Unidade Universitária: **Escola de Engenharia**		
Curso: **Bacharelado em Química**	Núcleo Temático: **Química Básica, Matemática e Física**	
Disciplina: **Bioquímica I**		Código da Disciplina: **ENEC00138**
Professor: **Marcos Antonio Fázio**	DRT: **112731-4**	Etapa: **4ª**
Carga horária: 68h/a 51h	(X) Teórica (X) Prática	Semestre Letivo: 1º semestre de 2015

Ementa:
Estudo da composição bioquímica das células e a estrutura química de biomoléculas. Conceitos de pH, pKa e o estudo do sistema tampão presente no metabolismo bioquímico dos seres vivos. Estuda a importância dos aminoácidos, peptídeos e proteínas. Propriedades químicas, físico-químicas e estruturais das proteínas. Métodos analíticos de hidrólise, fracionamento e separação proteica. Importância das vitaminas, enzimas e coenzimas. Cinética das reações enzimáticas, processos de inibição e regulação enzimática.

Objetivos:
O objetivo básico do curso é proporcionar aos alunos uma visão global dos princípios gerais da Bioquímica, procurando capacitá-los a compreender os mecanismos moleculares que regem a função celular primordialmente como um elo entre a Química e Biologia pela introdução e exemplificação dos conceitos fundamentais, habilitando os futuros Químicos o emprego de métodos científicos na análise de problemas pertinentes.

Conceitos	Procedimentos e Habilidades	Atitudes e Valores
Conhecer as estruturas básicas dos aminoácidos naturais e a importância do sistema tampão. Análise das estruturas proteicas e importância do sistema enzima substrato para a catálise enzimática.	Desenvolver a habilidade de representar o mecanismo orgânico de formação das ligações peptídicas entre os aminoácidos naturais. Análise dos sítios de clivagem e interpretação das reações enzimáticas.	Ser capaz de analisar e compreender a importância das reações químicas que ocorrem no sistema biológico e que nos mantém em equilíbrio com a natureza.

Conteúdo Programático:

1- INTRODUÇÃO À BIOQUÍMICA

1.1 Características gerais das biomoléculas; 1.2 Fatores que influenciam as reações que envolvem as biomoléculas;

2- pH E SISTEMA TAMPÃO

2.1 Propriedade da água, 2.2 Dissociação da água e seu produto iônico K_w 2.3 pH, 2.4 Eletrólitos fracos e fortes; dissociação, 2.5 Equação de Henderson-Hasselbalch, 2.6 Curvas de titulação, 2.7 Tampões.

3- PROTEÍNAS

3.1 Classificação dos aminoácidos;

3.2 Aminoácidos essenciais - aminoácidos não proteicos;

3.3 Propriedade dos aminoácidos; 3.4 Seqüência dos aminoácidos; 3.5 Proteínas-classificação e propriedades.

4- VITAMINAS E COENZIMAS

4.1 Relação de vitaminas e coenzimas;

4.2 Classificação das vitaminas; 4.3 Tiamina (B_1) e pirofosfato de tiamina;

4.4 Riboflavina (B_2), nucleotídeos da flavina; 4.5 Ácido nicotínico, nucleotides da pirimidina;

4.6 Ácido pantotênico e coenzima A; 4.7 Vitamina B_6 e coenzimas de piridoxima;

4.8 Biotina e biocitina; 4.9 Ácido fólico e suas formas coenzimáticas; 4.10 Ácido lipóico

5- ENZIMAS-CINÉTICA ENZIMÁTICA

5.1 Classificação; 5.2 Fatores que influenciam a velocidade das reações enzimáticas;

5.3 Equação de Michaelis- Menten -Diagrama de Lineweaver-Burks;

5.4 Diagrama de Multisubstrato; 5.5 Influência da temperatura; 5.6 Especificidade das enzimas;

5.7 Inibidores: Competitivos, Não Competitivos e Incompetititvos; 5.8 Enzimas Alostéricas;

5.9 Cofatores; 5.10 Enzimas como proteínas; 5.11 Complexos multienzimáticos;

5.12 Complexos de multissubstratos; 5.13 Cofatores

Metodologia:

O conteúdo programático será desenvolvido por meio de aulas expositivas, contando com o auxílio de data show, estudos dirigidos, leitura e discussão de textos relativos à bibliografia indicada. Aulas laboratoriais que mostraram a aplicação prática dos conceitos teóricos vistos em sala de aula.

