



Universidade Federal da Fronteira Sul Pró-Reitoria de Graduação

Plano de Ensino

IDENTIFICAÇÃO:

CURSO: Engenharia Ambiental e Energias Renováveis
DISCIPLINA: Química Geral (Turma B)
CARGA HORÁRIA: 72 h/a
SEMESTRE: 01/2012
DOCENTE: Prof. Dr. Alexandre Augusto Moreira Lapis

OBJETIVO GERAL DO CURSO:

O curso de Engenharia Ambiental e Energias Renováveis busca formar um profissional habilitado à exercer atividades profissionais no âmbito da sociedade civil em geral. Entre outros aspectos almeja-se uma formação generalista, humanista, crítica e reflexiva, que busque absorver as necessidades da sociedade considerando aspectos políticos, econômicos, sociais, ambientais e culturais. Além dessa visão ampla espera-se desse profissional uma sólida formação no que tange aos conhecimentos científicos específicos necessários para atividades que viabilizam a utilização consciente dos recursos naturais renováveis, bem como sua correta aplicação nos mais variados contextos

EMENTA:

Ligações Químicas: Iônicas, Covalentes e Metálicas; Conceito de Mol; Funções Químicas; Misturas, Soluções Concentração de Soluções; Equações Químicas, Reações Redox; Equilíbrio Químico, Ácidos e Bases, pH; Termoquímica; Cinética Química.

JUSTIFICATIVA DA DISCIPLINA NO CURSO:

A disciplina de Química Geral representa o primeiro contato do aluno do Curso de Engenharia Ambiental e Energias Renováveis com os conceitos básicos da Ciência Química. Tais conceitos constituem os fundamentos necessários para o desenvolvimento de estudos mais avançados nas disciplinas seguintes do curso, tanto na área de química quanto na área de engenharia. A disciplina de Química Geral desenvolve os conhecimentos e as habilidades necessárias para o desenvolvimento efetivo de estudos nas disciplinas que

tratam de qualidade de águas e tratamento de resíduos, que são particularmente importantes para a formação do Engenheiro Ambiental e Energias Renováveis.

OBJETIVOS:

Fornecer os subsídios fundamentais da Química, de modo a compreender e executar as técnicas e operações básicas de laboratório, aplicando-as em trabalhos experimentais, envolvendo análises estequiométricas, equilíbrios e variações energéticas, selecionando e utilizando corretamente a instrumentação necessária, bem como preparar corretamente soluções e realizar dosagens mais comuns de íons e moléculas presentes no meio ambiente.

CONTEÚDO:

Encontro (4 h/a)	Data	Tema/Atividade
1	29/02/2012	Apresentação geral da disciplina, do conteúdo programático, dos instrumentos e critérios de avaliação, da bibliografia e da metodologia a ser desenvolvida. Introdução à química. Introdução ao método científico.
2	07/03/2012	Grandezas físicas e unidades de medida. Conceitos de matéria e energia. Propriedades físicas e químicas. Elementos e átomos. O modelo nuclear. Teoria atômica. Estrutura atômica. Nêutrons.
3	14/03/2012	Isótopos. Organização geral dos elementos na tabela periódica. Moléculas, compostos e íons. Substâncias puras e misturas. Previsão da fórmula química de compostos iônicos. Nomenclatura básica dos compostos inorgânicos.
4	21/03/2012	O conceito de mols e massas molares. Fórmula empírica, fórmula molecular e fórmula estrutural. Misturas e soluções: classificação e técnicas de separação. Unidades de concentração. Diluição. Equações químicas. Balanceamento de equações químicas.
5	28/03/2012	Eletrólitos. Reações de precipitação. Equações iônicas e iônicas simplificadas. Aplicações da precipitação. Reações redox. Balanceamento de equações redox simples. Estequiometria das reações.
6	04/04/2012	Análise volumétrica. Rendimento de reação e cálculo com reagentes limitantes. Aplicações.
7	11/04/2012	Radiação eletromagnética, quantização da energia e fótons. O princípio da incerteza. Estrutura eletrônica de átomos. Espectros atômicos e níveis de energia. Configuração Eletrônica. Orbitais atômicos; Estrutura eletrônica e tabela periódica. Ligações químicas. Ligações iônicas. Ligações covalentes. Ligações metálicas. Estruturas de Lewis. Carga formal. Radicais e birradicais.
8	18/04/2012	Moléculas polares. Teoria da ligação de valência. Forças

