

PLANO DE ENSINO

Nome da Disciplina: Química II

Curso Técnico em Contabilidade Integrado ao Ensino Médio

Período: 2º. Ano

Carga Horária: 67

Docente Responsável: Sayonara Lira Porto

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

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.

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.

Conteúdo Programático

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 Soluta (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

4.8 Eletrólise

4.8.1 Eletrólise Ígnea

4.8.2 Eletrólise em solução aquosa com eletrodos inertes

4.8.3 Eletrólise com eletrodos reativos ou ativos

4.8.4 Pilha x Eletrólise

4.8.5 Aplicação da Eletrólise

4.8.6 Estequiometria das pilhas e da eletrólise.

5 - Cinética Química

5.1 Velocidade das reações

5.1.1 Introdução

5.1.2 Conceito de velocidade média de uma reação química

5.1.3 Velocidade das reações químicas X Estequiometria das reações químicas.

5.1.4 Conceito de velocidade instantânea.

5.2 Teoria das colisões

5.3 Fatores que influenciam nas reações químicas

5.3.1 Temperatura

5.3.2 Eletricidade

5.3.3 Luz

5.3.4 Concentração

5.3.5 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

6.5.2 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

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

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.

COMPLEMENTAR

- 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