Critério de Avaliação:

O processo de avaliação deverá incluir no mínimo dois instrumentos de avaliação intermediária, conforme o Regulamento Acadêmico.

MI (média das avaliações intermediárias)
PAF (avaliação final)
MF (média final)

Primeira possibilidade:

MI $\geq$ 7,5 (sete e meio) e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ aluno aprovado na disciplina. MF = MI

Obs. O aluno poderá efetuar uma Prova Substitutiva com o intuito de substituir a menor nota que compõe a Média das Avaliações Intermediárias.

Segunda possibilidade:

2,0 $\leq$ MI < 7,5 e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ obrigatoriedade da realização da PAF.

MF = (MI + PAF) / 2

MF $\geq$ 6,0 (seis) e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ aluno aprovado na disciplina.

Bibliografia Básica:

CAMPBELL, M. Bioquímica. 3.Edição. Editora Artmed, Porto Alegre, 2006.
LEHNINGER, A.. L. Bioquímica. 4a Edição. Editora Sarvier, São Paulo, 2006.
STRYER, L. Bioquímica. 6ª Edição. Editora Guanabara Koogan, Rio de Janeiro, 2008.

Bibliografia Complementar

CHAMPE, P. C. Bioquímica Ilustrada. 4ª Edição. Editora Artmed, 2009.
MURRAY, R. K. Harper Bioquímica Ilustrada. 27ª ed. Editora McGRAW-HILL BRASIL, 2007.
NELSON, D.L. e COX, M.M. Princípios da Bioquímica de Lehninger. 5a Edição. Editora Artmed, Porto Alegre, 2011.
STRYER, L. Bioquímica. 5a Edição. Editora Guanabara Koogan, Rio de Janeiro, 2002.
VOET, D. Fundamentos da Bioquímica. 2ª Edição. Editora Artmed, 2008.

Unidade Universitária: **Escola de Engenharia**		
Curso: **Bacharelado em Química**	Núcleo Temático: **Química Teórica e Experimental**	
Disciplina: **Química Analítica Quantitativa I**		Código da Disciplina: **ENEC00162**
Professor (es): **Maria Encarnación Vázquez Suárez Iha**	DRT: **111793-5**	Etapa: **4ª**
Carga horária: 68h / a 51 h	(X) Teóricas (X) Práticas	Semestre Letivo: **1º semestre de 2015**

Ementa:

Conceitos de equilíbrios químicos envolvidos na quantificação de espécies químicas inorgânicas. Seletividade, sensibilidade e especificidade de reações químicas. Etapas necessárias à quantificação de espécies químicas. Histórico da amostra e escolha de métodos; amostragem; abertura de amostras; algumas técnicas de separação e eliminação de interferentes; quantificação e interpretação de resultados. Métodos clássicos gravimétricos e volumétricos (reações de precipitação).

Objetivos:

Conceitos	Procedimentos e Habilidades	Atitudes, Normas e Valores
Conhecer os conceitos fundamentais da análise quantitativa, sob o ponto de vista teórico e prático. Desenvolver o raciocínio e aplicar metodologias utilizadas nas diversas áreas da química.	Definir, discutir, escolher, reconhecer, planejar e/ou desenvolver métodos básicos de análise quantitativa, bem como conhecer os conceitos envolvidos nesses métodos.Coletar dados experimentais e efetuar, a partir destes, cálculos e gráficos.	Interessar-se em resolver problemas comuns ao trabalho em laboratórios de análise quantitativa. Agir de forma colaborativa na realização de trabalhos em equipe. Trabalhar no laboratório respeitando as regras de segurança e utilizando EPI's adequados.

Conteúdo Programático:

Teoria:

1) Métodos gravimétricos de análise. Tipos e propriedades dos precipitados e dos reagentes precipitantes. Mecanismos de formação de precipitados. Preparo e abertura de amostras. Processos de precipitação, digestão, filtração e lavagem de precipitado, calcinação ou secagem, pesagem e cálculos estequiométricos.

2) Erros em análises químicas. Tratamento e avaliação estatística de dados.

