



PLANO DE ENSINO

DADOS DA DISCIPLINA

Nome da Disciplina: **QUÍMICA II**Curso: **Controle Ambiental**Carga Horária: **80hs**Total de Aulas Semanais: **02**

Docente Responsável: Roscellino Bezerra de Mello Junior

EMENTA

Considerando-se o aprendizado adquirido pelo aluno no ano letivo anterior, dar-se-á continuidade ao processo, através da Química Inorgânica e da Físico-Química. Assim, serão abordadas as **Reações Químicas** e as **Soluções** que auxiliam na compreensão das transformações que ocorrem ao nosso redor; a **Termoquímica** que é essencial no entendimento das energias necessárias aos processos físicos e químicos (do corpo, do ambiente, industriais etc); o **Estudo dos Gases** que mostram como a temperatura e a pressão são propriedades físicas de relevância nos processos físicos e químicos. Os **Cálculos Estequiométricos** envolvidos nos assuntos citados serão de grande valia no entendimento lógico-matemático desses processos e fenômenos, de forma a desenvolver nos alunos o pensamento científico e a importância do conhecimento da Ciência, fortalecendo portanto, a compreensão dos fenômenos envolvidos no nosso cotidiano.

Continuando os assuntos de Físico-Química iniciados, utiliza-se a **Cinética Química** no estudo das velocidades das reações químicas para se conseguir acelerar processos industriais que leve a um maior rendimento ou desacelerar processos químicos de deterioração através dos fatores que as influenciam; como as noções de **Equilíbrio Químico** e de **Equilíbrio Iônico** em soluções aquosas auxiliam na compreensão de sistemas biológicos no nosso organismo, como esse equilíbrio pode ser alterado por fatores externos onde se faz necessário o conhecimento de pH que é muito importante no controle da acidez dos solos para a produção agrícola, no controle das águas para consumo, dentre outras aplicações.

OBJETIVOS

Geral

Contribuir para que o aluno possa prever a ocorrência das Reações Químicas, bem como aprender a Balancear as Equações Químicas representativas das mesmas. Caracterizar o Estado Gasoso. Compreender as Leis Ponderais, as quais servirão para fundamentar os Cálculos Estequiométricos e Aplicar os conceitos das Unidades de Concentração para o preparo das Soluções. Além disso, analisar a transferência de calor associada a uma reação química e às mudanças de estado físico.

Contribuir para que o aluno possa: verificar as velocidades das reações químicas bem como os fatores que as influenciam; compreender os equilíbrios químico e iônico dos processos reversíveis.

Específicos

Ao final deste componente curricular o aluno deve:

- Representar as reações químicas através das equações: geral e iônica.
- Balancear equações de oxi-redução pelo método do número de oxidação e das semi-equações.
- Aplicar as leis das reações químicas nos cálculos estequiométricos.
- Conhecer os gases e suas propriedades correlacionando-os com a Teoria Cinético 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.
- Verificar os efeitos da concentração, temperatura, catalisador, luz, e superfície de contato sobre as velocidades das reações.
- Analisar o deslocamento do equilíbrio químico por influência da concentração, temperatura, pressão e catalisador.
- Aplicar a expressão da constante de equilíbrio.
- Calcular o pH de soluções aquosas ácidas e básicas.

CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

1- Reações Químicas

1.1 Definição de Reação.

1.2 Equação Química.

1.3 Classificação das Reações Químicas:

1.3.1 Classificação Geral (Quanto ao calor envolvido; quanto à reversibilidade; quanto a velocidade; quanto ao estado físico de reagentes e produtos; quanto a variação do número de oxidação).

1.3.2 Classificação Quanto ao Grau de Complexidade ou Tipos de Reações (Reações de Síntese ou Adição; Reações de Decomposição; Reações de deslocamento ou simples troca e Reações de dupla troca).

1.4. Balanceamento de Equações Químicas: Método das Tentativas, Método de Oxidação-Redução (Método das semi-reações e método da variação total dos Elétrons).

2 - Gases

2.1 Propriedades dos Gases.

2.2 Leis das Transformações Gasosas (Modelo de Gás Ideal).

2.3 Equação Geral do Gás Ideal.

- 2.4 Equação de estado de um Gás ou Equação de Clapayron.
- 2.5 Densidade Absoluta.
- 2.6 Densidade Relativa.
- 2.7 Hipótese de Avogadro.
- 2.8 Difusão e Efusão Gasosa.
- 2.9 Lei de Graham ou Lei de Difusão (Efusão) Gasosa.
- 2.10 Misturas Gasosas (Lei de Dalton ou das Pressões Parciais e Lei de Amagat ou dos volumes Parciais).
- 2.11 Massa Molecular Aparente ou Massa Molecular Média.
- 2.12 Teoria Cinética dos Gases.

