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: Química (Licenciatura)					
CÓDIGO	DISCIPLINA OU ESTÁGIO				
DCN 14746	**QUÍMICA GERAL**				
CARGA HORÁRIA SEMANAL	CARGA HORÁRIA TOTAL	DISTRIBUIÇÃO DA CARGA HORÁRIA			CRÉDITOS
		TEÓRICA	EXERCÍCIO	LABORATÓRIO	
06	**90**	**90**	**00**	**00**	**06**

EMENTA

Estrutura atômica. Introdução à tabela periódica. Nomenclatura de compostos inorgânicos. Cálculos estequiométricos. Reações em solução aquosa. Soluções. Gases. Cinética Química. Termodinâmica. Equilíbrio Químico e iônico. Eletroquímica.

CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

Unidade I

1. Estrutura atômica e Introdução à tabela periódica: Estrutura atômica (teoria dos gregos à mecânica quântica); Números quanticos; Orbitais atômicos e Distribuição eletrônica; Tabela periódica e propriedades periódicas.

2. Nomenclatura de compostos inorgânicos: Introdução às ligações químicas (estruturas de lewis, definição de ligação iônica, covalente, polaridade).

3. Cálculos estequiométricos e reações em solução aquosa: Reações em solução aquosa; Balanceamento de equações químicas; Usar a estequiometria para determinar a fórmula de um composto; Cálculos estequiométricos e reagentes limitantes; Rendimento teórico e percentual de uma reação química.

4. Soluções: Tipos de soluções; Fatores que afetam a solubilidade; Expressar e calcular a concentração das soluções; Cálculo de diluição.

Unidade II

1. Gases: Características dos gases; Relação entre pressão, volume e temperatura (Lei de Boyle, Lei de Charles, Lei de gay-Lussac e Lei de Avogadro); Gases ideais e aplicações; Pressões parciais; As leis dos gases explicada pela teoria cinética; Gases reais (forças intermoleculares, as equações de estado).

2. Cinética Química: Fatores que afetam a velocidade das reações químicas; Medida da velocidade da reação; Teoria das colisõese Mecanismos de reações; Ordem de reação e Energia de ativação.

3. Termodinâmica: Conceitos transformações termodinâmica; 1º Princípio da termodinâmica; Trabalho reversível e irreversível; Determinação de  Entalpia e termoquímica.

Unidade III

1. Equilíbrio Químico: Características de um sistema em equilíbrio; Constante de equilíbrio e lei da ação das massas; Equilíbrios heterogêneos; Princípio de Le Chatelier.

2. Equilíbrio Iônico: Teorias de ácidos e bases; Força dos ácidos e bases; A escala de pH; Autoionização da água; Relação entre Ka e Kb.

3. Eletroquímica: Introdução; Células eletroquímicas; Potencial de células galvânicas; Potenciais padrão de eletrodo.

BIBLIOGRAFIA BÁSICA

Bibliografia de referência:

1. ATKINS, P.; JONES, L. Princípios de Química : questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.
2. KOTZ, J. C. et. al. Química Geral e Reações Químicas . 9. ed. Norte americana. São Paulo: Cengage Learning, 2015. 2 v.
3. BRADY, J. E.; SENESE, F. Química: A matéria e suas transformações . 5. ed.Rio de Janeiro: LTC, 2009.

BIBLIOGRAFIA BÁSICA

Bibliografia Complementar:

1. CHANG, R. Química Geral: Conceitos Essenciais. 4. ed. Porto Alegre: AMGH, 2007.
2. BROWN, T. L.; LEMAY, E. H.; BRUCE, B. Química a ciência central . 9. ed. São Paulo: Pearson Education, 2005.
3. RUSSELL, J. B. Química Geral . 2. ed. São Paulo: Pearson, 1994.
4. HEIN, M.; ARENA, S. Fundamentos de Química Geral . 9. ed. São Paulo: LTC, 1998.
5. Artigos publicados nas revistas Química Nova, Química Nova na Escola e Journal of Chemical Education.