3) Titulometria de precipitação. Soluções padrão. Curvas de titulação. Métodos volumétricos envolvendo reações de precipitação. Métodos envolvendo o reagente nitrato de prata (Mohr, Volhard e Fajans)

Laboratório:

1) Determinação gravimétrica de ferro(III);
2) Aferição de material volumétrico (pipeta, bureta e balão);
3) Padronização de solução de $AgNO_3$ utilizando o método de Mohr;
4) Determinação de brometo pelo método de Volhard;
5) Determinação de cloreto em água do mar pelo método de Fajans.

Metodologia:
Aulas expositivas teóricas em sala de aula, aulas práticas de laboratório e resolução de problemas.

Critério de Avaliação:
O processo de avaliação deverá incluir no mínimo dois instrumentos de avaliação intermediária, conforme o Regulamento Acadêmico.

MI (média das avaliações intermediárias)
PAF (avaliação final)
MF (média final)

Primeira possibilidade:

MI ≥ 7,5 (sete e meio) e frequência ≥ 75% ⇒ aluno aprovado na disciplina. MF = MI

Obs. O aluno poderá efetuar uma Prova Substitutiva com o intuito de substituir a menor nota que compõe a Média das Avaliações Intermediárias.

Segunda possibilidade:

2,0 ≤ MI < 7,5 e frequência ≥ 75% ⇒ obrigatoriedade da realização da PAF.

MF = (MI + PAF) / 2

MF ≥ 6,0 (seis) e frequência ≥ 75% ⇒ aluno aprovado na disciplina

Bibliografia Básica

BACCAN, N. Química analítica quantitativa elementar. 3.ed. rev. ampl. e reestruturada São Paulo: Edgard Blücher, 2011.
HARRIS, D.C. Análise química quantitativa. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC - Livros Técnicos e Científicos, 2003.
VOGEL, A. I. Análise química quantitativa. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC - Livros Técnicos e Científicos, 2011.

Bibliografia Complementar

CHRISTIAN, G. D. Analytical chemistry. 6th ed. New York John Wiley & Sons (Asia), 2004. 828 p.
CROMPTON, T.R.; Determination of anions: a guide for the analytica. Berlin: Springer, 1996.
KELLNER, R.A. Analytical Chemistry. New York, John Wiley & Sons, 1998.
LEITE, F. Validação em análise química. 4.ed. São Paulo, 2002.
SKOOG, Douglas A. [et Al.]. Analytical chemistry: an introduction. 7th ed. Fort worth: Harcourt College Publishers, 2000.

Unidade Universitária: **Escola de Engenharia**		
Curso: **Bacharelado em Química**	Núcleo Temático: Química **Teórica e Experimental**	
Disciplina: **Química Analítica Qualitativa II**		Código da Disciplina: **ENEC00161**
Professor (es): **Marcia Guekezian**	DRT: **108484-6**	Etapa: **4ª**
Carga horária: 68h/a 51h	(X) Teóricas (X) Práticas	Semestre Letivo: **1º semestre de 2015**

Ementa:

Hidrólise de sais. Conceitos fundamentais de equilíbrios de solubilidade, equilíbrios de complexação e de oxi-redução. Em laboratório são estudados ânions comuns em amostras reais e de interesse químico.

Objetivos:

Conceitos	Procedimentos e Habilidades	Atitudes, Normas e Valores
Conhecer, interpretar e familiarizar-se com os conceitos fundamentais da Química Analítica Qualitativa, sob o ponto de vista teórico e prático.	Observar, testar e elaborar qualitativamente cátions e ânions comuns em amostras desconhecidas, bem como utilizar os conceitos de equilíbrios químicos para executar análises qualitativas.	Interessar-se e resolver os problemas comuns no trabalho de laboratório analítico. Avaliar qualitativamente amostras desconhecidas de interesse analítico.

Conteúdo Programático:

Teoria

1.EQUILÍBRIO DE HIDRÓLISE

Conceitos fundamentais.

Tipos de sais que sofrem efeito de hidrólise.

Cálculo de espécies em equilíbrio em soluções de sais.

2. EQUILÍBRIO HETEROGÊNIOS

3. EQUILÍBRIOS DE ÓXI-REDUÇÃO

4. EQUILÍBRIOS DE COMPLEXAÇÃO

Laboratório

Uso da técnica de mesoanálise.

Análise de cátions do grupo do sulfeto de amônio, carbonato de amônio e dos solúveis.

