



PROGRAMA DA DISCIPLINA

Identificação			
Disciplina	Química I	Código	106201
Pré-requisitos	Sem pré-requisito	Carga horária	60
PEL	4.0.0	Créditos	4
Ementa			
Teoria atômica. Estrutura eletrônica dos átomos. Propriedades periódicas. Ligações químicas: iônicas, covalentes e metálicas. Reações químicas: estequiometria, equilíbrio, cinética e termodinâmica. Líquidos e soluções: propriedades e estequiometria. Gases ideais. Fundamentos de eletroquímica.			
Objetivo			
Propiciar interação entre professor e aluno para construção de conceitos básicos em química, contextualizando esta ciência de forma interdisciplinar e considerando o cotidiano.			
Conteúdo Programático			
<p>A TEORIA ATÔMICA Propriedades das ondas. Radiação eletromagnética. A teoria quântica de Max Planck. O efeito fotoelétrico. O espectro atômico de hidrogênio e o modelo de Bohr. Espectro de emissão do átomo de hidrogênio. Estrutura eletrônica: número quântico. Níveis energéticos. Orbitais atômicos.</p> <p>PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS Desenvolvimento da Tabela periódica. A classificação periódica dos elementos. Variação periódica das propriedades físicas: carga nuclear efetiva; raio atômico; raio iônico; afinidade eletrônica; energia de ionização.</p> <p>LIGAÇÕES QUÍMICAS A notação de Lewis. A ligação iônica. Configuração eletrônica de íons. A ligação covalente. Estruturas de Lewis. Carga formal e a estrutura de Lewis. O conceito de ressonância. Exceções à regra do octeto. A força das ligações covalentes. A ligação metálica: condutores e semicondutores.</p> <p>ESTEQUIOMETRIA Número de Avogadro. Fórmulas químicas. Íons e compostos iônicos. Equações químicas. Propriedades das soluções aquosas. Eletrólitos e não-eletrólitos. Reações de precipitação. Solubilidade. Equações moleculares e iônicas. Reações ácido-base. Reações de óxido-redução. Número de oxidação. Balanceamento das equações de óxido-redução. Relação de massa nas reações químicas. Quantidades de reagentes e produtos. Reagente limitante. Rendimento de reação. Moles em solução-molaridade.</p> <p>GASES IDEAIS Diferença entre gás e vapor. Pressão atmosférica-barômetro-manômetro. Leis dos gases. Equação de um gás ideal. Cálculo da densidade e da massa molar de gases. Estequiometria envolvendo gases. Mistura de gases-Lei de Dalton. Gases Reais. A atmosfera terrestre: composição; ciclo do nitrogênio e do oxigênio; camadas da atmosfera; vapor d'água na atmosfera; fontes e obtenção de nitrogênio, oxigênio e hidrogênio; a camada de ozônio.</p> <p>TERMOQUÍMICA</p>			



Universidade Federal de Sergipe
Centro de Ciências Exatas e Tecnologia
Departamento de Química
Colegiado dos Cursos de Química



Energia. Mudança de energia nas reações químicas. Entalpia. Reações endotérmicas e exotérmicas. Variação de entalpia. Equações termoquímicas. Entalpia de formação e de reação. Medida do fluxo de calor-calorimetria. Primeira lei da termodinâmica.

PROPRIEDADES DOS LÍQUIDOS E DAS SOLUÇÕES

Introdução. Tensão superficial. Viscosidade. Estrutura e propriedades da água. Soluções. Tipos de soluções. Unidades de concentração, porcentagem em massa, fração molar, molaridade, molalidade. Solubilidade. Princípios de solubilidade. Interação soluto-solvente. Efeito da temperatura e da pressão sobre a solubilidade. Lei de Henry. Propriedades coligativas de soluções de não-eletrólitos. Exemplo de propriedades não-coligativas. Abaixamento da pressão de vapor. Elevação do ponto de ebulição. Abaixamento do ponto de congelamento. Pressão osmótica. Determinação da massa molar através das propriedades coligativas. Propriedades coligativas de eletrólitos.

CINÉTICA QUÍMICA

Velocidade de reação. Ordem de reação. Relação entre concentração de reagente e tempo. Energia de ativação. Teoria das colisões e cinética química. Velocidade de reação e temperatura. Mecanismos de reação. Catálise.

EQUILÍBRIO QUÍMICO

Conceito de equilíbrio químico. Expressão geral do K_c , propriedades, aplicações. Equilíbrio homogêneo. Equilíbrio heterogêneo. Fatores que afetam o equilíbrio químico.

FUNDAMENTOS DA ELETROQUÍMICA

células eletroquímicas. Potenciais de redução e oxidação. Equação de Nernst. Aplicações: pilhas secas. Baterias de automóveis.

Bibliografia

BROWN, LEMAY E BURSTEN. Química ciência central. 7ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 1997.

MAHAN, B., MYERS, R. J. Química um curso universitário. 4ª ed. São Paulo: Edgard Blucher, 1995.

SKOOG, WEST, HOLLER, CROUCH. Fundamentos de química analítica. São paulo: Thomson Pioneira, 2006.