



UNIVERSIDADE FEDERAL DE SÃO JOÃO DEL-REI – UFSJ  
Instituída pela Lei nº 10.425, de 19/04/2002 – D.O.U. DE 22/04/2002  
PRÓ-REITORIA DE ENSINO DE GRADUAÇÃO – PROEN  
COORDENADORIA DE FARMÁCIA – COFAR

**CURSO: FARMÁCIA**

**Turno:** Integral

**INFORMAÇÕES BÁSICAS**

<b>Currículo</b> 2014	<b>Unidade curricular</b> Química Fundamental			<b>Unidade Acadêmica</b> CCO
<b>Período</b> 2015/1 1º Período	<b>Carga Horária</b>			<b>Código CONTAC</b> FA007
	<b>Teórica</b> 72 horas (4 aulas/semana)	<b>Prática</b> -----	<b>Total</b> 72 horas (4 aulas/semana)	
<b>Natureza</b> Obrigatória	<b>Grau Acadêmico / Habilitação</b> Bacharelado		<b>Prerrequisito</b> -----	<b>Correquisito</b> 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 (Iônicas 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**

- 1) Átomos ; Isótopos ; Mol.
  - Definição e cálculos.
- 2) Moléculas, íons e seus compostos.
  - Cátion e ânions, nomenclatura dos íons e seus compostos.
  - Ácidos e Bases (nomes mais comuns).

- Massa Molar (Definição e cálculos).

3) Estequiometria

- 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

Serão distribuídos 4 avaliações, conforme descrito abaixo:

**Frequência/participação das aulas** – Valor = 30 pontos.

**Relatórios** – Valor = 30 pontos.

**Provas e Trabalhos** – Valor = 40 pontos.

## 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. Sao 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.