Análise de ânions

Análise qualitativa de amostras sintéticas e reais.

Metodologia:

A metodologia de ensino está fundamentada em aulas expositivas, aulas práticas de laboratório, seminários e discussão em grupos de trabalhos de problemas relativos a Química Analítica Qualitativa.

Critério de Avaliação:

O processo de avaliação deverá incluir no mínimo dois instrumentos de avaliação intermediária, conforme o Regulamento Acadêmico.

MI (média das avaliações intermediárias)
PAF (avaliação final)
MF (média final)

Primeira possibilidade:

MI $\geq$ 7,5 (sete e meio) e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ aluno aprovado na disciplina. MF = MI

Obs. O aluno poderá efetuar uma Prova Substitutiva com o intuito de substituir a menor nota que compõe a Média das Avaliações Intermediárias.

Segunda possibilidade:

2,0 $\leq$ MI < 7,5 e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ obrigatoriedade da realização da PAF.

MF = (MI + PAF) / 2

MF $\geq$ 6,0 (seis) e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ aluno aprovado na disciplina.

Bibliografia Básica:

ALEXEYEV, V. Análise Qualitativa. Lisboa: Edição Porto, 1982.
BACCAN, N.; GODINHO, O.E.S.; ALEIXO, L.M.; STEIN, E. Introdução a Semimicroanálise Qualitativa. 7ª. Ed. Campinas: Editora da UNICAMP, 1997
VOGEL, A.I. Química Analítica Qualitativa. 5.ed. São Paulo: Editora Mestre Jou, 1981.

Bibliografia Complementar:

CHRISTIAN, G.D.; Analytical Chemistry. 6. ed. New York, John Wiley & Sons, 2004.
CROMPTON, T.R.; Determination of anions: a guide for the analytica. Berlin: Springer, 1996.
KELLNER, R.A. Analytical Chemistry. New York, John Wiley & Sons, 1998.
LEITE, F. Validação em análise química. 4.ed. São Paulo, 2002.
SKOOG, D.A.; WEST, D.M.; HOLLER, F.J., Analytical Chemistry. An Introduction, 7.ed. Fort worth: Harcourt College Publishers, 2000.

Unidade Universitária: **Escola de Engenharia**		
Curso: Bacharelado em Química	Núcleo Temático: **Química Teórica e Experimental**	
Disciplina: **Eletroquímica**		Código da Disciplina: **ENEC00073**
Professor (es): **Sergio Humberto Domingues**	DRT: **114729.6**	Etapa: **4ª**
Carga horária: 34h/a 25,5h	(X) Teórica ( ) Prática	Semestre Letivo: **1º semestre de 2015**

Ementa:

A disciplina visa apresentar as bases da eletroquímica como área específica da físico-química e sua importância no estabelecimento de parâmetros para o conhecimento dos fenômenos que se desenvolvem em reações de oxirredução, estudar os conceitos associados aos processos químicos relacionados ao ambiente da eletródica, desde o levantamento de características relacionadas à mobilidade iônica como também aos potencias elétricos, os potenciais de eletrodo padrão de hidrogênio e outros eletrodos de referência, bem como as aplicações da eletroquímica no campo da produção de energia elétrica na forma de pilhas e baterias, assim também na área da eletrólise visando processos industriais de eletrodeposição e de tratamento superficial de materiais, complementando ainda com noções básicas de processos de corrosão por via eletrolítica.

Objetivos:

Conceitos	Procedimentos e Habilidades	Atitudes e Valores
Analisar e interpretar a Eletroquímica como ciência e sua importância no estudo estrutural da matéria; Analisar e interpretar a Eletroquímica como base para entendimentos de métodos químico-analíticos, bem como dos processos corrosivos; e Reconhecer conceitos e grandezas relacionadas com a ionização e mobilidade iônica, os potencias elétricos e a utilização da Eletroquímica no mundo contemporâneo.	Elaborar relações matemáticas, desenvolver tópicos qualitativos e demonstrar a evolução histórica dos principais fenômenos eletroquímicos; Elaborar relações matemáticas e desenvolver tópicos em relação às teorias que fundamentam a formação de íons, a mobilidade iônica, a criação de potenciais elétricos e os processos eletroquímicos com finalidades práticas.	Respeitar o meio ambiente por meio do estudo da Eletroquímica e sua importância no conhecimento das principais características dos processos de decomposição e corrosão eletrolíticos; Ser consciente da importância do uso de materiais que preservem o meio ambiente; Agir e preocupar-se em atuar em equipe no desenvolvimento dos trabalhos acadêmicos.

