UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Departamento de Ciências Naturais
Rodovia BR 101 Norte, Km. 60, Bairro Litorâneo, CEP 29932-540, São Mateus – ES
Sítio eletrônico: http://www.ceunes.ufes.br

PROGRAMA DE DISCIPLINA

CURSO: Licenciatura em Química (São Mateus)					
CÓDIGO	DISCIPLINA OU ESTÁGIO				
DCN 10093	**Química Geral II**				
CARGA HORÁRIA SEMANAL	CARGA HORÁRIA TOTAL	DISTRIBUIÇÃO DA CARGA HORÁRIA			CRÉDITOS
		TEÓRICA	EXERCÍCIO	LABORATÓRIO	
04	**60**	**60**	**00**	**00**	**04**

EMENTA

Termodinâmica química; Cinética Química; Equilíbrio Químico; Eletroquímica.

CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

Unidade I - Equilíbrios Químicos:

Reações no equilíbrio: Reversibilidade das reações; equilíbrio e Lei da Ação das Massas e a natureza termodinâmica do equilíbrio; Constantes de equilíbrio: Em termos das concentrações molares de gases; formas alternativas da constante de equilíbrio; extensão e direção da reação e uso das constantes de equilíbrio; Efeitos externos sobre o equilíbrio: O Princípio de Le Chatelier. Adição e remoção de reagentes; temperatura e equilíbrio; catalisadores.

Unidade II – Equilíbrio iônico em solução aquosa

Sais pouco solúveis: Produto de solubilidade; solubilidade na presença de íon comum; Natureza dos ácidos e bases: Teoria de ácidos e bases de Arrhenius; Ácidos e Bases de Bronsted-Lowry; Força dos ácidos e bases escala de pH e pOH de soluções; a auto-ionização da água; Ácidos e Bases Fracos: Constantes de acidez e basicidade; a relação entre Ka e Kb; e pH de soluções de ácidos e bases fracos; Ácidos e Bases Polipróticos: pH de soluções de ácidos polipróticos e soluções de sais de ácidos polipróticos; Soluções mistas e tampões e indicadores: Ação do tampão; planejamento de um tampão e capacidade tamponante; Titulações ácido-base.

Unidade III - Eletroquímica

Representação das reações REDOX: Semi-reações e balanceamento de equações Redox; Células Galvânicas: Estrutura das células galvânicas; potencial de célula e energia livre de reação; potenciais padrão e constantes de equilíbrio e equação de Nernst; Eletrólise: Células eletrolíticas e a lei de Faraday.

Unidade IV – Termodinâmica

Sistemas, estados e energia: Funções de estado; trabalho e calor; trabalho de expansão; medida de calor; Primeira lei da termodinâmica: Energia interna; lei de conservação de energia; Entalpia, Transferência de calor sob pressão constante; Termoquímica, Entalpias de reação; relação entre ΔH e ΔU; entalpia padrão de reação; Lei de Hess; Liberação de calor nas reações; entalpia padrão de formação de ligação; capacidade calorífica; Critérios para variação espontânea, Reversibilidade e espontaneidade; Entropia e a segunda lei da termodinâmica: Mudança espontânea; entropia e desordem; variações de entropia e variações de entropia globais. Significado molecular de entropia; Terceira lei da termodinâmica, Entropia absoluta; Energia Livre: Energia livre de reação; energia livre e constante de equilíbrio; dependência do equilíbrio com a temperatura.

Unidade V - Cinética Química

Velocidades de reação: Efeito da concentração e velocidade de reação; equações diferenciais das leis de velocidade e ordem de reação; Concentração e tempo: Leis de velocidade integradas de primeira ordem e segunda ordem; Mecanismos de Reações: Reações elementares; leis de velocidade das reações elementares; Aproximação do estado estacionário; Reação em cadeia; Modelos de reações: Efeito da temperatura; teoria das colisões e teoria do complexo ativado; Aceleração de reações: Catálise e catalise enzimática.

BIBLIOGRAFIA BÁSICA

Bibliografia de referência:

1. Atkins, Peter e Jones, Loretta. Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

Bibliografia Complementar:

2. Mahan, B. H., Química um Curso Universitário, Editora Edgard Blucher Ltda, 1970.
3. Brown, Theodore L.; Lemay, Eugene H.; Bruce, Bursten e. Química a ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson Education: 2005.
4. Kotz, John C. e Treichel, Paul Jr. Química e Reações Químicas (volumes 1 e 2). 5. ed. São Paulo: Thonson Learning, 2005.
5. Chang, R. Química Geral. 4. ed. São Paulo: MacGraw-Hill Interamericana do Brasil., 2006.
6. John B. Russel. Química Geral (volumes 1 e 2). 2. ed. São Paulo: Makron Books, 2004.
7. Masterton, William L.; Slowinski, Emil J.; Stanitski, Conrad L. Princípios de Química. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1990.