



UNIVERSIDADE FEDERAL DE SANTA CATARINA  
CAMPUS ARARANGUÁ-ARA  
CURSO DE ENGENHARIA DE ENERGIA  
PLANO DE ENSINO

SEMESTRE 2014/2

**I. IDENTIFICAÇÃO DA DISCIPLINA:**

CÓDIGO	NOME DA DISCIPLINA	Nº DE HORAS-AULA SEMANAIS		TOTAL DE HORAS-AULA SEMESTRAIS
		TEÓRICAS	PRÁTICAS	
ARA7113	Química Geral	4	-	72

HORÁRIO		MÓDULO
TURMAS TEÓRICAS	TURMAS PRÁTICAS	Presencial
01653 – 2.1420-2 3.1620-2		

**II. PROFESSOR(ES) MINISTRANTE(S)**

Claudio Michel Poffo  
E-mail: [claudio.poffo@ufsc.br](mailto:claudio.poffo@ufsc.br)

**III. PRÉ-REQUISITO(S)**

CÓDIGO	NOME DA DISCIPLINA
-	N/A

**IV. CURSO(S) PARA O(S) QUAL(IS) A DISCIPLINA É OFERECIDA**

Graduação em Engenharia de Energia e Graduação em Engenharia de Computação

**V. JUSTIFICATIVA**

A Química é a área do conhecimento que estuda a natureza, as propriedades, a composição e as transformações da matéria. Portanto, essa disciplina contribui para a formação do Engenheiro fornecendo a base conceitual para o entendimento dos diferentes processos químicos típicos da área do conhecimento da engenharia. Assim, está presente indiretamente na construção do perfil deste profissional no que diz respeito a habilidades de: seleção e controle das reações químicas envolvidas nos processos de geração de energia; desenvolvimento de materiais; conhecimento dos aspectos relacionados à corrosão em equipamentos e avaliação do impacto ambiental de produtos químicos e processos.

**VI. EMENTA**

Estrutura eletrônica dos átomos. Propriedades periódicas dos elementos. Ligação química. Íons e moléculas. Soluções. Funções, equações químicas, cálculos estequiométricos, ácidos e bases. Cinética química e equilíbrio. Equilíbrio iônico. Eletroquímica.

**VII. OBJETIVOS**

**Objetivos Gerais:**

Capacitar o aluno a interpretar e aplicar conceitos, princípios e leis fundamentais da Química referentes à natureza, estrutura e reatividade dos elementos e compostos químicos a partir dos quais se originam os diferentes materiais e processos empregados em sua respectiva área da engenharia (energia e da computação).

**Objetivos Específicos:**

cuP

- Apresentar os modelos atômicos e a estrutura dos átomos e como estas características interferem nas propriedades físicas e químicas dos elementos químicos;
- Discutir de forma lógica a tabela periódica e identificar as propriedades periódicas dos elementos químicos;
- Caracterizar os diferentes tipos de ligações químicas, correlacionando-as com as propriedades dos materiais de engenharia;
- Descrever as funções químicas inorgânicas: ácidos, bases, sais, óxidos e hidretos;
- Exercitar o balanceamento de reações químicas e a realização de cálculos estequiométricos;
- Apresentar e exercitar os conceitos de solução e concentração;
- Introduzir os conceitos de cinética química, velocidade de reações químicas, equilíbrio e constante de equilíbrio químico;
- Conhecer o processo de corrosão, formas de corrosão e meios de proteção contra a corrosão.

## VIII. CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

### Conteúdo Teórico:

#### 1. NOÇÕES PRELIMINARES (02 ha)

- Química: definição e aplicações
- Matéria
- Transformações da matéria

#### 2. O ÁTOMO (04 ha)

- Modelos atômicos
- Massa atômica
- Elétrons em átomos
- Configuração eletrônica

#### 3. PERIODICIDADE QUÍMICA (04 ha)

- A descoberta da lei periódica
- A periodicidade nas configurações eletrônicas
- A periodicidade nas propriedades físicas e químicas

#### 4. LIGAÇÕES QUÍMICAS (06 ha)

- Ligações iônicas
- Ligações covalentes
- Ligações metálicas
- Eletronegatividade
- Energia de ligação

#### 5. FUNÇÕES QUÍMICAS (02 ha)

- Funções químicas - Introdução
- Funções inorgânicas: ácidos, bases, sais, óxidos e hidretos

#### 6. TIPOS GERAIS DE REAÇÕES QUÍMICAS (04 ha)

- Reações de síntese ou adição
- Reações de decomposição ou análise
- Reações de deslocamento ou simples troca
- Reações de substituição ou dupla troca
- Número de oxidação – Reações REDOX

#### - 1ª AVALIAÇÃO ESCRITA

#### 7. ESTEQUIOMETRIA (10 ha)

- As fórmulas químicas
- Massa atômica e outros tipos de massa
- O mol
- Balanceamento de equações químicas
- Estequiometria de reações químicas

