

# PLANO DE ENSINO

## 1. IDENTIFICAÇÃO

**Curso:** Agronomia

**Componente Curricular:** Química Geral

**Fase:** 01

**Ano/Semestre:** 2010/02

**Número de Créditos:** 04

**Carga horária - Hora Aula:** 72

**Carga horária - Hora Relógio:** 60

**Professor:** Arlindo Cristiano Felipe (arlindocfelippe@hotmail.com)

## 2. Objetivo Geral do Curso

A disciplina de Química Geral tem como objetivo geral introduzir conceitos básicos da Ciência Química, os quais serão de grande valia no decorrer do curso. Ademais, dentro dos parâmetros definidos pelo PPC do curso de Agronomia, objetivamos formar engenheiros Agrônomos que utilizem conceitos e princípios ecológicos, visando o planejamento, a construção e o manejo de agroecossistemas ambientalmente sustentáveis, economicamente viáveis e socioculturalmente aceitável com sólidos conhecimentos técnico-científicos e compromisso social.

## 3. EMENTA

Estrutura atômica e tabela periódica. Ligações químicas. Reações químicas e estequiometria. Teoria ácido-base. Soluções. Elementos do grupo principal. Elementos de transição. Experimental: matéria. Conceitos gerais. Teoria atômica. Estrutura atômica. Configuração eletrônica. Orbital atômico. Ligações químicas: iônicas, covalentes, metálicas. Leis dos gases. Conceito de Mol. Funções químicas. Misturas. Soluções. Concentração de soluções. Equações químicas. Reações redox. Introdução ao equilíbrio químico: ácidos e bases. pH. Calor de reação. Introdução à Termoquímica. Introdução à Química Orgânica.

## 4. JUSTIFICATIVA

A disciplina de Química Geral representa o primeiro contato do aluno do Curso de Agronomia 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. A disciplina de Química Geral desenvolve os conhecimentos e as habilidades necessárias para o desenvolvimento efetivo de estudos nas disciplinas que tratam da química do solo e bioquímica, que são particularmente importantes para a formação do Engenheiro Agrônomo.

## 5. OBJETIVOS

### 5.1. 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 Agronomia.

### 5.2. 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) Prever a forma e estrutura de moléculas com base na distribuição eletrônica de valência dos átomos constituintes;
- 13) 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;
- 14) Reconhecer as principais propriedades e estruturas de sólidos cristalinos;
- 15) Conceituar a primeira Lei da termodinâmica, as principais funções de estado termodinâmicas e aplicar tais conceitos em cálculos termoquímicos básicos;
- 16) Conceituar a Segunda Lei da termodinâmica e a energia livre de Gibbs, aplicando tais conceitos na previsão da espontaneidade de processos;
- 17) 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;
- 18) Introduzir os conceitos de ácido e base segundo diferentes autores, identificando espécies químicas como ácidos e como bases

## 6. CRONOGRAMA E CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

Data Encontro	Conteúdo
17/08/2010	Apresentação geral da disciplina, do conteúdo programático, dos instrumentos e critérios de avaliação, da bibliografia e da metodologia a ser desenvolvida. <b>Introdução à química</b>
24/08/2010	<b>Estrutura Atômica e Tabela Periódica:</b> Teoria atômica. Partículas Subatômicas. Teoria Quântica. Mecânica Ondulatória. Números Quânticos e Preenchimento dos Orbitais Atômicos. Regra de Hund e Princípio de AUFBAU. Configurações eletrônicas e Periodicidade Química e Propriedades Periódicas.
31/08/2010	<b>Ligações Químicas:</b> Ligação iônica. Ligação covalente. Ligação Metálica. Transição entre ligação iônica e covalente. Eletronegatividade. Hibridização e Geometria Molecular: Orbitais atômicos. Orbitais moleculares. Ligações Polares e Momento Dipolar. Força de Repulsão entre Pares Eletrônicos e Geometria molecular. Ligação Intermolecular e Intramolecular
07/09/2010	FERIADO

