



UNIVERSIDADE FEDERAL DE UBERLÂNDIA
INSTITUTO QUÍMICA
CURSO DE LICENCIATURA EM QUÍMICA

FICHA DE DISCIPLINA

DISCIPLINA: INICIAÇÃO À QUÍMICA 2

CÓDIGO: GQL006

UNIDADE ACADÊMICA: INSTITUTO DE QUÍMICA

PERÍODO: Segundo

CH TOTAL

CH TOTAL

CH TOTAL:

OBRIGATÓRIA: (x)

OPTATIVA: ()

TEÓRICA:
45

PRÁTICA:
45

90

PRÉ-REQUISITOS:

CÓ-REQUISITOS:

OBJETIVOS

Objetivos Gerais:

Dar ao aluno uma visão geral da Química, através de seus principais conceitos básicos e aplicações. Estabelecer o elo entre os conteúdos de química do Ensino Médio e conteúdos básicos de química do curso de Licenciatura em Química, caracterizando-se como uma disciplina de nivelamento. Contextualizar os conteúdos desta disciplina em sua prática docente, numa dimensão social, científica e tecnológica, contemplando a Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional - 9.394/96 (LDB) e a Proposta Curricular para o Ensino de Química no Estado de Minas Gerais.

Objetivos Específicos:

- Fazer com que o aluno desenvolva o raciocínio químico e resolva problemas elementares de química com o auxílio de matemática elementar (álgebra). Tornar o Licenciando em Química apto a inserir os conteúdos desta disciplina na sua prática docente no Ensino Médio.
- Prever a ocorrência de reações químicas e representá-las através de equações químicas; realizar cálculos envolvendo reações químicas e equilíbrios iônicos em solução aquosa.

EMENTA

Matéria, Classificação e Representação. Transformações físicas e químicas. Reações químicas e Estequiometria. Aspectos cinéticos e termodinâmicos envolvidos nas reações químicas. Conceito de Equilíbrio químico e Equilíbrio químico em soluções aquosas.

DESCRIÇÃO DO PROGRAMA

1. As combinações químicas e Representação da Matéria
 - 1.1. Constituição da matéria: mol e massa molar
 - 1.2. Representação da matéria: fórmula mínima, percentual e fórmula molecular
2. Transformações da matéria e Estequiometria
 - 2.1. Transformações físicas e químicas
 - 2.2. Transformações químicas e estequiometria de reações: reagente limitante e em excesso, rendimento de reação, reações envolvendo gases
3. Soluções aquosas
 - 3.1. Classificação dos solutos como eletrólito e não eletrólito
 - 3.2. Preparo de soluções e unidades de concentração (g/L, mol/L, % equivalentes/L)
Transformações físicas e químicas
 - 3.3. Concentração das espécies químicas na solução
 - 3.4. Diluição de soluções
 - 3.4.1. Diluição por adição de solventes e por mistura de soluções
 - 3.4.2. Diferença entre concentração e quantidade
4. Reações químicas em soluções aquosas
 - 4.1. Classificação geral das reações químicas

- 4.2. Prevendo a ocorrência de reações químicas e representação química
- 4.3. Reações ácido-base
 - 4.3.1. Definições ácido-base: teoria de Arrhenius e teoria de Brønsted-Lowry
 - 4.3.2. Estequiometria ácido-base: neutralização total, parcial, e concentração dos íons na solução final
 - 4.3.3. Representação química da reação ácido-base: equação molecular, equação iônica, e simplificada
- 4.4. Reações de Precipitação
 - 4.4.1. Definições de solubilidade, solução saturada, insaturada e super-saturada
 - 4.4.2. Estequiometria de reações de precipitação
 - 4.4.3. Representação química da reação de precipitação: equação molecular, equação iônica, e simplificada
- 4.5. Reações de Oxi-Redução
 - 4.5.1. Definições de número de oxidação, agente redutor e oxidante
 - 4.5.2. Balanceamento de equações: método da variação do número de oxidação e método das semi-reações de oxidação e de redução(em meio ácido e básico)
- 4.6. Estequiometria de reações de Oxi-Redução
- 4.7. Representação química da reação de Oxi-Redução: equação molecular, equação iônica, e simplificada
- 5. Por que ocorrem as reações químicas?
 - 5.1. Aspectos termodinâmicos
 - 5.1.1. conceito de entalpia e cálculos da energia das reações
 - 5.1.2. conceito de entropia
 - 5.1.3. conceito de energia livre de Gibbs
 - 5.2. Aspectos cinéticos
 - 5.2.1. Fatores que afetam a velocidade das reações químicas
 - 5.2.2. Noções básicas teoria das colisões, teoria do estado de transição, e sobre equação da velocidade.
- 6. Equilíbrio Químico
 - 6.1.1. Conceitos sobre o estado de equilíbrio e a natureza dinâmica do estado de equilíbrio
 - 6.1.2. A constante de equilíbrio: significado, expressão e valores
 - 6.1.3. Deslocamento de equilíbrio
 - 6.1.4. Cálculos envolvendo a constante de equilíbrio
- 7. Equilíbrio químico em soluções aquosas
 - 7.1. Auto-ionização da água
 - 7.2. Ionização de eletrólitos moleculares ácidos e básicos
 - 7.2.1. Expressão para a constante de equilíbrio e cálculos envolvendo K_a e K_b
 - 7.2.2. Grau (%) de ionização: efeito da diluição e efeito do íon comum
 - 7.2.3. Cálculos de pH de soluções de ácidos e bases (forte e fracos)
 - 7.3. Hidrólise de sais
 - 7.3.1. Conceito de hidrólise
 - 7.3.2. Tipos de hidrólise: ácida e básica
 - 7.3.3. Cálculos de pH de soluções de soluções de sais.
 - 7.4. Sistema tampão
 - 7.4.1. Exemplos de sistemas mais comuns que funcionam sob controle de pH
 - 7.4.2. Conceitos e funcionamento do sistema tampão
 - 7.4.3. Expressões para cálculo de pH de sistemas tampão.