## 8. SOLUÇÕES (08 ha)

- Coeficiente de solubilidade e diagramas de solubilidade
- Unidades de concentração: Fração molar; Percentagem e Título em massa; Molaridade; Molalidade
- Propriedades coligativas

## 9. CINÉTICA QUÍMICA (08 ha)

- Velocidades de reação e mecanismos – Introdução
- A equação de velocidade
- A teoria das colisões
- A influência da temperatura e a equação de Arrhenius
- Mecanismos de reação química

## 10. EQUILÍBRIO QUÍMICO (08 ha)

- Reversibilidade de reações químicas
- Constante de equilíbrio
- Equilíbrio heterogêneo
- Princípio de Le Chatelier
- Equilíbrio ácido-base
- Dissociação da água
- Escalas de pH e pOH
- Constante de acidez e constante de basicidade

### - 2ª AVALIAÇÃO ESCRITA

## 11. ELETROQUÍMICA (04 ha)

- Células eletroquímicas – Introdução
- Células galvânicas
- Células eletrolíticas
- Princípios da corrosão eletroquímica
- Métodos de proteção à corrosão

### - LISTA DE EXERCÍCIOS SOBRE ELETROQUÍMICA

#### Conteúdo Prático:

- N/A

## IX. METODOLOGIA DE ENSINO / DESENVOLVIMENTO DO PROGRAMA

A disciplina será ministrada por meio de aulas expositivas, onde serão fornecidos os conceitos e realizados exercícios de fixação do conteúdo. A metodologia de ensino buscará sistematicamente a contextualização dos conceitos com exemplos concretos e práticos do cotidiano de um engenheiro. Todo material didático de apoio será postado no Moodle.

## X. METODOLOGIA E INSTRUMENTOS DE AVALIAÇÃO

- A verificação do rendimento escolar compreenderá **frequência e aproveitamento** nos estudos, os quais deverão ser atingidos conjuntamente. Será obrigatória a frequência às atividades correspondentes a disciplina, no mínimo a 75% das mesmas (Frequência Suficiente - FS), ficando nela reprovado o aluno que não comparecer a mais de 25% das atividades (Frequência Insuficiente - FI).
- Serão realizadas duas (02) avaliações individuais escritas (P1 e P2) e uma lista de exercícios (LE) todas com mesmo peso e nota máxima igual a 10 (dez). A lista de exercícios a ser entregue abordará os tópicos 10 e 11.
- As avaliações poderão conter questões objetivas, objetivas mistas e dissertativas.
- A média final (MF) será a média aritmética simples das três notas, conforme fórmula a seguir.

$$MF = \frac{(P1 + P2 + LE)}{3}$$

- A nota mínima para aprovação na disciplina será  $MF \geq 6,0$  (seis), desde que o aluno tenha Frequência

amf

Suficiente (FS). (Art. 69 e 72 da Res. nº 17/CUn/1997).

O aluno com Frequência Suficiente (FS) e média das notas de avaliações do semestre MF entre 3,0 e 5,5 terá direito a uma nova avaliação no final do semestre (avaliação de recuperação - REC), exceto as atividades constantes no art.70, § 2º. A Nota Final (NF) será calculada por meio da média aritmética entre a média das notas das avaliações parciais (MF) e a nota obtida na nova avaliação (REC). (Art. 70 e 71 da Res. nº 17/CUn/1997).

$$NF = \frac{(MF + REC)}{2}$$

- Ao aluno que não comparecer às avaliações ou não apresentar trabalhos no prazo estabelecido será atribuída nota 0 (zero). (Art. 70, § 4º da Res. nº 17/CUn/1997).

#### Observações:

#### Avaliação Substitutiva

• O pedido de avaliação substitutiva poderá ocorrer somente em casos em que o aluno, por motivo de força maior e plenamente justificado, deixar de realizar avaliações previstas no plano de ensino. O aluno deverá formalizar pedido de avaliação à Direção do Campus Araranguá dentro do prazo de 3 dias úteis contados da data da avaliação apresentando a devida comprovação.

- A Avaliação Substitutiva deverá englobar o conteúdo relativo à avaliação não realizada e ocorrerá no penúltimo dia de aula, conforme cronograma a seguir.

#### Avaliação de recuperação

• A avaliação de recuperação (REC) abrangerá todo o conteúdo da disciplina abordado no semestre letivo ou poderá englobar conteúdos parciais (a critério do professor).

