

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E DO DESPORTO

SECRETARIA DE EDUCAÇÃO SUPERIOR

CENTRO FEDERAL DE EDUCAÇÃO TECNOLÓGICA CELSO SUCKOW DA FONSECA – UnED NI

CURSO DE ENGENHARIA INDUSTRIAL DE CONTROLE E AUTOMAÇÃO

DEPARTAMENTO		PLANO DE CURSO DA DISCIPLINA			
DEICA NI		QUÍMICA			
CÓDIGO	PERÍODO	ANO	SEMESTRE	PRÉ-REQUISITOS	
GQUI0131	1º	2010	1º	SEM PRÉ-REQUISITO	
CRÉDITOS	AULAS/SEMANA				
4	TEÓRICA	PRÁTICA	ESTÁGIO		
	3h	1h	0		
			TOTAL DE AULAS NO SEMESTRE		
			72h		

EMENTA

Estrutura Atômica; Ligações Químicas, estrutura e propriedades das moléculas; Estequiometria; Termodinâmica; Equilíbrio Físico; Equilíbrio químico; Equilíbrio em fase aquosa; Eletroquímica; Cinética Química

BIBLIOGRAFIA PRINCIPAL

1. Brown, LeMay, Bursten, "Química. A Ciência Central", Pearson Editora, Nona edição
2. Brady, J.E., Humiston, G.E., "Química Geral", Volume 1 Editora LTC.
3. Brady, J.E., Humiston, G.E., "Química Geral", Volume 2, Editora LTC.

BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR

1. MAIA, DALTAMIR JUSTINO, "Química Geral - Fundamentos", PRENTICE HALL BRASIL
2. John B Russell, "Química Geral", Editora: Makron Books.
3. Atkins, P. e Jones, L., "Princípios de Química", Bookman Editora.
4. LAWRENCE S. BROWN E THOMAS A. HOLME, "QUÍMICA GERAL APLICADA À ENGENHARIA", Editora: Cengage Learning

OBJETIVOS GERAIS

Capacitar o aluno nos aspectos de Química Geral relevantes no exercício como Engenheiro de Controle e Automação.

METODOLOGIA

Parte teórica: Aulas teóricas expositivas e resolução de listas de exercícios.

Parte prática: Aulas práticas para consolidar os principais conceitos teóricos.

CRITÉRIO DE AVALIAÇÃO

Duas provas teóricas P1 e P2. $MP \text{ (Média Parcial)} = (P1 + P2) / 2$

Se $3,0 \leq MP < 7,0 \Rightarrow$ aluno em Prova Final (PF) e Média Final $MF = (MP + PF) / 2$

Se $MP \geq 7,0$ ou $MP < 3,0 \Rightarrow MF = MP$

Se $MF < 5,0 \Rightarrow$ Aluno reprovado

PROGRAMA TEÓRICO

- 1. Estrutura Atômica:**
 - 1.1. Teoria
 - 1.2. Propriedades periódicas dos elementos (RA, RI, AE, EI, Eletronegatividade e eletropositividade).
- 2. Ligações Químicas, estrutura e propriedades das moléculas:**
 - 2.1. Ligação iônica.
 - 2.2. Forças e comprimentos das ligações covalentes.
 - 2.3. Forma das moléculas e íons (modelo VSPER).
 - 2.4. Teoria da ligação de valência (hibridização e geometria das moléculas).
- 3. Estequiometria:**
 - 3.1. Relações numéricas.
 - 3.2. Cálculo estequiométrico:
 - 3.2.1. Cálculos simples.
 - 3.2.2. Rendimento.
 - 3.2.3. Grau de pureza.
 - 3.2.4. Reagente em excesso (ou agente limitante).
 - 3.3. Concentração de Soluções:
 - 3.3.1. Conversão entre concentração em quantidade de matéria (mol), quantidade de matéria e volume.
 - 3.3.2. Diluição.
- 4. Termodinâmica:**
 - 4.1. 1ª lei da termodinâmica.
 - 4.1.1. Energia interna (ΔU), trabalho (W), calor (Q).
 - 4.1.1.1. Funções de estado.
 - 4.1.1.2. Entalpia (ΔH), Entalpias de formação, entalpia de reação e lei de Hess.
 - 4.2. 2ª e 3ª lei da termodinâmica:
 - 4.2.1. Entropia (ΔS)
 - 4.2.1.1. Energia livre da reação (ΔG).
 - 4.2.1.2. Espontaneidade das reações.
- 5. Equilíbrio Físico:**
 - 5.1. Pressão de Vapor (P_v).
 - 5.2. A volatilidade e as propriedades moleculares.
 - 5.3. A variação da P_v com a temperatura.
 - 5.4. Diagrama de fase.
 - 5.5. A pressão e a solubilidade de um gás Lei de Henry.
 - 5.6. Propriedades Coligativas (Abaixamento da P_v do solvente, elevação do Ponto de ebulição e abaixamento do ponto de congelamento).
 - 5.7. Mistura líquidas binárias (P_v de uma mistura binária).
 - 5.8. A destilação.
- 6. Equilíbrio químico:**
 - 6.1. Termodinâmica e equilíbrio químico.
 - 6.2. Lei da ação das massas.
 - 6.3. Constante de equilíbrio.
 - 6.4. Relação entre K_c e K_p .
 - 6.5. Princípio de Le Chatelier.
- 7. Equilíbrio em fase aquosa:**
 - 7.1. K_w , pH e POH .
 - 7.2. Equilíbrios de solubilidade:
 - 7.2.1. Produto de solubilidade (K_{ps}).
 - 7.2.2. Efeito do íon comum.
 - 7.2.3. A ação do tampão.
- 8. Eletroquímica:**
 - 8.1. Pilha ou células galvânicas:
 - 8.1.1. Potencial da célula.
 - 8.1.1.1. Potenciais padrão de eletrodo (ddp).
 - 8.1.1.2. Potenciais-padrão e as constantes de equilíbrio.

- 8.1.1.3. Equação de Nernst.
- 8.1.1.4. Corrosão.
- 8.1.1.5. Proteção catódica.
- 8.2. Eletrólise:
 - 8.2.1. Células eletrolíticas.
 - 8.2.2. Tipos de eletrólise.
 - 8.2.3. Aspectos quantitativos (Lei de Faraday).
- 9. Cinética Química:**
 - 9.1. Velocidade de reação.
 - 9.2. Concentração e tempo.
 - 9.3. Modelos de reação.

PROGRAMA EXPERIMENTAL

Experiências envolvendo os seguintes tópicos:

1. Termodinâmica
 - a. – Processo Endotérmico e processo exotérmico.
 - b. – Espontaneidade das reações.
2. Equilíbrio Físico
 - a. – Destilação simples de uma mistura binária.
3. Equilíbrio Químico
 - a. - Alterações no equilíbrio de um sistema químico, através da influência do efeito do íon comum.
4. Oxirredução
 - a. - Potencial de uma célula eletroquímica (Zinco/Cobre).
 - b. - Espontaneidade de uma solução de reação de oxirredução (redox).
5. Cinética
 - a. - Fatores que influenciam a velocidade das reações químicas (Natureza dos reagentes, temperatura, concentração e superfície de contato dos reagentes).

PROFESSOR RESPONSÁVEL PELA DISCIPLINA	CHEFE DO DEPARTAMENTO
Denise Gentili Nunes	Waltencir dos Santos Andrade