DESCRIÇÃO DO PROGRAMA - LABORATÓRIO

- 1. Transformações físicas e químicas da matéria
- 2. Soluções Aquosas
 - 2.1- forças de eletrólitos (iônicos e moleculares): condutividade de soluções
 - 2.2-preparação de soluções e diluições

3. Reações químicas e estequiometria
 - 3.1- Prevendo a ocorrência de reações químicas através de evidências macroscópicas
 - 3.2- Proporção nas reações químicas
 - 3.3- Determinação da massa molar do magnésio
 - 3.4. Reações em soluções aquosas, sem transferência de elétrons
 - 3.5- Reações de oxi-redução
4. Cinética química: fatores que afetam a velocidade de uma reação química
5. Equilíbrio Químico e verificação do princípio de Le Chatelier
6. Equilíbrio em solução aquosa
 - 6.1- Ácidos / bases fortes e fracas. Conceito de reações de neutralização (titulação) ácido-base
 - 6.2. Soluções aquosas de sais neutros, ácidos, básicos e anfóteros. Hidrólise
 - 6.3- Preparação de solução tampão
 - 6.4- Equilíbrio de solubilidade: Sais solúveis e pouco solúveis. Solubilidade e Kps
 - 6.5. Aplicações

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.W. ; JONES, L., Princípios de Química, trad. Inês caracelli et al., Porto Alegre: editora Bookman, 2001.

BRADY, J. E., RUSSEL, J. W., HOLUM, J. R., Chemistry: Matter and its changes, 3rd ed., New York: John Wiley & Sons, 2000.

MAHAN, B. M., MYERES, R. J., Química um curso universitário. São Paulo: editora Edgard Blucher, 1998.

HEIN, M., ARENA, S., Fundamentos de Química Geral. trad. Gerardo G. B. Souza e Roberto B. Faria, 9^a ed., Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e científicos, 1998.

RUSSEL, J. B., Química Geral, vols. 1 e 2, trad. Maria Guekezian, et. al., 2^a ed., São Paulo: Editora McGraw-Hill do Brasil, 1994.

CHANG, R. , Química. Trad. Joaquim J. M. Ramos et al., 5^a ed., São Paulo: Editora McGraw-Hill do Brasil, 1994.

O'CONNOR, R. Fundamentos de Química, São Paulo: Editora Harba, 1993.

JOESTEN, M. D., et al., World of Chemistry, USA: Saunders College Publishing, 1991.

BRADY, J. E., HUMISTON, G. E., Química Geral. Volume 1 e 2, Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos, 1986.

KOTZ, J.C; TREICHEL, P.J. Química e Reações Químicas, 3^a ed. Rio de Janeiro, Livros Técnicos e Científicos, v. 1, 1998, 1 – 458 p.

KOTZ, J.C; TREICHEL, P.J. Química e Reações Químicas, 3^a ed. Rio de Janeiro, Livros Técnicos e Científicos, v. 2, 1998, 459 – 730 p.

MAIA, J.D; BIANCHI, A.C.J. Química Geral – FUNDAMENTOS, 1^a ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2007. 436 p.

APROVAÇÃO

18/08/2007



Profª Drª Maria Lúcia Bento
Coordenadora do Curso de Química
Portaria R nº 897/2006

18/08/2007



Prof. Dr. Manuel Gonzalo Hernandez Terrones
Diretor do Instituto de Química
Portaria R nº 473/2006