:

A distribuição dos 100 pontos acontecerá da seguinte forma durante o período de oferta da disciplina:

Fórum de Discussão Avaliativo: 10%

Estudo Dirigido: 10%

Avaliação Parcial I : 15%

Avaliação Parcial II : 15%

Avaliação Final: 50%

Caso o aluno não alcance no mínimo 60% da pontuação distribuída, haverá a **Avaliação Suplementar** com as seguintes características:

Todo o conteúdo da disciplina. Valor: 100 pontos

Pré-requisito: Resultado Final ≥ 20 e < 60

Regra: (Resultado Final + Nota Prova Suplementar) / 2

Média final para Aprovação: ≥ 60 pontos**Bibliografia Principal:**ATKINS, P. W.; JONES, L. L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3. ed. Porto Alegre, RS: Bookman, 2006. 965 p. ISBN 8536306688. BROWN, Theodore L. et al. Química: a ciência central. 9. ed. São Paulo, SP: Pearson Prentice Hall, c2005. xviii, 972 p. + 1 tabela ISBN 85-87918-42-7.
ROZENBERG, Izrael Mordka. Química geral. São Paulo: E. Blücher, 2002. xxiii, 676 p. ISBN 85-2120304-7.**Bibliografia Complementar:**ATKINS, P. W.; JONES, L. L. Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3 ed. Rio de Janeiro: LTC, 1998.
BROWN, Lawrence S; HOLME, Thomas A. Química Geral Aplicada a Engenharia. São Paulo: Cengage Learning, 2004. 136p.
MARTINS, Antonio José; FIOLHAIS, Carlos; PAIVA, Jocó. Simulações on-line no ensino da Física e Química. Revista Brasileira de Informática na Educação. Florianópolis, v.10, n.1, p.111-117, abr. 2002.
PERUZZO, Francisco Miragaia; CANTO, Eduardo Leite do. Química na abordagem do cotidiano. 3. ed. São Paulo: Moderna, 2003.
USBERCO, João. Química. São Paulo: Saraiva, 2006. CD-ROM.Por ser verdade, firmo o presente documento.
Ipatinga/MG - 04 de Junho de 2025
Thyciane Alvieira Gonsalves Freitas
Secretária Acadêmica