### XI. CRONOGRAMA PREVISTO

AULA (semana)	DATA	ASSUNTO
1ª	11/08 a 16/08/2014	1) Apresentação do professor e da disciplina. Química: definição e aplicações; Matéria; Transformações da matéria. 2) Modelos atômicos; Massa atômica.
2ª	18/08 a 23/08/2014	2) Elétrons em átomos; Configuração eletrônica. 3) Lei periódica; A periodicidade nas configurações eletrônicas.
3ª	25/08 a 30/08/2014	3) A periodicidade nas propriedades físicas e químicas. Exercícios. 4) Ligações iônicas; Ligações covalentes.
4ª	01/09 a 06/09/2014	4) Ligações metálicas; Eletronegatividade;
5ª	08/09 a 13/09/2014	4) Energia de ligação. Exercícios. 5) Funções químicas – Introdução.
6ª	15/09 a 20/09/2014	5) Funções inorgânicas: ácidos, bases, sais, óxidos e hidretos.
7ª	22/09 a 27/09/2014	6) Reações de síntese ou adição; Reações de decomposição ou análise; Reações de deslocamento ou simples troca;
8ª	29/09 a 04/10/2014	6) Reações de substituição ou dupla troca. Número de oxidação – Reações REDOX.
9ª	06/10 a 11/10/2014	7) Cálculos estequiométricos – Parte 1; Cálculos estequiométricos – Parte 2 (Reagente limitante). 7) Coeficiente de solubilidade e diagramas de solubilidade;
10ª	13/10 a 18/10/2014	- 1ª AVALIAÇÃO ESCRITA 7) As fórmulas químicas; Massa atômica e outros tipos de massa; O mol. 7) Balanceamento de equações químicas;
11ª	20/10 a 25/10/2014	7) Estequiometria de reações químicas. Exercícios. 8) Cinética química – Introdução;
12ª	27/10 a 01/11/2014	8) Unidades de concentração: Fração molar; Percentagem e Título em massa; Molaridade; Molalidade; Cálculos de concentração. Exercícios.
13ª	03/11 a 08/11/2014	9) Ordem de reação; A teoria das colisões; A influência da temperatura e a equação de Arrhenius. 9) A equação de velocidade; Velocidade de reação e estequiometria.
14ª	10/11 a 15/11/2014	9) Mecanismos de reação química. Exercícios.
15ª	17/11 a 22/11/2014	10) Reversibilidade de reações químicas; Constante de equilíbrio; Equilíbrio heterogêneo; 10) Princípio de Le Chatelier. Equilíbrio ácido-base. Dissociação da

aut

		água; Escalas de pH e pOH.
16 <sup>a</sup>	24/11 a 29/11/2014	10) Equilíbrio ácido-base - Cálculos de pH e pOH; Constante de acidez e constante de basicidade e seu cálculo. <b>- 2ª AVALIAÇÃO ESCRITA</b>
17 <sup>a</sup>	01/12 a 06/12/2014	11) Células eletroquímicas – introdução; Células galvânicas; Células eletrolíticas. Princípios da corrosão eletroquímica. Métodos de proteção à corrosão.
18 <sup>a</sup>	08/12 a 12/12/2014	<b>- LISTA DE EXERCÍCIOS SOBRE ELETROQUÍMICA</b> <b>- AVALIAÇÃO SUBSTITUTIVA</b> <b>- AVALIAÇÃO DE RECUPERAÇÃO</b>

Obs.: Atendimento aos alunos: quarta feira, das 14:20 às 16:00 h (Sala C-115).

### XIII. BIBLIOGRAFIA BÁSICA

1. RUSSEL, J.B. Química geral, vol 1. 2 ed. São Paulo: Pearson Makron Books, 1994.
2. RUSSEL, J.B. Química geral, vol 2. 2 ed. São Paulo: Pearson Makron Books, 1994.
3. KOTZ, J.C., TREICHEL, P.M., WEAVER, G.C. Química Geral e Reações Químicas, vol 1. 1 ed. São Paulo: Cengage Learning, 2012.
4. KOTZ, J.C., TREICHEL, P.M., WEAVER, G.C. Química Geral e Reações Químicas, vol 2. 1 ed. São Paulo: Cengage Learning, 2011.

### XIV. BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR

1. MAHAN, B.M.; MEYERS, R.J. Química: um curso universitário. 4 ed. São Paulo: Ed. Edgar Blücher Ltda., 1996.
2. ATKINS, P. Princípios de Química, Questionando a Vida Moderna, 5ª Ed. Porto Alegre: Editora Bookman, 2006.
3. BROWN, L.B.; LEMAY, H.E.; BURSTEN, B.E. e BURDGE J.R. Química – A Ciência Central, 9 ed. São Paulo: Pearson, 2005.
4. BRADY, J.E.; HUMISTON, GERARD, E. Química geral. Rio de Janeiro: Livros Tecnicos e Científicos, 1981. 572p.

*Claudio M. Poffo*  
 .....  
 Claudio Michel Poffo

Aprovado na Reunião do Colegiado do Curso 23/10/2014 .....

*[Assinatura]*  
 Coordenador ENE

Prof. Dr. Fernando Henrique Milanesi  
 Coordenador do Curso de Graduação  
 em Engenharia de Energia  
 SIAPE: 1606552 Portaria nº 759/2013/GP