

DADOS DO COMPONENTE CURRICULAR

Componente Curricular: Físico-Química

Curso: Técnico em Química (Subsequente)

Período: 2º semestre

Carga Horária: 60 h.a. (50 h.r.)

Docente: Henrique César da Silva

EMENTA

Propriedades coligativas. Equilíbrio químico, Gases, Termodinâmica, Cinética Química, eletroquímica.

OBJETIVOS DE ENSINO

Geral

Adquirir conhecimentos científicos relacionados à físico-química que possibilitem entender as transformações e processos químicos envolvidos na indústria.

Específicos

- ❑ Entender a lei de Raoult e saber calcular a pressão de vapor de um solvente numa mistura de líquidos;
- ❑ Saber interpretar o diagrama de fases para uma mistura binária e calcular a pressão de vapor e a composição de cada componente da mistura em cada uma das fases em equilíbrio;
- ❑ Compreender a influência das propriedades coligativas: tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia e osmometria em um solvente puro e em solução;
- ❑ Conhecer e aplicar os métodos da crioscopia e osmometria na determinação da massa molar de um soluto;
- ❑ Compreender a reversibilidade de uma reação química e seu estado de equilíbrio;
- ❑ Saber expressar a constante de equilíbrio em termos de concentração e pressão das espécies envolvidas na reação química;
- ❑ Usar a concentração dos reagentes e a constante de equilíbrio para prever a direção de uma reação química nas condições dadas;
- ❑ Entender e saber aplicar o princípio de Le Chatelier;
- ❑ Saber classificar as espécies químicas em ácidos e bases numa reação química e ainda calcular o pH, pOH e as concentrações dos íons presentes em solução;
- ❑ Saber prever as forças relativas dos ácidos e bases usando os valores da constante de equilíbrio e as estruturas moleculares das espécies;

- Entender o conceito de solução tampão e como prepará-la;
- Calcular o pH de uma solução tampão e suas variações ocasionadas por adição de substâncias ácidas e básicas;
- Saber selecionar um indicador adequado para uma determinada titulação;
- Conhecer a ocorrência da hidrólise salina e prever o pH desse sal em água;
- Calcular a solubilidade de uma espécie química e o produto de solubilidade, sendo capaz de prever a precipitação de um determinado sal nas condições estabelecidas;
- Saber ler e interpretar um manômetro;
- Conhecer as leis dos gases ideais e reais;
- Entender a relação entre temperatura de um gás e velocidade das moléculas;
- Compreender os conceitos de trabalho e calor;
- Conhecer e saber aplicar a primeira lei da termodinâmica em transformações simples;
- Entender o significado de uma equação termoquímica;
- Entender a Lei de Hess;
- Calcular a variação de entalpia, entropia e energia livre de Gibbs e saber prever a espontaneidade de um processo nas condições estabelecidas;
- Conhecer os fatores que afetam a velocidade de uma reação química;
- Saber determinar a ordem, a lei de velocidade e a constante de velocidade de uma reação química;
- Saber representar, balancear e interpretar as equações de reações redox;
- Saber descrever uma célula galvânica e calcular o potencial padrão de uma semi-reação e de um eletrodo;
- Usar a equação de Nernst para calcular a força eletromotriz de uma célula;
- Conhecer os diferentes tipos de eletrólise.

CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

1. Propriedades coligativas
 - 1.1. Pressão máxima de vapor;
 - 1.2. Diagramas de fases;
 - 1.3. Tonoscopia;
 - 1.4. Ebulioscopia;
 - 1.5. Crioscopia;
 - 1.6. Osmose.
2. Equilíbrio Químico
 - 2.1. Definição, classificação dos equilíbrios;
 - 2.2. Equilíbrios moleculares homogêneos e heterogêneos;
 - 2.3. Expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração molar (K_c) e em termos de pressão parcial (K_p);
 - 2.4. Relação entre K_p e K_c ;
 - 2.5. Deslocamento de equilíbrio: princípio de Le Chatelier e os fatores que afetam equilíbrio químico;

