



MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
SECRETARIA DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA
INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DO SERTÃO PERNAMBUCANO
CAMPUS FLORESTA

PROGRAMA DE DISCIPLINA

CURSO	QUÍMICA GERAL II		
PROFESSOR (A)	EDUARDO ANTONIO DE LIMA	ANO	2017.1

Código	Turma	Disciplina	Carga Horária	
			Semanal ¹	Total ²
QUI007	LICENCIATURA	QUÍMICA ANALÍTICA QUANTITATIVA	4 aulas (45 min)	60 45 T, 15 E ³

¹Número de aulas semanais; ² Total de horas (relógio) da Disciplina; ³ 45h teórica e 15h Experimental

Ementa
Teoria da Dissociação Eletrolítica; Conceitos Modernos ácido-base; Estudo dos ácidos inorgânicos; Estudo das bases inorgânicas; Estudo dos sais inorgânicos; Estudos dos óxidos; Estudo das reações inorgânicas; Gases.
Objetivos
<ul style="list-style-type: none">• Assimilar os conceitos de equilíbrios ácido-base.• Entender a teoria da dissociação eletrolítica.• Estudar as funções inorgânicas e compreender os conceitos modernos de ácido e base.• Estudar as reações químicas entre as funções inorgânicas.• Formular um modelo ideal do comportamento dos gases para estudar suas propriedades.• Apresentar modelos empíricos para gases reais.• Comparar e contrastar o comportamento de gases reais com o comportamento de um gás ideal.• Calcular a distribuição das velocidades moleculares para um gás usando a distribuição de Maxwell-Boltzmann.• Apresentar um modelo cinético para o comportamento de gases ideais baseado em velocidades moleculares.
Conteúdo Programático
1ª Unidade: Soluções aquosas de substâncias inorgânicas 1.1. A natureza das soluções 1.2. Eletrólitos e não eletrólitos 1.3. Teoria da dissociação eletrolítica 1.4. Grau de dissociação 1.5. O conceito de atividade 2ª Unidade: Funções Inorgânicas



MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
SECRETARIA DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA
INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DO SERTÃO PERNAMBUCANO
CAMPUS FLORESTA

- 2.1. Fórmulas e nomenclatura das funções inorgânicas;
- 2.2 Teorias ácido-base;
- 2.3 Reações químicas entre as funções inorgânicas;
- 2.4 Reações Químicas: Classificação das reações químicas;
- 2.5 Balanceamento das equações químicas;

3ª Unidade: Gases

- 2.1. Gases ideais
 - 2.1.1. Lei de boyle,
 - 2.1.2. Lei de gay-lussac
 - 2.1.3. Princípio de avogadro.
 - 2.1.4. Equação de estado, superfície p-v-t para um gás ideal,
 - 2.1.5. Mistura de gases, lei de dalton, lei de amagat, lei de graham, determinação de massas moleculares.
- 2.2. Gases reais
 - 2.2.1. Equação de van der waals,
 - 2.2.2. Isotermas de um gás de van der waals,
 - 2.2.3. Constantes críticas, outras equações de estado.
 - 2.2.4. Princípios dos estados correspondentes.
 - 2.2.5. Conceitos de interação molecular.
- 2.3. Teoria cinética molecular dos gases
 - 2.3.1. Hipóteses fundamentais
 - 2.3.2. Cálculo da pressão de um gás
 - 2.3.3. Energia cinética e temperatura
 - 2.3.4. Distribuição de velocidade

Metodologia

As aulas serão ministradas de forma dialogada pautadas nos livros textos e com o uso de outros textos para leitura, análise e síntese, resolução de exercícios em sala. Elaboração e apresentação de seminários e de outros trabalhos acadêmicos pelos estudantes, de modo a colocá-los em contato com o exercício da docência e a prática de atividades de pesquisa em ensino de Química.

Recursos Didáticos

Quadro branco e projetor multimídia

Instrumentos e critérios de avaliação



MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
SECRETARIA DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA
INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DO SERTÃO PERNAMBUCANO
CAMPUS FLORESTA

Avaliações escritas, seminários e exercícios, além de considerar os critérios de participação ativa dos discentes no decorrer das aulas nas aulas expositivas, na produção de trabalhos acadêmicos. Será observado o domínio dos conteúdos nos seminários, coerência com a literatura nos relatórios de pesquisa, respostas coerentes nas avaliações escritas e orais.

Bibliografia Básica

1. BRADY, JAMES E.; RUSSEL, JOEL W.; HOLUM, JOHN R. Química: A matéria e suas transformações. 3a ed. Volume 1, Rio de Janeiro: LTC, 2002.
2. ATKINS, P.; JONES, L. Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2001.
3. BROWN, THEODORE L.; LEMAY, H. EUGENE JR.; BURSTEN, BRUCE E. Química - Ciência Central. 7a ed. Rio de Janeiro: LTC, 1999.

Bibliografia Complementar

1. KOTZ, JOHN C.; TREICHEL, PAUL JR. Química e Reações Químicas. 3a ed. Volume 1. Rio de Janeiro: LTC, 1998.
2. BRADY, JAMES E.; HUMINSTON, G. E. Química Geral. 2a ed. Volume 1, Rio de Janeiro: LTC, 1994.
3. RUSSELL, JOHN B. Química Geral. 2a ed. Volume 1, São Paulo: Makron Books, 1994.
4. MAHAN, BRUCE M.; MYERS, ROLLIE J. Química: um curso universitário. 4a ed. São Paulo: Ed. Edgard Blücher, 1995.
5. QUAGLIANO, J. V.; VALLARINO, L. M. Química. 3a ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1973.
6. GARRITZ, A.; CHAMIZO, JOSÉ A. Química. São Paulo: Prentice Hall, 2002.
7. TRINDADE, DIAMANTINO F.; PUGLIESI, MARCIO. Química Básica Teórica. São Paulo: Ícone, 1992.
8. MCCLELLAN, A. L. Guia do professor para Química: uma ciência experimental. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian.
9. SLABAUGH, WENDELL H.; PARSONS, THERAN D. Química Geral. 2 a ed. Rio de Janeiro: LTC, 1982.
10. MASTERTON, W. L.; SLOWINSKI, E. J.; STANITSKI, C. L. Princípios de química. 6a ed. Rio de Janeiro: LTC, 1990.