UNIVERSIDADE FEDERAL DA FRONTEIRA SUL

PLANO DE ENSINO

1. IDENTIFICAÇÃO

Curso: Engenharia Ambiental
Componente curricular: GEX294-QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA (Turma A-12740)
Fase:1°
Ano/semestre:2016/1
Número de créditos:5
Carga horária – Hora aula: 90
Carga horária – Hora relógio: 75
Professor: Alexandre Augusto Moreira Lapis
Atendimento ao Aluno: sexta a tarde

2. OBJETIVO GERAL DO CURSO

O curso de Engenharia Ambiental tem por objetivo formar profissionais generalistas, humanistas, críticos e reflexivos, que busquem 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.

3. EMENTA

Estrutura Atômica. Ligações Químicas. Equações Químicas e Balanceamento. Funções e Reações Químicas. Estequiometria e Cálculo Estequiométrico. Soluções e Concentração deSoluções. Cinética e Equilíbrio Químico. Termodinâmica. Eletroquímica. Família dos Calcogênios e Halogênios. Família dos alcalinos e alcalinos-terrosos. Família dos elementos de transição. Compostos de Coordenação.

4. OBJETIVOS

4.1. GERAL

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 físicas e químicas através da estequiometria, 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.

4.2. 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. 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;

5. CRONOGRAMA E CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS

ENCONTRO	CONTEÚDO
03/03	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.
04/03	Introdução. Cuidados básicos em um laboratório de química.
10/03	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.
11/03	Experiência 1: Limpeza de Vidraria, Medidas de Volume
17/03	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.
18/03	Experiência 2: Decantação e Filtração
24/03	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.
31/03	Análise volumétrica. Rendimento de reação e cálculo com reagentes limitantes. Aplicações. Radiação eletromagnética, quantização da energia e fótons. O princípio da incerteza. Estrutura eletrônica de átomos.
01/04	Experiência 3: Calibração de Vidrarias
07/04	Espectros atômicos e níveis de energia. Configuração Eletrônica. Orbitais atômicos; Estrutura eletrônica e tabela periódica. Ligações químicas.
08/04	Experiência 4: Fenômenos Químicos e Físicos
14/04	Ligações iônicas. Ligações covalentes. Ligações metálicas. Estruturas de Lewis. Carga formal. Radicais e birradicais. Moléculas polares. Teoria da ligação de valência. Forças intermoleculares.
15/04	Experiência 5: Ensaio de coloração de chama e Densidade
22/04	Experiência 6: Reações
28/04	Químicas Formação de fases condensadas. Forças íondipolo e dipolo-dipolo. Forças de London. Ligação de hidrogênio. Viscosidade e tensão superficial.
29/04	Primeira avaliação escrita individual.
05/05	Conceitos de sistemas, estados, energia interna e trabalho. Trabalho de expansão. Capacidade calorífica. A Primeira Lei da termodinâmica.
06/05	EXPERIÊNCIA 7: MASSA MOLAR DE UM VAPOR
12/05	Funções de estado. Entalpia. Curvas de aquecimento. Entalpias de reação. Entalpia padrão de reação. Lei de Hess. Entalpia padrão de formação.
13/05	Experiência 8: rendimento de uma reação de precipitação
19/05	Variações de entropia globais. Condição de equilíbrio termodinâmico. Terceira Lei da termodinámica. Energia livre de Gibbs. Energia livre de reação. Cálculos termoquímicos.
20/05	Experiência 9: preparação de solução e diluição
02/06	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.
03/06	Experiência 10: Padronização de soluções
09/06	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. Escalade pH e pOH. Força dos Oxoácidos
10/06	Experiência 11: Massa Molar de um Ácido Orgânico
16/06	pH de soluções de ácidos e bases fortes. pH de soluções de ácidos e bases fracos. pH de soluções de sais..
17/06	Ácidos e bases polipróticos

23/06	Equilíbrio em água. Soluções mistas e tampões. Capacidade tamponante. Família dos alcalinos e alcalinos-terrosos. Produto de solubilidade.
24/06	Experiência 12: indicadores ácido-base
30/06	Cálculo do pH de uma solução tampão.Família dos elementos de transição. Compostos de Coordenação. Família dos Calcogênios e Halogênios
01/07	Titulações. Indicadores ácido-base. Planejamento de tampão.
04/07	Estimativa da solubilidade molar a partir do produto de solubilidade. Efeito do íon comum.
05/07	Segunda avaliação escrita individual.
07/07	Avaliação de recuperação prova 1
08/07	Avaliação de recuperação prova 2

6. PROCEDIMENTOS METODOLÓGICOS

As aulas serão expositivas com utilização de recursos audiovisuais (projetor 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.

7. 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 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 será escrita individual. 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 freqüência igual ou superior a 75%.

7.1 RECUPERAÇÃO: NOVAS OPORTUNIDADES DE APRENDIZAGEM E AVALIAÇÃO

As recuperações se darão por prova escrita no último dia letivo. Podendo o aluno recuperar uma ou as duas avaliações realizadas durante o ano letivo. A nota da recuperação será substitutiva a respectiva avaliação em que o aluno não obteve nota. A média final será dada pela média entre NP1 e NP2 ou em caso de substituição pela nota obtida na respectiva recuperação.

8. REFERÊNCIAS

8.1 BÁSICA

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química**: Questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

BRADY, J. E.; SENESE, F. **Química**: a matéria e suas transformações. 5. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2009. v. 1 – 2.

MAHAN, M. B.; MYERS, R. J. **Química**: um curso universitário. São Paulo: Blucher, 1995.

RUSSEL, J. B. **Química geral**. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994. v. 1 – 2.

SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W. **Química inorgânica**. 4. ed. Porto Alegre: Bookman, 2008.

8.2 COMPLEMENTAR

BROWN, L. S.; HOLME, T. A. **Química geral aplicada à engenharia**. São Paulo: Cengage Learning, 2010.

BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E. **Química**: a ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson, 2005.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; WEAVER, G. C. **Química geral e reações químicas**. São Paulo: Pioneira, 2010. v. 1 - 2.

LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. São Paulo: Blucher, 1999.

ROSENBERG, J. L.; EPSTEIN, L. M. **Teoria e problemas de química geral**. 8. ed. Porto Alegre: Bookman, 2003.

8.3 SUGESTÕES

Livros de ensino médio podem ser utilizados nos tópicos iniciais.

Professor

FERNANDO GRISON
Siape 1869102
Coord.do Curso de Engenharia Ambiental
Chapecó-SC
Universidade Federal da Fronteira Sul-UFFS

Coordenador do curso