

CURSO: FARMÁCIA
Turno: Integral

INFORMAÇÕES BÁSICAS				
Currículo 2014	Unidade curricular Química Fundamental		Departamento Farmácia/CCO	
Período 1º Período 2016/02	Carga Horária			Código CONTAC FA007
	Teórica 72 horas	Prática -----	Total 72 horas	
Tipo Obrigatória	Habilitação / Modalidade Bacharelado		Pré-requisito -----	Co-requisito Química Fundamental Experimental

EMENTA
Reações e cálculos estequiométricos (incluindo reações em solução); Equilíbrio-Químico e reações em solução aquosa; Eletroquímica; Estrutura atômica; Configuração eletrônica; Propriedades Periódicas; Ligações químicas (lônicas e Covalentes) e Formas Moleculares (VSEPR, Hibridação, TCC e TOM).
OBJETIVOS
A inserção de conteúdos teóricos de química, visando à relação com o meio ambiente, saúde e profissional, bem como a relação da química com o cotidiano. Além disso, oferecer aos alunos o conhecimento básico para avaliação, atenção e procedimentos pertinentes das disciplinas da área de atuação deste futuro profissional.
CONTEÚDO PROGRAMÁTICO
<ol style="list-style-type: none"> 1) Átomos ; Isótopos ; Mol. <ul style="list-style-type: none"> • Definição e cálculos. 2) Moléculas, íons e seus compostos. <ul style="list-style-type: none"> • Cátion e ânions, nomenclatura dos íons e seus compostos. • Ácidos e Bases (nomes mais comuns). • Massa Molar (Definição e cálculos). 3) Estequiometria <ul style="list-style-type: none"> • Relações Ponderais em Reações Químicas. • Reações com Reagentes Limitantes.

- Rendimento Percentual e Utilização das Equações em Análises Químicas (Análise de Misturas, Determinação de Fórmulas de um composto).
- 4) Reações em Solução Aquosa**
 - Propriedades dos compostos em solução aquosa.
 - Reações de Precipitação.
 - Ácidos e Bases (conceitos e reações).
 - Reações Redox e Aplicação das Reações em Solução em Análises Químicas.
- 5) Soluções e Concentração de compostos em solução.**
 - Concentração comum, molar, molal, normal e percentual (m/m, m/v e v/v) e outras.
- 6) Estequiometria das Reações em Solução Aquosa.**
 - Introdução às titulações, exemplos e aplicações em análises químicas.
- 7) Equilíbrio Químico.**
 - Conceitos Gerais.
 - Magnitude de K.
 - Relação entre K_p e K_c
 - Cálculos de Equilíbrios
- 8) Ácidos e Bases de Bronsted ; Ácidos e Bases de Lewis ; Auto-ionização da Água ; Conceitos de pH ; Soluções de ácidos e Bases fortes.**
- 9) Constantes de Ionização para ácidos e bases fracos.**
 - Conceitos e cálculos.
 - Parte 1: Casos em que as simplificações são válidas.
 - Parte 2: Casos em que as simplificações não são válidas.
- 10) Soluções salinas.**
 - Conceitos e cálculos.
- 11) Soluções tampão.**
 - Conceitos.
 - Cálculos e fatores que influenciam na capacidade tamponante.
- 12) Ácidos e Bases Polipróticos.**
 - Conceitos e cálculos de pH.
- 13) Equilíbrio de solubilidade.**
 - Conceitos e cálculos.
- 14) Estrutura Atômica.**
 - Radiação Eletromagnética, Energia, Equação de Planck, Efeito Fotoelétrico.

- Espectros Atômicos de Raias.
- Modelo de Bohr para o Hidrogênio e Propriedades ondulatórias do elétron.
- Princípio da Incerteza.
- Átomo de Schrödinger e suas funções de onda (Número Quântico Principal, Momento Angular e Magnético).
- Spin do Elétron e Orbitais (tipos e formas).

15) Configuração Eletrônica dos Elétrons.

- Princípio de Exclusão de Pauli.
- Energia das subcamadas atômicas e preenchimento com elétrons, Configurações Eletrônicas de Átomos e íons.

16) Propriedades Periódicas.

