



UNIVERSIDADE FEDERAL DE UBERLÂNDIA
INSTITUTO DE FÍSICA
CURSO DE FÍSICA DE MÉDICA - BACHARELADO

FICHA DE DISCIPLINA

DISCIPLINA: INTRODUÇÃO À QUÍMICA GERAL

CÓDIGO:		UNIDADE ACADÊMICA: INSTITUTO DE QUÍMICA		
PERÍODO/SÉRIE: 1 ^o		CH TOTAL TEÓRICA: 60	CH TOTAL PRÁTICA: -	CH TOTAL: 60
OBRIGATÓRIA: (X)	OPTATIVA: ()			

OBS:

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

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

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** 3a. 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 ed. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e científicos, 1998.

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

CHANG, R. **Química**. Trad. Joaquim J. M. Ramos et al., 5a 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**. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos, 1986. Vols 1 e 2.

KOTZ, J.C; TREICHEL, P.J. **Química e Reações Química**, 3ª ed. Rio de Janeiro, Livros Técnicos e Científicos. 1998, vol. 1 e 2, 458 p.

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

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

APROVAÇÃO


____/____/____



Carimbo e assinatura do Coordenador do curso

Universidade Federal de Uberlândia
Prof. Alexandre Marietta
Coordenador "Pro-tempore" do Curso
de Física Médica Portaria Nº 1293/2009

____/____/____


Universidade Federal de Uberlândia
Carimbo e assinatura do Diretor da
Diretor do Instituto de Química
Portaria R nº 473/06
Unidade Acadêmica


FS: 292