

DADOS DA DISCIPLINA	
Nome da Disciplina: QUÍMICA II	
Curso: TÉCNICO EM CONTABILIDADE INTEGRADO AO ENSINO MÉDIO	
Período: 2º. Ano	
Carga Horária: 66,67 Hr	
Docente Responsável: Antônio Expedito, Andrea, Ernane Gonzaga, Suely O. Carneiro	

Ementa
QUÍMICA INORGÂNICA E FÍSICO-QUÍMICA: ESTUDO DOS GASES, CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES, ELETROQUÍMICA, TERMOQUÍMICA, CINÉTICA, EQUILÍBRIOS QUÍMICOS E IÔNICOS E AS CONSEQUÊNCIAS AMBIENTAIS NA ATMOSFERA, NA ÁGUA E NO SOLO.

Objetivos
Geral <i>Caracterizar o Estado Gasoso Aplicar os conceitos das Unidades de Concentração para o preparo das Soluções e demais reações químicas observando as variações de calor a velocidade de formação e decomposição como também as velocidades de equilíbrio.</i> Específicos • Conhecer os gases e suas propriedades correlacionando-os com a Teoria Cinética Molecular. • Aplicar as leis dos gases em transformações isotérmicas, isobáricas e isovolumétricas na determinação de densidades absoluta e relativa dos gases em misturas gasosas. • Interpretar gráficos de solubilidade. • Aplicar cálculos de concentração no preparo de soluções baseando-se nos conceitos de concentração comum, concentração em quantidade de matéria (molar), percentagens em massa, volume e massa-volume, fração em quantidade de matéria (fração molar) e concentração em mol por quilo (molalidade). • Realizar cálculos envolvendo diluição, mistura de soluções de mesmo soluto e mistura de soluções de solutos diferentes com e sem reação química. • Diferenciar as reações endotérmicas das exotérmicas através da análise de gráficos de entalpia versus caminho de reação. • Determinar o calor envolvido nas reações químicas e mudanças de estado físico. • Aplicar a Lei de Hess. • Identificar a variação de calor das substâncias. • Conhecer com que velocidade uma reação química se decompõe. • Entender a importância das reações químicas de equilíbrio químico e iônico pH e POH das substâncias. • Conhecer os sais hidratados

1 - Gases

- 1.1 Propriedades dos Gases.
- 1.2 Leis das Transformações Gasosas (Modelo de Gás Ideal).
- 1.3 Equação Geral do Gás Ideal.
- 1.4 Equação de estado de um Gás ou Equação de Clapayron.
- 1.5 Densidade Absoluta.
- 1.6 Densidade Relativa.
- 1.7 Hipótese de Avogadro.
- 1.8 Difusão e Efusão Gasosa.
- 1.9 Lei de Graham ou Lei de Difusão (Efusão) Gasosa.
- 1.10 Misturas Gasosas (Lei de Dalton ou das Pressões Parciais e Lei de Amagat ou dos volumes Parciais).
- 1.11 Massa Molecular Aparente ou Massa Molecular Média.
 - 1.12 Teoria Cinética dos Gases.

2 – Soluções

- 2.1 Definição
- 2.2 Classificação das soluções: Quanto ao Estado de Agregação (Soluções Sólidas, Líquidas e Gasosas); Quanto a Natureza do Solute (Soluções Iônicas e Soluções Moleculares); Quanto ao Coeficiente de solubilidade (Soluções Diluídas, Concentradas, Saturadas e Supersaturada).
- 2.3 Curvas de Solubilidade.
- 2.4 Unidades de Concentração: Concentração Comum; Concentração em quantidade de matéria; Título em massa; Percentagem em massa, Percentagem em volume e Percentagem massa/volume; Fração em quantidade de matéria ou Fração Molar; Concentração em mol por quilo ou molalidade.
- 2.5 Diluição e Mistura de Soluções (Diluição por acréscimo de solvente; Diluição por misturar soluções de mesmo soluto; Diluição por misturar soluções de solutos diferentes sem e com reação química).

3- Termoquímica

- 3.1 Definição
- 3.2 Entalpia e Variação de Entalpia ou Calor de reação.
- 3.3 Reações Exotérmicas e Endotérmicas
- 3.3 Gráfico de entalpia *versus* caminho da reação
- 3.4 Fatores que influenciam nos Calores de Reação: Quantidade de reagentes e produtos; Estado alotrópico; Estado físico; Temperatura.
- 3.5 Calor ou entalpia padrão de reação.
- 3.6 Estado Padrão
- 3.7 Equação Termoquímica
- 3.7 Calores ou Entalpias Especiais de Reação: Calor de Formação; Calor de Combustão; Calor de Dissolução; Calor de Ligação; Calor de Neutralização.
- 3.8 Lei de Hess

4- Eletroquímica

- 4.1 Pilha de Daniell
- 4.2 Força Eletromotriz das Pilhas
- 4.3 Eletrodo Padrão do Hidrogênio
- 4.4 Tabela dos potenciais-padrão de eletrodo
- 4.5 Cálculo da Força Eletromotriz das Pilhas
- 4.6 Previsão da Espontaneidade das Reações Redox
- 4.7 Corrosão
- 4.2- Eletrólise
 - 4.2.1 Eletrólise Ígnea
 - 4.2.2 Eletrólise em solução aquosa com eletrodos inertes
 - 4.2.3 Eletrólise com eletrodos reativos ou ativos
 - 4.2.4 Pilha x Eletrólise
 - 4.2.5 Aplicação da Eletrólise
 - 4.2.6 Estequiometria das pilhas e da eletrólise.