- Raio atômico e iônico.
- Energia de Ionização.
- Afinidade Eletrônica.

17) Ligações Químicas.

- Elétrons de Valência, Formação da Ligação e Ligações em Compostos Iônicos.

18) Ligações Covalentes.

- Estrutura de Lewis.
- Regra do Octeto.
- Espécies Isoeletrônicas e Ressonância.
- Exceções à regra do octeto (radicais, birradicais e expansão da camada de valência).

19) Propriedades das Ligações (Ordem, comprimento e energia de ligação) e Cargas Formais ; Polaridade das Ligações e Eletronegatividade

20) Formas moleculares.

- Modelo de repulsão dos pares de elétrons na camada de valência (VSEPR)
- Átomos centrais sem pares de elétrons isolados.
- Átomos centrais com pares de elétrons isolados e ligações múltiplas
- Polaridade das Moléculas.

21) Teoria de Ligação de Valência

- Superposição de orbitais.
- Hibridização de orbitais atômicos s, p e d (ligações simples e ligações múltiplas).

22) Teoria dos Orbitais Moleculares.

- Princípios ; Aplicação da TOM para H_2 , Be_2 e Li_2 e seus íons.

- Configurações Eletrônicas de Moléculas Diatômicas Heteronucleares.
- Aplicação da TOM para B_2 ; C_2 ; N_2 ; O_2 e F_2 e seus íons.

23) Compostos de Coordenação.

- Definições.
- Nomenclatura.
- Isomeria.
- TOM aplicados aos complexos.

CRITÉRIOS DE AVALIAÇÃO

A pontuação será distribuída da seguinte maneira:

1ª avaliação – conteúdo abordado nos itens 1 a 6 do conteúdo programático. Valor = 30,0 pontos.

2ª avaliação – conteúdo abordado nos itens 7 a 13 do conteúdo programático. Valor = 20,0 pontos.

3ª avaliação – conteúdo abordado nos itens 14 a 18 do conteúdo programático. Valor = 20,0 pontos.

4ª avaliação – conteúdo abordado nos itens 18 a 23 do conteúdo programático. Valor = 30 pontos.

O docente definirá se as avaliações serão realizadas em sala de aula e/ou no Portal Didático. Em função do desempenho da turma e do decorrer do semestre letivo, o docente definirá a necessidade de atividades avaliativas, cujas notas entrarão nas avaliações mencionadas acima.

Terão direito à segunda chamada das avaliações 1, 2, 3 e 4, que forem realizadas em sala de aula, os alunos que apresentarem uma justificativa válida. A avaliação será realizada em data estabelecida pelo professor, assim como os critérios adotados. Caso o docente definir que haverá uma prova especial ou substitutiva, não haverá segunda chamada para a avaliação 4.

BIBLIOGRAFIA BÁSICA

1. KOTZ, John C; TREICHEL Jr., Paul M; WEAVER, Gabriela C. **Química geral e reações químicas**. 6.ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010. v.1. 611 p.

2. BROWN, Theodore L.; et al. **Química: a ciência central**. 9.ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2007. 972 p. 1ª reimpressão
3. ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna, o meio ambiente**. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2007. 965 p.

BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR

1. UCKO, David A. **Química para as ciências da saúde: uma introdução à química geral, orgânica e biológica**. 2.ed. São Paulo: Manole, 1992. 646 p.
2. RUSSELL, John B. **Química geral**. 2.ed. São Paulo: Pearson Makron Books, 2008. v.1. 621 p.
3. RUSSELL, John B. **Química geral**. 2.ed. São Paulo: Pearson: Makron Books, 2009. v.2. 623-1268 p.
4. KOTZ, John C; TREICHEL Jr., Paul M; WEAVER, Gabriela C. **Química geral e reações químicas**. 6.ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010. v.2. 614--1018 p.
5. BRADY, James E; HUMISTON, Gerard E. **Química geral**. 2 ed. Rio de Janeiro: LTC, 2007. v. 1. 661 p.
6. BRADY, James E; HUMISTON, Gerard E. **Química geral**. 2 ed. Rio de Janeiro: LTC, 2007. v. 2. 661 p.