		intermoleculares. Formação de fases condensadas. Forças íon-dipolo e dipolo-dipolo. Forças de London. Ligação de hidrogênio. Viscosidade e tensão superficial.
9	25/04/2012	Primeira avaliação escrita individual.
10	02/05/2012	Conceitos de sistemas, estados, energia interna e trabalho. Trabalho de expansão. Capacidade calorífica. A Primeira Lei da termodinâmica. Funções de estado. Entalpia. Curvas de aquecimento. Entalpias de reação. Entalpia padrão de reação. Lei de Hess. Entalpia padrão de formação.
11	09/05/2012	A Segunda Lei da Termodinâmica. Entropia. Variações de entropia. Entropia padrão de reação. Variações de entropia globais. Condição de equilíbrio termodinâmico.
12	16/05/2012	Terceira Lei da Termodinâmica. Energia livre de Gibbs. Energia livre de reação. Cálculos termoquímicos.
13	23/05/2012	Equilíbrios químicos. Reversibilidade das reações. Equilíbrio e a lei da ação das massas. Constantes de equilíbrio. Cálculo da composição no equilíbrio. Resposta dos equilíbrios a adição e remoção de reagentes e compressão de uma mistura de reação. Temperatura e equilíbrio. Catalisadores.
14	30/05/2012	Aspectos históricos e o conceito de Arrhenius de ácidos e bases; O conceito de Brønsted-Lowry de ácidos e bases; Identificação de ácidos e bases de Brønsted-Lowry; O conceito de Lewis de ácidos e bases; Identificação de ácidos e bases de Lewis; Representação de reações ácido-base. Funções químicas. Escala de pH e pOH. Força dos Oxoácidos. pH de soluções de ácidos e bases fortes. pH de soluções de ácidos e bases fracos. pH de soluções de sais. Ácidos e bases polipróticos.
15	06/06/2012	Equilíbrio em água. Soluções mistas e tampões. Planejamento de tampão. Cálculo do pH de uma solução tampão. Capacidade tamponante. Titulações. Indicadores ácido-base.
16	13/06/2012	Produto de solubilidade. Estimativa da solubilidade molar a partir do produto de solubilidade. Efeito do íon comum. Predição da precipitação. Precipitação seletiva. Dissolução de precipitados. Formação de íons complexos.
17	20/06/2012	Segunda avaliação escrita individual.
18	27/06/2012	Avaliação de recuperação.

PROCEDIMENTOS DIDÁTICOS

As aulas serão expositivas com utilização de recursos audiovisuais (projektor e lousa) e questionamentos, discussões, debates, trabalhos individuais e trabalhos em grupo. Será buscada uma aprendizagem significativa da química, com a introdução de temas de interesse do cotidiano e da área de engenharia ambiental. Serão discutidos alguns dos avanços recentes na tecnologia química, incentivando a reflexão sobre a natureza dinâmica da ciência. O professor conduzirá as aulas iniciando com uma introdução ao tema e um

questionamento inicial visando motivar o interesse e a atenção dos alunos para o assunto a ser desenvolvido. A seguir, serão desenvolvidos os temas das aulas propriamente ditos, promovendo a participação efetiva dos alunos. As conclusões das aulas serão feitas com a apresentação de uma síntese do conteúdo, enfatizando-se os pontos mais importantes que foram trabalhados, seguindo-se da indicação da leitura recomendada. Após a apresentação de cada tema, serão propostos problemas para resolução em grupo envolvendo aplicações da teoria estudada, e/ou cálculos e/ou interpretação de dados.

AValiação:

A avaliação será contínua, oportunizando-se momentos de reflexão e questionamentos durante as aulas. A avaliação terá o propósito de acompanhar o processo de aprendizagem, servir como uma forma de estudo e revalidação dos conhecimentos adquiridos por parte dos alunos e permitir possíveis tomadas de decisão por parte do docente no sentido de aprimorar o processo de ensino e de aprendizagem.

Os instrumentos de avaliação a serem utilizados serão duas avaliações parciais escritas e individuais. Caso o aluno não obtenha a nota mínima de 6,0 em qualquer das avaliações parciais, será aplicada uma nova avaliação, que poderá ser do tipo escrita individual e/ou atividades de resolução de listas de exercícios. Os instrumentos de avaliação serão elaborados de modo a permitir a identificação dos conceitos, habilidades e competências propostas no plano de curso.

A nota final será calculada como a média aritmética das duas notas parciais. Estará aprovado o aluno que obtiver média final maior ou igual a 6,0 (seis) e frequência igual ou superior a 75%.

REFERÊNCIAS:

BÁSICAS:

1. ATKINS, P. W.; Jones, L. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente, Porto Alegre: Bookman, 2006.
2. BRADY, J. E.; Russel, J. W.; Holum, J. R. **Química**: a matéria e suas transformações. Rio de Janeiro: LTC, 3 ed., vols. 1 e 2, 2003.
3. RUSSEL, J.B.; **Química geral**, São Paulo: Pearson Makron Books, vols. 1 e 2, 1994.

COMPLEMENTAR:

1. BROWN, L. S.; Holme, T. A. **Química geral aplicada à engenharia**. São Paulo: Thomson Learning, 2009.
2. BROWN, T. L.; Lemay, H. E.; Bursten, B.E. **Química**: a ciência central. São Paulo: Pearson PrenticeHall Makron Books, 9 ed., 2005.

3. KOTZ, J. C.; Treichel, P. **Química geral e reações químicas**. São Paulo: Thomson Learning, 6 ed., vols. 1 e 2, 2005.
4. LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. São Paulo: Edgard Blucher, 2003.
5. MAHAN, M. B.; Myers, R. J. **Química**: um curso universitário. São Paulo: Edgard Blücher, 4 ed., 1995.
6. ROSENBERG, J. B.; **Química geral**. São Paulo: Pearson McGrawHill, 6 ed., 1982. TKINS, P.; **Moléculas**, Edusp, 1998, São Paulo.

Chapecó, 29 de fevereiro de 2012.