



UNIVERSIDADE FEDERAL RURAL DO RIO DE JANEIRO
DECANATO DE ENSINO DE GRADUAÇÃO
DEPARTAMENTO DE ASSUNTOS ACADÊMICOS E REGISTRO GERAL
DIVISÃO DE REGISTROS ACADÊMICOS
PROGRAMA ANALÍTICO

DISCIPLINA

CÓDIGO: IC 348
CRÉDITOS: 06
(6T-0P)

QUÍMICA GERAL

Cada Crédito corresponde a 15h/ aula

INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

OBJETIVO DA DISCIPLINA:

Dar conhecimentos básicos de Teoria Atômica; Tabela periódica, reações químicas, soluções, eletroquímica, com os quais, ao final do curso, o aluno terá embasamento para reconhecer a importância da química e aplicar esses conhecimentos nas disciplinas que se seguem.

EMENTA:

Teoria atômica. Tabela periódica. Ligações químicas. Funções inorgânicas. Reações químicas. Estado Gasoso. Estequiometria. Soluções. Termodinâmica química. Equilíbrio químico. Ácidos e bases. Equilíbrio iônico. Eletroquímica. Sistemas coloidais.

CONTEÚDO PROGRAMÁTICO:

I. Teoria atômica:

1. Estrutura do átomo;
2. A teoria de Bohr do átomo de hidrogênio;
3. Noção de mecânica ondulatória;
4. Configurações eletrônicas dos elementos.

II. Tabela periódica:

1. Propriedades periódicas - raio atômico, raio covalente, raio metálico, raios iônicos, raio de Vander Waals. Energia de ionização afinidade eletrônica. Eletronegatividade;
2. Relação entre propriedades físicas e estrutura eletrônica: Volume atômico, ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, dureza;
3. Formação de íons. Energia reticular, calor de solvatação.

III. Ligação química:

1. Ligação iônica. Fatores que influem na formação de compostos iônicos;
2. Ligação covalente, polaridade da ligação;
3. Teoria de ligação de valência, ressonância;
4. Teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência. Previsão de estrutura, forma e polaridade das moléculas;
5. Teoria dos orbitais moleculares, ordem de ligação, paramagnetismo das moléculas.
Ligação metálica;
6. Ligações intermoleculares mais pontes de hidrogênio, forças de Van der Waals.
Sólidos metálicos, sólidos iônicos, sólidos moleculares, sólidos covalentes;

IV. Funções Inorgânicas:

1. Óxidos, hidretos, ácidos, hidróxidos, sais e peróxidos;
2. Reações Químicas em Soluções Aquosas;
3. Terminologia em soluções;
4. Reações iônicas;
5. Reações de dupla troca;
6. Reações de oxi-redução;
7. Balanço de reações.

V. Estado Gasoso:

1. Relações volume, pressão, temperatura, equação de estado;
2. Gases ideais e gases reais;
3. Hipótese de Avogadro, conceito de Mol.

VI. Estequiometria:

1. Cálculos baseados em reações químicas;
2. Cálculos com reagentes limitantes;
3. Rendimento teórico e rendimento centesimal;
4. Conceito de equivalência;
5. Equivalente grama de ácidos, bases e sais;
6. Equivalentes em reações de oxi-redução e estequiometria de reações gasosas;

VII. Propriedades das Soluções:

1. Tipos de solução;
2. Unidade de concentração;
3. Cálculos de preparação e diluição de soluções;
4. O processo de dissolução:
 - Solubilidade e temperatura
 - Efeito da pressão sobre a solubilidade
 - Pressão de vapor das soluções
 - Propriedades coligativas das soluções
 - Pressão osmótica
 - Estequiometria de soluções.

VIII - Termodinâmica Química:

1. Primeira lei da termodinâmica;
2. Calor de reação, termoquímica;
3. Lei de Hess: soma de calores de reação;
4. Estado padrão;
5. Energia de ligação e de reação;
6. Processos reversíveis e irreversíveis;
7. Espontaneidade das reações;
8. Segunda lei da termodinâmica;
9. Energia livre, trabalho útil e equilíbrio;
10. Entropia padrão e energia livre padrão.

IX. Equilíbrio Químico:

1. Lei da ação das massas;
2. Cinética e equilíbrio;
3. Termodinâmica e equilíbrio;
4. Princípio de Le Chatelier e equilíbrio químico;
5. Relação entre K_p e K_c ;
6. Equilíbrio homogêneo e equilíbrio heterogêneo;

7. Cálculos de equilíbrio.

X. Ácidos e Bases:

1. Teoria da dissociação eletrolítica;
2. Ácidos e bases de Arrhenius;
3. Ácidos e bases de Bronsted e Lowry;
4. Força de ácidos e bases;
5. Ácidos e bases de Lewis;
6. Ácidos e bases abordados como sistemas de solventes.

XI. Equilíbrio Iônico:

1. Ionização da água, pH;
2. Dissociação de solventes;
3. Dissociação de eletrólitos fracos;
4. Constantes de equilíbrio: K_a , K_b , K_h , K_{ps} ;
5. Efeito de íon comum;
6. Constantes de estabilidade dos complexos.

XII. Eletroquímica:

1. Condução metálica e eletrolítica;
2. Células galvânicas;
3. Potenciais padrão do eletrodo, tabela de potenciais;
4. Potencial das pilhas;
5. Energia livre e equilíbrio de oxi-redução;
6. Espontaneidade das reações de oxi-redução;
7. Equação de Nernst;
8. Potenciais padrão e constante de equilíbrio;
9. Diagrama redox e desproporcionamento redox;
10. Previsão de reações, estabilidade das soluções aquosas;
11. Medidas eletroquímicas do pH;
12. Eletrólise;
13. Aplicações práticas da eletrólise;
14. Aspectos qualitativos da eletrólise.

XIII. Sistemas Coloidais:

1. Conceituação e classificação;
2. Propriedades óticas, cinéticas, elétricas e de superfície;
3. Isotermas de adsorção;
4. Estabilidade dos colóides, floculação e envelhecimento;
5. Proteção e destruição de colóides.

BIBLIOGRAFIA:

MASTERTON & HURLEY. **Chemistry – Principles and Reactions**. Sanders College Pub, 1992

KOTZ & PURCELL. **Chemistry and Chemical Reactivity**. 2ª ed. Sanders Coll. Pub., 1991

BRADY & HOLUM. **Chemistry – The study of matter and its changes**. New York: John Wiley and Sons, 1993.

SLABAUGH, W.H.; PARSONS, T.D. **Química Geral**. 2ª edição. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos S.A, 1982.

BRADY, JAMES E., HUMISTON, GERARD E. **Química Geral**. 2^a ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos S.A. 1992.

RUSSEL, John B. **Química Geral**. Makron Books do Brasil Editora Ltda. 2^a ed. 1994.

SPRATLEY, R.D., PIMENTEL, G.C. **Química um tratamento moderno**. São Paulo: Edgard Blucher, 1974.

GUAGLIANO, J.V. & VALLARINO L.M. **Química**. Editora Guanabara Dolo S.A. 3^A ed. 1979.

MAHAN, B.H. **Química um Curso Universitário**. São Paulo: Editora Edgard Blucher Ltda, 1970.

COSTA, A.P., ALBUQUERQUE, P.C.W. **Química Geral: um Curso Universitário de Nivelamento**. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos S.A, 1976.