



UNIVERSIDADE FEDERAL DE SANTA CATARINA
CENTRO DE CIÊNCIAS FÍSICAS E MATEMÁTICAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

Campus Universitário -Trindade - 88040-900 - Florianópolis - SC - Brasil
Fone: (048) 3721-6852

Química Geral I
1104
DURAÇÃO: 60 HORAS AULA

EMENTA

Matéria. Conceitos gerais. Teoria atômica. Estrutura Atômica. Configuração eletrônica. Orbital atômico. Ligações químicas: iônica, covalente, metálica. Leis dos gases. Conceito de mol. Funções Químicas. Misturas. Soluções. Concentração de soluções. Equações Químicas. Reações redox. Introdução ao equilíbrio químico; ácidos e bases; pH. Calor de reação. Introdução à termoquímica.

PROGRAMA

01. MATÉRIA – CONCEITOS GERAIS

- 1.1. Fenômeno Físico – Fenômeno Químico
- 1.2. Lei da Conservação da Matéria. Lei da conservação de Energia
- 1.3. Equivalência entre massa e energia.
- 1.4. Relações de Einstein, De Broglie e Planck

02. TEORIA ATÔMICA

- 2.1. Modelo de Átomo: Rutherford: Bohr – Postulados
- 2.2. Estudo da Luz: Teoria ondulatória, frequência, energia.
- 2.3 Espectros
- 2.4. Número atômico, número de massa e peso atômico
- 2.5. Estrutura Eletrônica; número quântico; orbital atômico.
- 2.6. Princípio de exclusão de Pauli.

03. LIGAÇÕES QUÍMICAS

- 3.1. Teoria do Octeto
- 3.2. Estabilidade
- 3.3. Estrutura de Lewis; Ligações simples; duplas; triplas.
- 3.4. Ligação sigma; Ligação pi.
- 3.5. Eletronegatividade; polaridade.
- 3.6. Ligação Coordenada.
- 3.7. Ligação Iônica.

- 3.8. Estrutura de compostos iônicos
- 3.9. Propriedades das substâncias moleculares e iônicas.

04. FUNÇÕES INORGÂNICAS

- 4.1. Ácidos- Bases - Sais
 - 4.1.1. Conceito
 - 4.1.2. Propriedades físicas e químicas
 - 4.1.3. Nomenclatura (estudo paralelo)

05. EQUAÇÕES QUÍMICAS

- 5.1. Equação química.
- 5.2. Equação de oxi-redução.
- 5.3. Número de oxidação. Regras para determinar.
- 5.4. Agente oxidante. Agente redutor.
- 5.5. Balanceamento de equações.

06. MISTURAS DE SUBSTÂNCIAS

- 6.1. Misturas e soluções.
- 6.2. Solubilidade
- 6.3. Concentração de soluções
 - 6.3.1. Conc. Comum; densidade; título.
 - 6.3.2. Molaridade; normalidade; molalidade.
 - 6.3.3. Diluição e mistura de soluções.

07. LEIS DOS GASES

- 7.1. Teoria cinética dos gases; estrutura dos gases.
- 7.2. Medidas de pressão
- 7.3. Escala absoluta de temperatura.
- 7.4. Lei de Charles; Lei de Boyle; Relação entre P e V; Energia cinética.
- 7.5. Lei geral dos gases
- 7.6. Gás ideal; gás real; constante universal dos gases ideais.
- 7.7. Cálculo do peso molecular e densidade de um gás.
- 7.8. Pressões parciais.

08. CALOR DE REAÇÃO

- 8.1. Introdução à termoquímica.
- 8.2. Reações Endo e Exotérmicas.
- 8.3. Tipos de calores de reação.
- 8.4. calor específico.
- 8.5. Entalpia.

09. INTRODUÇÃO AO EQUILÍBRIO QUÍMICO

- 9.1. Velocidade de reação

- 9.2. Equilíbrio
- 9.3. Constante de equilíbrio
- 9.4. Princípio de Le Chatelier deslocamento do equilíbrio.
- 9.5. Produto Iônico da água.
- 9.6. Escalas de pH e pOH; ácidos e bases.
- 9.7. Grau de ionização; Lei de diluição de Ostwald.
- 9.8. Força relativa de ácidos e bases.

AO TÉRMINO DE UNIDADE O ALUNO DEVERÁ SER CAPAZ DE:

01. MATÉRIA – CONCEITO GERAIS

- Definir matéria, massa, volume, fenômeno físico e fenômeno químico
- Citar a Lei da Conservação da matéria e Energia.