14/09/2010	<b>Reações Químicas e Estequiometria:</b> Mol e Número de Avogrado. Fórmulas Químicas. Tipos de Reação. Reagente Limitante. Cálculos Estequiométricos e Balanceamento de Equações
21/09/2010	<b>Soluções:</b> Tipos de Soluções e Unidades de Concentração. Misturas. Solubilidade e Produto de Solubilidade. Íons em Solução Aquosa. Calores de Solução e de Hidratação. A água como Solvente. Propriedades Coligativas.
28/09/2010	Primeira avaliação escrita individual – Correção da Avaliação escrita.
05/10/2010	Recuperação da NP1 (Nota parcial 1)
12/10/2010	FERIADO
19/10/2010	<b>Equilíbrio Químico:</b> 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.
26/10/2010	<b>Teoria Ácido-Base:</b> 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. Titulação ácido-base. Indicadores ácido-base. Soluções mistas e tampões. Planejamento de tampão. Cálculo do pH de uma solução tampão. Capacidade tamponante.
02/11/2010	FERIADO
09/11/2010	<b>Gases:</b> Pressão, Lei de Boyle, Lei de Charles, Princípio de Avogadro, Lei dos Gases Ideais, Aplicação da lei dos gases ideais, Mistura de gases, Difusão e Efusão, Desvios da idealidade.
16/11/2010	<b>Eletroquímica:</b> Conceitos gerais. Sistemas espontâneos e não espontâneos. Reações Redox. Normas da IUPAC para estabelecimento do sistema eletroquímico. Células Galvânicas e Eletrolíticas. Potencial de Célula. Equação de Nernst. Corrosão.
23/11/2010	<b>Introdução a Termoquímica:</b> 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. A Segunda Lei da Termodinâmica. Entropia. Variações de entropia. Entropia padrão de reação. Variações de entropia globais. Condição de equilíbrio termodinâmico. Terceira Lei da Termodinâmica. Energia livre de Gibbs. Energia livre de reação.
30/11/2010	<b>Introdução a Química Orgânica:</b> Hidrocarbonetos Alifáticos. Compostos Aromáticos. Combustíveis. Grupos Funcionais Comuns.
07/12/2010	Segunda avaliação escrita individual – Correção da avaliação escrita.
14/12/2010	Recuperação da NP2

## 7. PROCEDIMENTOS METODOLÓGICOS (estratégias de ensino, equipamentos, entre outros)

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 agronomia. 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 interpretação de dados. Serão utilizadas tecnologias tais como calculadoras científicas, softwares científicos e consulta a base de dados na internet, bem como enfatizadas atividades que envolvam temas transversais, como a leitura e elaboração de textos técnicos e aplicação de modelos matemáticos e físicos.

## **8. AVALIAÇÃO DO PROCESSO ENSINO-APRENDIZAGEM**

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 provas escritas e individuais e resolução de problemas em equipe. 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 constituída pela média aritmética entre as notas parciais NP1 e NP2.

A nota NP1 será construída da seguinte forma: primeira avaliação escrita individual (peso 70 %) e média aritmética dos testes e atividades realizados em sala de aula durante a primeira metade do semestre (peso 30%)

A nota NP2 será construída da seguinte forma: segunda avaliação escrita individual (peso 70 %) e média aritmética dos testes e atividades realizados em sala de aula durante a segunda metade do semestre (peso 30%)

## **9. REFERÊNCIAS**

### **9.1. BÁSICAS:**

1. ATKINS, P. W.; JONES, L.; Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente, 3ª ed, Bookman, 2006, Porto Alegre.
2. RUSSEL, J. B.; Química Geral, Volumes 1 e 2, 2ª ed., Makron Books, 1994, São Paulo.
3. KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; WEAVER, G. C.; Química Geral e Reações Químicas, Volume 1, 1ª ed., Cengage, 2009, São Paulo.
4. MAHAN, B. M.; MYERS, R. J.; Química: Um Curso Universitário, 4ª ed., Editora Edgard Blücher LTDA, 1993, São Paulo.
5. BROWN, L. S.; HOLME, T. A.; Química Geral Aplicada à Engenharia, Editora Cengage, 2009, São Paulo.

6. SZPOGANICZ, B.; DEBACHER, N. A; STADLER, E.; Experiências de Química Geral QMC 5104, 5105 e 5125, Imprensa Universitária, UFSC, 1998. Florianópolis.

## **9.2. COMPLEMENTAR:**

1. BROWN, THEODORE L.; LEMAY JR.; H. EUGENE, BURSTEN, BRUCE E., Química: Ciência Central, 7ª Ed., LTC Editora, 1999, Rio de Janeiro.

2. MASTERTAN, W.L.; SLOWINSKI, E. J. e STANITSKI, C. L. Princípios de Química, Ed. Guanabara, 1990, Rio de Janeiro.

3. ATKINS, P.; Moléculas, Edusp, 1998, São Paulo.

4. BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. Química Geral, Volumes 1 e 2, 2ª ed., LTC Editora, 1982, São Paulo.

5. LEE, J. D.; Química Inorgânica não tão Concisa, Editora E. Blücher, 2003, São Paulo.

Chapecó, 26 de Agosto de 2010.