5 - Cinética Química

5.1 Velocidade das reações

- 1.1.1 Introdução
- 1.1.2 Conceito de velocidade média de uma reação química
- 1.1.3 Velocidade das reações químicas X Estequiometria das reações químicas.
- 1.1.4 Conceito de velocidade instantânea.

5.2 Teoria das colisões

5.3 Fatores que influenciam nas reações químicas

- 5.2.1 Temperatura
- 5.2.2 Eletricidade
- 5.2.3 Luz
- 5.2.4 Concentração
- 5.2.5 Catalisador

6 - Equilíbrio Químico

6.1 Estudo Geral dos Equilíbrios Químicos

- 6.1.1 Conceito de reações reversíveis
- 6.1.2 Conceito de equilíbrio químico
- 6.1.3 Equilíbrio homogêneo e equilíbrio heterogêneo
- 6.1.4 Grau de Equilíbrio
- 6.1.5 Constante de equilíbrio
- 6.1.6 Constante de equilíbrio em termos de pressões parciais.

6.2 Deslocamento de Equilíbrio

- 6.2.1 Introdução
- 6.2.2 Influência das concentrações dos participantes do equilíbrio
- 6.2.3 Influência da pressão total sobre o sistema
- 6.2.4 Influência da temperatura
- 6.2.5 Influência do catalisador

6.3- Equilíbrios Iônicos em Solução Aquosa

6.3.1 Equilíbrios Iônicos em Geral

- 6.3.1.1 Conceitos iniciais
- 6.3.1.2 Lei de diluição de Ostwald
- 6.3.1.3 Efeito do íon comum
- 6.3.1.4 Efeito de íons não comuns

6.4 Equilíbrio Iônico na Água/ pH e pOH

- 6.4.1 Introdução
- 6.4.2 Equilíbrio Iônico na Água/ Produto Iônico da Água
- 6.4.3 Conceitos de pH e pOH
- 6.4.4 Solução Tampão

6.5 Hidrólise de Sais

- 6.5.1 Grau e Constante de Hidrólise
- 2.5.2 Curvas de Titulação

6.6- Equilíbrios Heterogêneos

- 6.6.1 Introdução
- 6.6.2 Aplicação da lei da ação das massas aos equilíbrios heterogêneos
- 6.6.3 Deslocamento do equilíbrio heterogêneo
- 6.6.4 Influência da temperatura
- 6.6.5 Influência da pressão total sobre o sistema
- 6.6.6 Influência da adição ou retirada de um participante do equilíbrio.

6.7- O Produto de Solubilidade

- 6.7.1 Introdução
- 6.7.2 O conceito do produto de solubilidade
- 6.7.3 Previsão de reações de precipitação
- 6.7.4 Efeito do Íon Comum

Metodologia de Ensino/Integração

- AULAS EXPOSITIVAS DIALOGADAS E ILUSTRADAS COM RECURSO AUDIO
- PROJETO INTERDISCIPLINAR
- ENSINO POR ANALOGIAS
- MUDANÇA CONCEITUAL
- ENSINO POR MODELAGEM
- PRÁTICAS EM LABORATÓRIO

AVALIAÇÃO DO PROCESSO DE ENSINO E APRENDIZAGEM

Serão aplicadas, no mínimo, duas avaliações bimestrais. O processo será contínuo, considerando o desempenho do discente em sala de aula, por meio de provas teóricas, relatórios de atividades práticas, seminários.

SISTEMA DE ACOMPANHAMENTO PARA A RECUPERAÇÃO DA APRENDIZAGEM

DUAS AULAS NO HORÁRIO OPOSTO PARA ACOMPANHAMENTO EM SUAS NECESSIDADES SOBRE O CONTEÚDO MINISTRADO. (NÚCLEO DE APRENDIZAGEM).

RECURSOS NECESSÁRIOS

DATA SHOW
LIVRO DIDÁTICO ADOTADO PELA ESCOLA
LISTA DE EXERCÍCIOS

BIBLIOGRAFIA

Referência Básica

- FELTRE, R., QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA, SÃO PAULO: MODERNA (2004), v.1.
- PERUZZO, F. M, CANTO, E. L. DE (TITO E CANTO), QUÍMICA NA ABORDAGEM DO COTIDIANO, SÃO PAULO: MODERNA (2006), v.1.
- REIS, M. F., QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA E FÍSICO-QUÍMICA, SÃO PAULO: FTD (2001), v.1.
- SARDELLA, A. FALCONE, M. QUÍMICA (SÉRIE BRASIL), SÃO PAULO: ÁTICA (2004) v. ÚNICO
- SARDELLA, A, QUÍMICA (SÉRIE NOVO ENSINO MÉDIO), SÃO PAULO: ÁTICA (2003) v.ÚNICO
- LEMBO, QUÍMICA (REALIDADE E CONTEXTO), SÃO PAULO: ÁTICA (2002) v. 01.
- USBERCO, J., SALVADOR, E., QUÍMICA ESSENCIAL, SÃO PAULO; SARAIVA (2001), v.1.
- MORTIMER, E. F. M QUÍMICA PARA O ENSINO MÉDIO, SÃO PAULO: SCIPIONE (2002) v. ÚNICO
- CARVALHO, G. C.L DE QUÍMICA (DE OLHO NO MUNDO DO TRABALHO), SÃO PAULO: SCIPIONE (2004) v. ÚNICO