



UNIVERSIDADE FEDERAL DE UBERLÂNDIA



FICHA DE COMPONENTE CURRICULAR

CÓDIGO: _____	COMPONENTE CURRICULAR: <u>INTRODUÇÃO À QUÍMICA GERAL</u>	
UNIDADE ACADÊMICA OFERTANTE: <u>INSTITUTO DE QUÍMICA</u>		SIGLA: <u>IQUFU</u>
CH TOTAL TEÓRICA: <u>60</u>	CH TOTAL PRÁTICA: <u>00</u>	CH TOTAL: <u>60</u>

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.

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 BASICA

ATKINS, P.W.; JONES, L. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

KOTZ, J.C.; TREICHEL JR, P.; WEAVER, Gabriela C. **Química geral e reações químicas**. São Paulo: Cengage Learning, c.2010.

CHANG, R. **Química geral**: conceitos essenciais. 4.ed. São Paulo: McGraw-Hill, 2007.

BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR

BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. **Química geral**. 2. ed. Rio de Janeiro : Livros Técnicos e Científicos, 1986.

BROWN, T. L. et al. **Química**: a ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson Education, 2005.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química**: um curso universitário. 4. ed. São Paulo: E. Blucher, 1995.

MAIA, D.J.; BIANCHI, J.C.A. **Química geral**: fundamentos. São Paulo: Prentice Hall, 2007.

RUSSEL, J. B. **Química geral**. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

APROVAÇÃO

30 / 08 / 16

Universidade Federal de Uberlândia
Prof. Dr. Diego Merigüe da Cunha
Coordenador do Curso de Física Médica

Portaria R N° 098/16
Carimbo e assinatura do Coordenador do Curso

06 / 09 / 2016

Universidade Federal de Uberlândia
Profa. Dra. Nívia Maria Melo Coelho
Diretora do Instituto de Química

Portaria R N° 0655/16
Carimbo e assinatura do Diretor da
Unidade Acadêmica