Conteúdo Programático:

1 A eletroquímica e principais conceitos e definições associados ao fenômeno eletroquímico, os primórdios e o desenvolvimento histórico da eletroquímica, sua importância como ciência básica e os objetivos da eletroquímica contemporânea.
2 As principais grandezas eletroquímicas;
3 Conceitos, básicos e principais definições.
4 Diferenças entre as reações Químicas, reações redox (transferência de elétrons).
5 As células eletroquímicas e as reações em semicélulas, as pilhas galvânicas, medidas de forças eletromotrizes em pilhas galvânicas, os diagramas de pilhas galvânicas e a pilha de Daniell, o sentido real da corrente e as convenções de sinais.
6 As células eletroquímicas e os eletrodos reversíveis, o eletrodo padrão de hidrogênio e a escala de potenciais de eletrodos padrões, tipos de eletrodos, o eletrodo gás-íon, o de metal-íon metálico, o de metal-sal insolúvel-ânion, e o eletrodo de oxirredução.
7 A termodinâmica dos fenômenos eletroquímicos aplicados a células eletroquímicas, a energia livre de Gibbs, o potencial elétrico de pilhas galvânicas e a equação de Nernst, a espontaneidade dos fenômenos eletroquímicos.
8 As células eletroquímicas e a eletrólise, o desenvolvimento histórico da eletrólise e seus principais conceitos, as leis da eletrólise e avaliação quantitativa dos fenômenos eletrolíticos, tipos de eletrólise – ígnea e aquosa.
9 Os processos eletroquímicos industriais e as pilhas eletroquímicas como fonte de energia, classificação de pilhas eletroquímicas – primárias ou não reversíveis, secundárias ou reversíveis como os acumuladores de chumbo, e as células a combustível.
10 Os processos eletroquímicos industriais e a eletrólise como fonte de conversão de energia elétrica em química, os reatores eletroquímicos, a eletrodeposição e o tratamento superficial de materiais.
11 A corrosão e suas características termodinâmicas e cinéticas, tipos de corrosão metálica – mecanismos de corrosão uniforme e localizada, inibidores de corrosão e métodos eletroquímicos de proteção contra os fenômenos corrosivos.

Metodologia:
Aulas expositivas teóricas em sala de aula com utilização do quadro e/ou recursos audiovisuais.
Exercícios de aplicação para fixação de conceitos teóricos.
Trabalhos de pesquisa em atividades extraclasse para exploração de tópicos adicionais e complementação de conceitos teóricos abordados em sala.

Critério de Avaliação:

O processo de avaliação deverá incluir no mínimo dois instrumentos de avaliação intermediária, conforme o Regulamento Acadêmico.

MI (média das avaliações intermediárias)
PAF (avaliação final)
MF (média final)

Primeira possibilidade:

MI $\geq$ 7,5 (sete e meio) e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ aluno aprovado na disciplina. MF = MI

Obs. O aluno poderá efetuar uma Prova Substitutiva com o intuito de substituir a menor nota que compõe a Média das Avaliações Intermediárias.

Segunda possibilidade:

2,0 $\leq$ MI < 7,5 e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ obrigatoriedade da realização da PAF.

MF = (MI + PAF) / 2

MF $\geq$ 6,0 (seis) e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ aluno aprovado na disciplina.

Bibliografia Básica:

BRETT, M.A. Eletroquímica: Princípios, Métodos e Aplicações, São Paulo, ALMEDINA, 2000.
GENTIL, V. Corrosão, 4ª ed., Rio de Janeiro, LTC, 2003.
TICIANELLI, E.A.; GONZALEZ, E.R. Eletroquímica: Princípios e Aplicações, São Paulo, EDUSP, 2005.

Bibliografia Complementar:

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de, Físico-Química, 8. ed. Vol. 1, Rio de Janeiro, LTC, 2008

BRAD, A.J.; FAULKNER, L.R. Electrochemical Methods: Fundamentals and Applications, 2ª ed., John Wiley & Sons - New York, 2000.

