

## PLANO DE ENSINO

### 1. IDENTIFICAÇÃO

**Curso:** Agronomia

**Componente Curricular:** Química Geral

**Fase:** 01

**Ano/Semestre:** 2013/02

**Número de Créditos:** 04

**Carga horária - Hora Aula:** 72

**Carga horária - Hora Relógio:** 60

**Professor:** Arlindo Cristiano Felipe ([arlindocfelippe@uffs.edu.br](mailto:arlindocfelippe@uffs.edu.br))

**Atendimento ao Aluno:** Quinta-Feira, 14h00min, Sala 01-03-12, Bom Pastor.

### 2. OBJETIVO GERAL DO CURSO

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 aceitáveis 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. 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.

### 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 Agrônomo.

### 5. OBJETIVOS

#### 5.1. GERAL:

Obter 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.

#### 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

<b>Data Encontro</b>	<b>Conteúdo</b>
18/09/2013	<b>Introdução à química.</b> Apresentação geral da disciplina, do conteúdo programático, dos instrumentos e critérios de avaliação, da bibliografia e da metodologia a ser desenvolvida.
25/09/2013	<b>Estrutura Atômica:</b> Teoria Atômica, Partículas Atômicas, Números Quânticos, Distribuição Eletrônica.
02/10/2013	<b>Tabela Periódica:</b> Tabela Periódica, Propriedades Periódicas.
09/10/2013	<b>Ligações Químicas:</b> Ligação iônica. Ligação covalente. Ligação Metálica. Transição entre ligação iônica e covalente. Ligações Polares e Momento Dipolar. Ligação Intermoleculares. <b>EVENTO DIVERSA</b>
16/10/2013	<b>SEMANA ACADÊMICA</b>
23/10/2013	<b>Funções químicas inorgânicas:</b> ácidos, bases, sais e óxidos.
30/10/2013	<b>Reações Químicas e Estequiometria:</b> Mol e Número de Avogadro. Fórmulas Químicas. Tipos de Reação. Balanceamento de Equações Químicas. Reagente Limitante, Cálculos Estequiométricos.

06/11/2013	<b>AVALIAÇÃO P1</b>
13/11/2013	<b>LABORATÓRIO 1 - Soluções:</b> Propriedades especiais da água; A água como solvente; Misturas; Tipos de soluções e Unidades de concentração. <b>(02 h/a – divisão da turma)</b>
20/11/2013	<b>Equilíbrio Químico:</b> Lei de ação das massas: grau de ionização ou dissociação. <b>Equilíbrio Químico de sistemas homogêneos:</b> Ionização da água e produto iônico da água, Constantes de ionização de ácido e bases, Escala de pH e pOH, pH de soluções de ácidos e bases fortes e fracos, Hidrólise de sais, pH de soluções salinas, Solução tampão, Titulação ácido-base. Indicadores ácido-base.
27/11/2013	<b>Equilíbrio Químico de sistemas heterogêneos:</b> Solubilidade e Produto de Solubilidade, Íons em solução aquosa, precipitação.
04/12/2013	<b>LABORATÓRIO 2 - Titulação ácido-base:</b> Determinação de ácido acético em vinagre e/ou ácido tartárico em vinho. <b>(02 h/a – divisão da turma)</b>
11/12/2013	<b>AVALIAÇÃO P2</b>
18/12/2013	<b>REC. NP1</b>
08/01/2014	<b>Fundamentos de Cinética Química:</b> Velocidade de reação, Equação de Velocidade, Teoria de Colisão, Teoria do estado de transição, Mecanismo de reações, Catálise.
15/01/2014	<b>Introdução à termodinâmica e termoquímica:</b> A primeira lei da termodinâmica. Entalpia. A segunda lei da termodinâmica. Entropia. Energia de Gibbs e espontaneidade, Termoquímica.
22/01/2014	<b>Fundamentos de eletroquímica:</b> Células eletroquímicas; Semi-reações, Potencial de semi-reação, potencial padrão de eletrodo; Equação de Nernst; Corrosão metálica; Aplicações de eletroquímicas.
29/01/2014	<b>LABORATÓRIO 3 - Potenciometria:</b> Determinação de ácido fosfórico em refrigerante sabor cola. <b>(02 h/a – divisão da turma)</b>
05/02/2014	<b>AVALIAÇÃO P3</b>
12/02/2014	<b>REC. NP2</b>

## 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. Os instrumentos de avaliação serão elaborados de modo a permitir a identificação dos conceitos, habilidades e competências propostas no plano de curso. O sistema de avaliação seguirá as normas gerais estabelecidas pela UFFS. Estará aprovado na disciplina, o aluno que obtiver nota, com média final maior do que ou igual a 6,0 (seis) e frequência igual ou superior a 75 %.

A **Média Final** será constituída pela **Média Aritmética** entre as notas parciais **NP1** e **NP2**.

A nota parcial **NP1** será calculada através da seguinte fórmula:

$$NP1 = (P1 \times 0,5) + (P2 \times 0,5) \quad (\text{Equação 1})$$

P1 = Avaliação teórica 1

P2 = Avaliação teórica 2

A nota parcial **NP2** será calculada através da seguinte fórmula:

$$NP2 = (P3 \times 0,8) + (\text{Lab} \times 0,1) + (\text{P.P.Lab} \times 0,1) \quad (\text{Equação 2})$$

P3 = Avaliação teórica 3

Lab = Atividades de laboratório

P.P.Lab. = Presença e participação nas aulas de laboratório

Caso o aluno adquirir nota parcial **NP1** e/ou **NP2** inferior a **6,0**, será aplicada uma nova avaliação visando recuperar estas médias.

Para recuperação da **NP1**, o aluno fará uma nova avaliação escrita visando recuperar a nota da avaliação **P1** ou **P2** (aquela em que o aluno obteve menor desempenho). Assim, a nota da recuperação substitui a **P1** ou **P2** na Equação 1. Para recuperação da **NP2**, o aluno fará uma nova avaliação escrita visando recuperar a nota da avaliação **P3**. Assim, a nota da recuperação substitui a **P3** na Equação 2.

**Obs.:** O aluno que faltar a alguma avaliação somente terá direito a realizá-la após deferimento de pedido que deverá ser feito a coordenação do curso. No pedido, o aluno deverá anexar o atestado médico com código CID (código internacional de doença) referente a data de realização da avaliação.

## 9. REFERÊNCIAS

### 9.1. 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. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003. v. 1 e 2.
3. MAHAN, B. H. Química um curso Universitário. Ed. Edgard Blücher, 1993.
4. RUSSEL, J. B. Química Geral. São Paulo: Pearson Makron Books, 1994. v. 1 e 2.
5. SZPOGANICZ, B.; DEBACHER, N. A.; STADLER, E. Experiências de Química Geral QMC5104, 5105 e 5125. Imprensa Universitária UFSC, 1998.

## **9.2. 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. 9. ed. São Paulo: Pearson PrenticeHall Makron Books, 2005.
3. KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. Química Geral e Reações Químicas. 6. ed. São Paulo: Thomson Learning, 2005. v. 1 e 2.
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. 4. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1995.
6. ROSENBERG, J. B. Química Geral. 6. ed. São Paulo: Pearson McGrawHill, 1982.

Chapecó, 18 de setembro de 2013.