02. TEORIA ATÔMICA

- Esquematizar simplificada um átomo com seus componentes básicos.
- Determinar seu número atômico, número de massa e peso atômico.
- Citar os postulados de Bohr.
- Discorrer sobre a quantização de energia em espectros luminosos dentro dos princípios da teoria e partícula-onda.
- Citar e descrever o significado dos quatro números quânticos.
- Descrever a estrutura de um átomo através a notação abreviada e do Diagrama de Pauling.
- Escrever as funções de onda correspondente a elétrons em quaisquer orbitais atômicos.

03. LIGAÇÕES QUÍMICAS

- Definir elementos químicos.
- Classificar os elementos em grupos de acordo com suas configurações de valência.
- Descrever o estado ativado e hibridizado do átomo de carbono
- Determinar, segundo a estrutura eletrônica a tendência dos elementos em ganhar ou perder elétrons.
- Definir potencial de ionização e eletroafinidade.
- Definir eletronegatividade.
- Construir graficamente fórmulas eletrônicas estruturais e moleculares.
- Distinguir e apontar ligações covalentes, simples, duplas e triplas.
- Definir ligação covalente normal e coordenada.
- Determinar quando uma ligação é polar ou apolar.
- Descrever esquematicamente a estrutura dos compostos iônicos e suas propriedades.
- Descrever as propriedades principais dos compostos moleculares.

04.FUNÇÕES INORGÂNICAS

- Relacionar as funções da química inorgânica.
- Escrever as fórmulas estruturais das principais funções inorgânicas.
- Dar nome aos principais compostos dentro das funções inorgânicas.

05.EQUAÇÕES QUÍMICAS

- Completar e ajustar as equações químicas das reações entre as principais funções da química inorgânica.
- Determinar os números de oxidação de elementos em compostos e equações químicas.
- Citar as regras para determinação do número de oxidação médio de elementos em fórmulas químicas.
- Definir os termos : oxidação, redução, oxidante e redutor.
- Determinar em equações químicas, os oxidantes e os redutores.
- Ajustar equações de oxi-redução.

06.MISTURAS DE SUBSTÂNCIAS

- Definir mistura: mistura homogênea e heterogênea.
- Definir solubilidade e citar suas leis básicas.
- Definir concentração de uma solução.
- Citar os conceitos de:
 - C= Concentração comum
 - (d ou D) = densidade
 - T = título
 - M = molaridade
 - N = normalidade
 - W = molalidade
 - Fr_(x) = fração molar
- Escrever e utilizar em cálculos as expressões matemáticas (fórmulas) dos conceitos no item 4.
- Fazer cálculos de diluição e mistura de soluções.

07.LEIS DOS GASES

- Citar as principais propriedades dos gases.
- Definir pressão e pressão atmosférica.
- Citar as Leis de Charles; Boyle e Gay Lussac.
- Definir gás ideal.
- Aplicar a lei geral dos gases em problemas que relacionem pressão, volume e temperatura.
- Aplicar a equação geral dos gases ao cálculo de peso molecular e densidade de um gás.
- Aplicar em problemas a lei das pressões parciais (Lei de Dalton).

PARTE PRÁTICA:

08. INTRODUÇÃO À TERMOQUÍMICA

- Nomear e explicar o uso dos principais instrumentos de laboratório.
- Montar e utilizar, convenientemente, aparelhos para filtração e destilação.
- Usar corretamente aparelhagem para medida de volumes de líquidos e sua transferência de recipiente.
- Determinar, através de experiências simples, calores de combustão, fusão e reação.
- Definir calor específico de uma substância.
- Definir entalpia.
- Aplicar a Lei de Hess em problemas simples de termoquímica.

09. INTRODUÇÃO AO EQUILÍBRIO QUÍMICO

- Citar a Lei de Guldberg Waage.
- Escrever a partir de uma dada equação, em termos simples , a expressão matemática para a constante de equilíbrio de uma reação.
- Definir ácidos e bases.
- Diferenciar ácidos fortes e fracos bem como bases fortes e fracas.
- Resolver problemas com a aplicação do conceito de grau de dissociação.
- Calcular o pH de soluções ácidas e básicas.
- Resolver problemas simples de análise volumétrica.
- Definir padrão primário e secundário.
- Esquematizar, construir e determinar teoricamente o potencial de pilhas.

BIBLIOGRAFIA

- 1 – Russel, J. B. "**General Chemistry**", MacGraw-Hill Inc.
- 2 – Mahan, B. H. e Myers, R. J., "**Química: Um Curso Universitário**", Editora Edgard Blücher Ltda.
- 3 – Kotz, J. C. and Purcell, K. F.; "**Chemistry and Chemical Reactivity**", Saunders College Publishing.
- 4 – Bailar, J. C. Jr., *et alli*, "**Chemistry**", HBJ Publishers Inc.