CASTELLAN, G., Fundamentos de Físico-Química, 1. ed. (reimpressão), Rio de Janeiro, LTC, 1996.

SKOOG, D.A.; HOLLER, F.J.; NIEMAN, T.A. Princípios de Análise Instrumental. 5e. Bookman, 2002.

WOLYNEC, S. Técnicas Eletroquímicas em Corrosão, 1ª ed., Edusp – São Paulo, 2003.

Unidade Universitária: **Escola de Engenharia**		
Curso: **Bacharelado em Química**	Núcleo Temático: **Química Teórica e Experimental**	
Disciplina: **Química Orgânica II**		Código da Disciplina: **ENEC00256**
Professor (es): **Edgard Antonio Ferreira**	DRT: **114800.5**	Etapa: **4ª**
Carga horária: 68h/a 51h	(X) Teórica ( ) Prática	Semestre Letivo: **1º semestre de 2015**

Ementa:

Análise dos principais tipos de reações orgânicas, através da compreensão dos mecanismos envolvidos. Estudo sobre Aromaticidade e reações de substâncias aromáticas; Reações de haletos orgânicos; Reações de álcoois, éteres e epóxidos.

Objetivos:

Contribuir para a compreensão da reatividade de substâncias orgânicas aromáticas, de haletos de alquila, de alcoóis, de éteres e de epóxidos. Desenvolver habilidades básicas para aplicar os mecanismos de reação discutidos para a síntese de substâncias orgânicas.

Conceitos	Procedimentos e Habilidades	Atitudes, Normas e Valores
Compreender e esboçar os principais mecanismos das reações características de substâncias aromáticas, de haletos de alquila, de alcoóis, de éteres e de epóxidos.	Elaborar a síntese de substâncias orgânicas através dos mecanismos de reação discutidos.	Ponderar sobre as propriedades de substâncias orgânicas, relacionando-as ao seu comportamento químico.

Conteúdo Programático

1. Reações de substâncias aromáticas substituídas:

1.1 Critérios de aromaticidade e conseqüências;

1.2 Mecanismo geral de Substituição Eletrofílica Aromática;

1.3 Reações de halogenação, nitração, sulfonação e alquilação e acilação de Friedel-Crafts;

1.4 Efeitos dos substituintes na orientação e reatividade;

1.5 Reações de substituintes ligados ao anel aromático;

1.6 Síntese de substâncias aromáticas com mais de um substituinte;

1.7 Reações de sais de diazônio;

1.8 Reações com formação de benzino como intermediário;

2. Reações de haletos de alquila:

2.1 Reações de substituição nucleofílica de 1ª ordem (SN1);

2.2 Reações de substituição nucleofílica de 2ª ordem (SN2);

2.3 Reações de eliminação de 1ª ordem (E1);

2.4 Reações de eliminação de 2ª ordem (E2);

2.5 Variáveis que afetam as reações de substituição e eliminação: estrutura do carbono que sustenta o grupo abandonador; reatividade do nucleófilo/base; natureza do grupo abandonador e polaridade e natureza do solvente.

3. Reações de alcoóis, éteres e epóxidos:

3.1. Reações de alcoóis: quebra da ligação CO-H; Síntese de éteres.

3.2. Reações com quebra da ligação C-OH; conversão a haletos de alquila e alcenos; Reações com rearranjo.

3.3. Reações de oxidação de alcoóis: formação de compostos carbonílicos e ácidos carboxílicos;

3.4. Reações de éteres e epóxidos.

Metodologia:

As aulas teóricas são expositivas, com ampla participação dos alunos através de discussões. Ao longo do curso são apresentadas aplicações interessantes do mesmo em ciência, na indústria e mesmo no cotidiano, abordando também questões ambientais. As aulas de exercícios têm como objetivo a melhor assimilação dos conceitos discutidos nas aulas teóricas.

Critério de Avaliação:

O processo de avaliação deverá incluir no mínimo dois instrumentos de avaliação intermediária, conforme o Regulamento Acadêmico.

MI (média das avaliações intermediárias)
PAF (avaliação final)
MF (média final)

Primeira possibilidade:

MI $\geq$ 7,5 (sete e meio) e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ aluno aprovado na disciplina. MF = MI

Obs. O aluno poderá efetuar uma Prova Substitutiva com o intuito de substituir a menor nota que compõe a Média das Avaliações Intermediárias.