- 2.6. Equilíbrio iônico;
- 2.7. Constante de ionização ou constante de dissociação iônica;
- 2.8. Lei da diluição de Ostwald;
- 2.9. Equilíbrio iônico da água: pH e pOH;
- 2.10. Indicadores ácido-base e titulação;
- 2.11. Tampões;
- 2.12. Hidrólise salina;
- 2.13. Constante de produto de solubilidade.
3. Gases
 - 3.1. Variáveis que descrevem o comportamento dos gases;
 - 3.2. Relação pressão-volume (Lei de Boyle);
 - 3.3. Efeitos da temperatura (Lei de Charles);
 - 3.4. Lei do gás ideal e suas propriedades;
 - 3.5. Gases reais.
4. Termodinâmica
 - 4.1. Conceitos fundamentais: sistema, fronteira e vizinhança;
 - 4.2. A primeira lei da termodinâmica (calor, trabalho e energia);
 - 4.3. Calorimetria;
 - 4.4. Entalpia, Reações exotérmicas e endotérmicas;
 - 4.5. Fatores que influenciam o valor de ΔH ;
 - 4.6. Equações termoquímicas;
 - 4.7. Gráficos de entalpia;
 - 4.8. Princípio de Thomsen e Berthelot;
 - 4.9. Diferentes calores de reação: Entalpia padrão de combustão, dissolução e formação;
 - 4.10. Lei de Hess;
 - 4.11. Entalpia de formação dos produtos e reagentes;
 - 4.12. Espontaneidade de uma reação: entropia;
 - 4.13. Energia das ligações rompidas e formadas;
 - 4.14. Energia livre de Gibbs (ΔG).
5. Cinética
 - 5.1. Conceito de cinética química, velocidade de uma reação;
 - 5.2. Fatores que influenciam na velocidade de uma reação: colisão entre as moléculas reagentes, energia de ativação, temperatura, concentração dos reagentes, pressão, estado sólido e natureza dos reagentes;
 - 5.3. Lei de Guldberg-Waage ou lei da ação das massas para reação elementar e não elementar;
 - 5.4. Ordem de uma reação;
 - 5.5. Molecularidade de uma reação;
 - 5.6. Catálise.
6. Eletroquímica
 - 6.1. Oxidação e redução;
 - 6.2. Pilhas;
 - 6.3. Variação de potencial de uma pilha e força eletromotriz;
 - 6.4. Eletrólise ígnea;
 - 6.5. Eletrólise em meio aquoso com eletrodos inertes e eletrodos ativos;
 - 6.6. Leis da eletroquímica.

METODOLOGIA DE ENSINO

- ❑ Aulas expositivas e dialogadas;
- ❑ Aulas práticas em laboratório.

AVALIAÇÃO DO PROCESSO DE ENSINO E APRENDIZAGEM

- ❑ Prova;
- ❑ Listas de exercícios;
- ❑ Relatório de aula prática;
- ❑ Seminário, debates e trabalhos.

RECURSOS DIDÁTICOS NECESSÁRIOS

- ❑ Utilização de quadro branco, livro didático, manuais específicos, computador, projetor multimídia;
- ❑ Laboratório de Química.

BIBLIOGRAFIA

Básica

- ❑ ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5.ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.
- ❑ RUSSELL, John Blair. **Química Geral**: volume 1. 2. ed. São Paulo: Pearson Makron Books, 2014.
- ❑ RUSSELL, John Blair. **Química Geral**: volume 2. 2. ed. São Paulo: Pearson Makron Books, 2013.

Complementar

- ❑ BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. **Química Geral**: v.1. 2. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2014.
- ❑ BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. **Química Geral**: v.2. 2. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2014.
- ❑ BROWN, Theodore L; LEMAY JR., H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química**: A ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.
- ❑ USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. **Química**: Volume único. 8. ed. São Paulo: Saraiva, 2010.