3 – Estequiometria

- 3.1 Leis Ponderais aplicadas às Reações Químicas
- 3.2 Cálculos Estequiométricos (Envolvendo: pureza, rendimento, reagente em excesso e reagente limite, reações sucessivas, ligas, misturas de substâncias e combustão)

4 – Soluções

- 4.1 Definição
- 4.2 Classificação das soluções: Quanto ao Estado de Agregação (Soluções Sólidas, Líquidas e Gasosas); Quanto a Natureza do Soluto (Soluções Iônicas e Soluções Moleculares); Quanto ao Coeficiente de solubilidade (Soluções Diluídas, Concentradas, Saturadas e Supersaturada).
- 4.3 Curvas de Solubilidade.
- 4.4 Unidades de Concentração: Concentração Comum; Concentração em quantidade 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.
- 4.5 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).

5- Termoquímica

- 5.1 Definição
- 5.2 Entalpia e Variação de Entalpia ou Calor de reação.
- 5.3 Reações Exotérmicas e Endotérmicas
- 5.3 Gráfico de entalpia *versus* caminho da reação
- 5.4 Fatores que influenciam nos Calores de Reação: Quantidade de reagentes e produtos; Estado alotrópico; Estado físico; Temperatura.
- 5.5 Calor ou entalpia padrão de reação.
- 5.6 Estado Padrão
- 5.7 Equação Termoquímica
- 5.7 Calores ou Entalpias Especiais de Reação: Calor de Formação; Calor de Combustão; Calor de Dissolução; Calor de Ligação; Calor de Neutralização.
- 5.8 Lei de Hess

6- Cinética Química

6.1 Velocidade das reações

- 6.1.1 Introdução
- 6.1.1.1 Conceito de velocidade média de uma reação química
- 6.1.1.2 Velocidade das reações químicas X Estequiometria das reações químicas.
- 6.1.1.3 Conceito de velocidade instantânea.

6.2 Teoria das colisões

6.2.1 Fatores que influenciam nas reações químicas

6.2.1.1 Temperatura

6.2.1.2 Eletricidade

6.2.1.3 Luz

6.2.1.4 Concentração

6.2.1.5 Catalisador

7- Equilíbrio Químico

7.1 Estudo Geral dos Equilíbrios Químicos

7.1.1 Conceito de reações reversíveis

7.1.2 Conceito de equilíbrio químico

7.1.3 Equilíbrio homogêneo e equilíbrio heterogêneo

7.1.4 Grau de Equilíbrio

7.1.5 Constante de equilíbrio

7.1.6 Constante de equilíbrio em termos de pressões parciais.

7.2 Deslocamento de Equilíbrio

7.2.1 Introdução

7.2.2 Influência das concentrações dos participantes do equilíbrio

7.2.3 Influência da pressão total sobre o sistema

7.2.4 Influência da temperatura

7.2.5 Influência do catalisador

7.3- Equilíbrios Iônicos em Solução Aquosa

7.3.1 Equilíbrios Iônicos em Geral

7.3.1.1 Conceitos iniciais

7.3.1.2 Lei de diluição de Ostwald

7.3.1.3 Efeito do íon comum

7.3.1.4 Efeito de íons não comuns

7.4 Equilíbrio Iônico na Água/ pH e pOH

7.4.1 Introdução

7.4.2 Equilíbrio Iônico na Água/ Produto Iônico da Água

7.4.3 Conceitos de pH e pOH

7.4.4 Solução Tampão

7.5 Hidrólise de Sais

7.5.1 Grau e Constante de Hidrólise

7.5.2 Curvas de Titulação

7.6- Equilíbrios Heterogêneos

7.6.1 Introdução

7.6.2 Aplicação da lei da ação das massas aos equilíbrios heterogêneos

7.6.3 Deslocamento do equilíbrio heterogêneo

7.6.4 Influência da temperatura

7.6.5 Influência da pressão total sobre o sistema

7.6.6 Influência da adição ou retirada de um participante do equilíbrio.

7.7- O Produto de Solubilidade

7.7.1 Introdução

7.7.2 O conceito do produto de solubilidade

7.7.3 Previsão de reações de precipitação

7.7.4 Efeito do Íon Comum

METODOLOGIA DE ENSINO

1. Aulas
2. Expositivas
 - Dialogadas
 - Ilustradas com recursos audiovisuais
3. Atividades
 - Trabalhos individuais e grupais
 - Seminários
 - Aulas práticas
 - Projetos Interdisciplinares
4. Locais das Atividades
 - Salas de aula
 - Laboratórios
 - Anfiteatro
5. Recursos Didáticos
 - Retroprojetor
 - Computador
 - TV

AVALIAÇÃO

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.

BIBLIOGRAFIA

- FELTRE, R., Química Geral e Inorgânica e Físico-Química, São Paulo: Moderna (2004), v.1 e v.2.
- PERUZZO, F. M, CANTO,E. L . DE (TITO E CANTO), Química na Abordagem do Cotidiano, São Paulo: Moderna (2006), v.1 e v.2.
- REIS, M. F., Química Geral e Inorgânica e Físico-Química, São Paulo: FTD(2001), v.1 e v.2.
- 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 e v.02.
- USBERCO,J., SALVADOR,E., Química Essencial, São Paulo; Saraiva(2001), v.1 e v.2.