Segunda possibilidade:

2,0 $\leq$ MI < 7,5 e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ obrigatoriedade da realização da PAF.

MF = (MI + PAF) / 2

MF $\geq$ 6,0 (seis) e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ aluno aprovado na disciplina.

Bibliografia Básica:

McMURRY, J. Química Orgânica. Tradução da 6ª edição norte-americana. Pioneira Thomson Learning Ltda, São Paulo, 2004.
SOLOMONS, T. W. G. Química Orgânica. Tradução da 9ª edição. Rio de Janeiro, Editora Livros Técnicos e Científicos S. A., 2009.

VOLLHARDT, K.P.C. e SCHORE, N.E. Química Orgânica – Estrutura e função. Tradução da 4ª edição. Bookman Companhia Editora, Rio Grande do Sul, 2003.

Bibliografia Complementar:

BROWN, W. H.; FOOTE, C.S. Organic Chemistry. 4ª edição Iverson. ISE, Belmont, 2005.

BRUICE, P. Y. Química Orgânica. 4ª edição. Pearson Education Editora, São Paulo, 2006.
CAREY, F. A. Química Orgânica, volumes 1 e 2. 7ª edição. AMGH Editora Ltda, Porto Alegre, 2011.
MORRISON, R.T.; BOYD, R.N. Química Orgânica 13ª edição. Fundação Calouste Gulbekian, 1996.
ROQUE, N.F. Substâncias orgânicas: estrutura e propriedades. 1ª edição. Editora da Universidade de São Paulo, São Paulo, 2011.

Unidade Universitária: **Escola de Engenharia**		
Curso: **Bacharelado em Química**	Núcleo Temático: **Química Teórica e Experimental**	
Disciplina: **Termodinâmica Química**		Código da Disciplina: **ENEX00838**
Professor (es): **Sergio Pereira De Souza Junior**	DRT: **114909.4**	Etapa: **4ª**
Carga horária: **34h/a** **25,5h**	(2) Teórica ( ) Prática	Semestre Letivo: **1º Semestre de 2015**

Ementa

Propriedades termodinâmicas de substâncias puras. Relações a partir dos princípios da termodinâmica. Propriedades termodinâmicas de misturas heterogêneas e soluções.

Objetivos

Conceitos	Procedimentos e Habilidades	Atitudes e Valores
Analisar e interpretar a Físico-Química como ciência: sua importância no estudo cinético e termodinâmico da matéria; Reconhecer conceitos e as grandezas fundamentais relacionadas com as trocas energéticas que a matéria pode ser submetida nos três estados de agregação: gás, líquido e sólido.	Elaborar relações matemáticas associadas aos princípios da termodinâmica como requisitos necessários para o equacionamento das transformações energéticas envolvendo as reações químicas; Elaborar relações matemáticas associadas ao equilíbrio termodinâmico de transformações físico-químicas, analisando-se especificamente o equilíbrio e a espontaneidade das reações químicas.	Respeitar o meio ambiente por meio do estudo das características físico-químicas da matéria em geral nos diversos estados de agregação; Ser consciente da importância do uso em experimentos de materiais que preservem o meio ambiente; Agir e preocupar-se em atuar em equipe no desenvolvimento dos trabalhos acadêmicos.

Conteúdo Programático

1 A energia e suas manifestações, relacionamento entre os tipos de energia, conceitos de sistemas, propriedades termodinâmicas, grandezas e unidades de medida, os princípios da termodinâmica.

2 Os princípios da termodinâmica aplicados às reações químicas; a reação química como uma transformação termodinâmica; o zeroésimo princípio, os conceitos de temperatura, calor e equilíbrio térmico num sistema reacional.

3 O primeiro princípio da termodinâmica, os conceitos de energia interna e trabalho de expansão numa reação química, a equação do primeiro princípio como expressão matemática para o princípio da conservação da energia.

4 Aplicações do primeiro princípio para reações químicas a volume e pressão constantes, os conceitos de capacidade calorífica, entalpia, entalpias de ligação, de formação e de reação, a Variação da Entalpia de Reação.

5 A determinação da Variação da Entalpia de Reação de uma transformação química, a entalpia molar padrão e a entalpia de formação, as entalpias de combustão, de solução e de neutralização, a Variação da Entalpia de Reação com a temperatura, as reações exotérmicas e endotérmicas, as sequências de reações e a lei de Hess.

