



## **Universidade Federal da Fronteira Sul Pró-Reitoria de Graduação**

### **Plano de Ensino**

#### **IDENTIFICAÇÃO:**

**CURSO: Engenharia Ambiental e Energias Renováveis**

**DISCIPLINA: Química Geral**

**CARGA HORÁRIA: 72 h/a**

**SEMESTRE: 01/2011**

**DOCENTE: Prof. Dr. Paulo Henrique Guadagnini**

#### **EMENTÁRIO:**

Introdução à química e conceitos fundamentais; Teoria atômica e estrutura atômica; Estrutura eletrônica de átomos; Periodicidade química; Ligações químicas; Estequiometria; Soluções; Funções químicas; Equações químicas e reações redox; Forças intermoleculares; Introdução à termodinâmica e a termoquímica; Equilíbrio químico; Ácidos e Bases;

#### **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:**

**GERAL:** Capacitar o aluno para compreender, discutir, desenvolver e aplicar conceitos básicos de química, ampliando o conhecimento e habilidades necessárias para o estudo de temas mais específicos e aplicados em Engenharia Ambiental e Energias Renováveis.

## ESPECÍFICOS:

- 1) Compreender o modo como a ciência se desenvolve, em particular no seu caráter problemático, a perspectiva dinâmica dos seus princípios e as características fundamentais dos seus métodos;
- 2) Aplicar as unidades do sistema internacional de unidades (SI) em operações matemáticas envolvendo grandezas físicas, operar com unidades de medidas utilizando análise dimensional e efetuar conversão entre unidades comumente utilizadas na química;
- 3) Conhecer e aplicar a nomenclatura e a terminologia química básica;
- 4) Descrever a estrutura atômica através da descrição dos modelos atômicos;
- 5) Descrever a estrutura eletrônica dos átomos e sua relação com as propriedades periódicas dos elementos;
- 6) Reconhecer moléculas, compostos e íons. Identificar compostos moleculares e iônicos;
- 7) Conhecer a organização geral dos elementos na tabela periódica, bem como a periodicidade de propriedades físicas e químicas;
- 8) Identificar os tipos comuns de reações químicas. Escrever e balancear equações químicas básicas;
- 9) Aplicar cálculos estequiométricos na resolução de problemas envolvendo massa e quantidade de substância;
- 10) Descrever quantitativamente a concentração de soluções; Calcular massas e volumes necessários para preparação de soluções; Aplicar a análise volumétrica;
- 11) Conceituar ligação química e identificar os tipos de ligação química comuns;
- 12) Descrever os principais tipos de forças intermoleculares que atuam nos sistemas químicos e mostrar como o entendimento das forças intermoleculares pode auxiliar na racionalização de propriedades macroscópicas observáveis;
- 13) Conceituar a primeira Lei da termodinâmica, as principais funções de estado termodinâmicas e aplicar tais conceitos em cálculos termoquímicos básicos;
- 14) Conceituar a Segunda Lei da termodinâmica e a energia livre de Gibbs, aplicando tais conceitos na previsão da espontaneidade de processos;
- 15) Introduzir os conceitos de ácido e base segundo diferentes autores, identificando espécies químicas como ácidos e como bases.
- 16) Conceituar equilíbrio químico e sua relação com a termodinâmica química. Aplicar cálculos de equilíbrio em solução aquosa para previsão de pH de soluções de ácidos, bases e sais. Aplicar cálculos de equilíbrio químico para previsão de solubilidade e precipitação de sais;

**CONTEÚDO:**

| <b>Encontro<br/>(4 h/a)</b> | <b>Data</b> | <b>Tema/Atividade</b>  |
|-----------------------------|-------------|--|
| 1                           | 24/02/2011  | 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                           | 03/03/2011  | 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                           | 10/03/2011  | 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                           | 17/03/2011  | 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                           | 24/03/2011  | Eletrólitos. Reações de precipitação. Equações iônicas e iônicas simplificadas. Aplicações da precipitação. Reações redox. Balanceamento de equações redox simples. Estequiometria das reações.  |
| 6                           | 31/03/2011  | Análise volumétrica. Rendimento de reação e cálculo com reagentes limitantes. Aplicações.  |
| 7                           | 07/04/2011  | 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                           | 14/04/2011  | 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                           | 28/04/2011  | Primeira avaliação escrita individual.   |
| 10                          | 05/05/2011  | 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                          | 12/05/2011  | A Segunda Lei da Termodinâmica. Entropia. Variações de entropia. Entropia padrão de reação. Variações de entropia globais. Condição de equilíbrio termodinâmico.   |

|    |            |   |
|----|------------|---|
| 12 | 19/05/2011 | Terceira Lei da Termodinâmica. Energia livre de Gibbs. Energia livre de reação. Cálculos termoquímicos.   |
| 13 | 26/05/2011 | 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 | 02/06/2011 | 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 | 09/06/2011 | Equilíbrio em água. Soluções mistas e tampões. Planejamento de tampão. Cálculo do pH de uma solução tampão. Capacidade tamponante. Titulações. Indicadores ácido-base.  |
| 16 | 16/06/2011 | 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 | 30/06/2011 | Segunda avaliação escrita individual.   |
| 18 | 07/07/2011 | 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. ATKINS, P.; **Moléculas**, Edusp, 1998, São Paulo.

Chapecó, 23 de fevereiro de 2011.