



UNIVERSIDADE FEDERAL DE UBERLÂNDIA
INSTITUTO DE QUÍMICA
CURSO DE QUÍMICA INDUSTRIAL

FICHA DE DISCIPLINA

DISCIPLINA: QUÍMICA FUNDAMENTAL 2

CÓDIGO: QQB008

UNIDADE ACADÊMICA: INSTITUTO DE QUÍMICA

PERÍODO: Segundo

CH TOTAL
TEÓRICA:

CH TOTAL
PRÁTICA:

CH TOTAL:

OBRIGATÓRIA: (x)

OPTATIVA: ()

60

00

60

PRÉ-REQUISITOS:

CÓ-REQUISITOS:

OBJETIVOS

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

Reações químicas, estequiometria, equilíbrio químico e equilíbrio químico em solução aquosa.

DESCRIÇÃO DO PROGRAMA - TEORIA

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;
- 5.2.3. 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. Conceitos sobre o estado de equilíbrio e a natureza dinâmica do estado de equilíbrio;
- 6.2. A constante de equilíbrio: significado, expressão e valores;
- 6.3. Deslocamento de equilíbrio;
- 6.4. 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

BIBLIOGRAFIA

BÁSICA:

ATKINS, P.W. ; JONES, L., Princípios de Química, trad. Inês Caracelli *et al.*, Porto Alegre: editora Bookman, 2008.

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

BROWN, T. L.; LEMEY Jr, H. E.; BURTEN, B. E.; BURDGE, J. R. Química: a ciênciacentral. 9ª ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

KOTZ, J.C; TREICHEL, P.J. Química e Reações Química, 5ª ed. Ed. Cengage Learning, v 1 e 2, 2005.

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

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

COMPLEMENTAR:

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


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

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

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

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

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

APROVAÇÃO	
<p>03/12/2010 Universidade Federal de Uberlândia Coordenação do Curso de Química Industrial  Wellington de Oliveira Cruz Coordenador Portaria R nº 713/10 Prof. Dr. Wellington de Oliveira Cruz Coordenador do Curso de Química Industrial Portaria R nº 713/10</p>	<p>03/12/2010 Universidade Federal de Uberlândia Prof. Manuel Gonzalo Hernandez Torrones Prof. Dr. Manuel Gonzalo Hernandez Torrones Diretor do Instituto de Química Portaria R nº 473/2006</p>