6 O segundo princípio da termodinâmica, transformações químicas reversíveis e irreversíveis, os conceitos de entropia como medida da eficiência de máquinas térmicas e como reflexo do grau de organização da matéria, o sentido das reações químicas.

7 A entropia de uma substância pura em função da temperatura, o terceiro princípio da termodinâmica, o teorema do calor de Nernst, a entropia absoluta das substâncias puras gasosas, líquidas e sólidas.

8 Aplicações do segundo princípio para reações químicas, a Variação da Entropia de Reação, o estudo da Variação da Entropia de Reação em função da temperatura e pressão, a Variação da Entalpia de Reação com a pressão.

9 A Variação da Energia Livre de Gibbs de transformações químicas, os critérios de equilíbrio e espontaneidade de reações químicas em termos de variações de entropia do sistema e vizinhança e de energia livre de Gibbs do sistema.

10 A Variação da Energia Livre de Gibbs em função da temperatura e pressão, a Variação da Energia Livre de Gibbs Padrão, a Constante de Equilíbrio em função da Variação da Energia Livre de Gibbs do sistema e a interface entre a Termodinâmica e a Cinética Química.

11 A Constante de Equilíbrio em função da temperatura, a equação de Van't Hoff, a determinação da Constante de Equilíbrio para sistemas homogêneos totalmente em fase gasosa levando-se em conta as pressões parciais dos componentes da reação.

12 A Constante de Equilíbrio aplicada a sistemas homogêneos totalmente em fases condensadas líquida e sólida, a sistemas heterogêneos com fases gasosas e condensadas e a sistemas heterogêneos com mudanças de fase.

Metodologia

Aulas expositivas teóricas em sala de aula com utilização do quadro e/ou recursos audiovisuais.
Exercícios de aplicação para fixação de conceitos teóricos.
Trabalhos de pesquisa em atividades extraclasse para exploração de tópicos adicionais e complementação de conceitos teóricos abordados em sala.

Critério de Avaliação

O processo de avaliação deverá incluir no mínimo dois instrumentos de avaliação intermediária, conforme o Regulamento Acadêmico.

MI (média das avaliações intermediárias)
PAF (avaliação final)
MF (média final)

Primeira possibilidade:

MI $\geq$ 7,5 (sete e meio) e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ aluno aprovado na disciplina. MF = MI

Obs. O aluno poderá efetuar uma Prova Substitutiva com o intuito de substituir a menor nota que compõe a Média das Avaliações Intermediárias.

Segunda possibilidade:

2,0 $\leq$ MI < 7,5 e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ obrigatoriedade da realização da PAF.

MF = (MI + PAF) / 2

MF $\geq$ 6,0 (seis) e frequência $\geq$ 75% $\Rightarrow$ aluno aprovado na disciplina.

Bibliografia Básica

ATKINS, P. W. Físico-Química - fundamentos, 3ª ed., LTC - Livros Técnicos e Científicos Editora. Rio de Janeiro, 2003.
BALL, D. W. Físico-química, 2 volumes, Editora Thomson Learning, São Paulo, 2005.
CASTELLAN, G. Fundamentos de Físico-Química, 1ª ed., LTC - Livros Técnicos e Científicos Editora, Rio de Janeiro, 1986, reimpressão de 1994.

Bibliografia Complementar

ALBERTY, R. A.; SILBERY, R. J. Physical Chemistry, 1a ed., John Wiley and Sons, Nova Iorque, 1992.

ATKINS, P. W.; DE PAULA, J.; Físico-química, 9ª ed., 2 vol., Rio de Janeiro, LTC – Livros Técnicos e Científicos Editora, 2012.

LEVINE, I, N.; Físico-química, 6ª ed., 2 vol., Rio de Janeiro, LTC – Livros Técnicos e Científicos Editora, 2012.

MARON, S. H. e PRUTTON, C. F. Principles of Physical Chemistry, 4ª ed., Collier-MacMillan International Editions, Nova Iorque, 1965.

MOORE, W. J. Físico-Química, 1a ed., Editora Edgard Blücher, São Paulo, 1976.

RANGEL, R. N. Práticas de Físico-química, 3ª ed., Editora Edgard Blucher, São Paulo, 2006.